

UNIVERSIDAD COMPLUTENSE DE MADRID

FACULTAD DE EDUCACIÓN
Departamento de Didáctica de las Ciencias Experimentales
(Física, Química, Biología y Geología)



**CONTENIDOS DE ESTRUCTURA ATÓMICA EN LIBROS
DE TEXTOS ESPAÑOLES DE QUÍMICA GENERAL
(1928-1975)**

**MEMORIA PARA OPTAR AL GRADO DE DOCTOR
PRESENTADA POR**

Felicísimo González Canle

Bajo la dirección del doctor

Pedro Juan Sánchez Gómez

Madrid, 2012

• ISBN: 978-84-694-6482-3

© Felicísimo González Canle, 2012

Universidad Complutense de Madrid

Facultad de Ciencias de la Educación



**Contenidos de estructura atómica en libros de textos
españoles de Química General (1928-1975)**

Tesis Doctoral

Felicísimo González Canle

Madrid, 2011

UNIVERSIDAD COMPLUTENSE DE MADRID

FACULTAD DE EDUCACIÓN

Didáctica de las Ciencias Experimentales (Física, Química, *Biología y Geología*)

**CONTENIDOS DE ESTRUCTURA
ATÓMICA EN LOS LIBROS DE
TEXTO ESPAÑOLES DE QUÍMICA
GENERAL (1928-1975)**

Tesis presentada para la obtención del grado
de Doctor por Felicísimo González Canle, dirigida
por el Doctor D. Pedro Juan Sánchez Gómez

Madrid, 2011

*A mis abuelos José Luis y Jacinto y a mi
abuela Mercedes que ya no están conmigo
pero siempre me acuerdo de ellos.*

*A mi abuela Paquita y a mi madre
Trinidad, mi pilar.*

Agradecimientos

En primer lugar, he de agradecer al Director de mi tesis, el Doctor D. Pedro Juan Sánchez Gómez, que me ha dedicado todo su tiempo y que sin sus acertadas orientaciones no hubiera podido realizar esta tesis. Pedro ha sido siempre amable y ha tenido la suficiente paciencia de permitirme el lujo de recrearme durante tanto tiempo en un trabajo tan maravillosamente agradable.

Como Químico obtuve la formación académica que me ha permitido trabajar como profesor en Institutos y además, por suerte, cumplir con los requisitos necesario para realizar este doctorado, pero no ha sido hasta que tras pasar solamente tres estupendos años en la Escuela de Magisterio y salir de ella como Maestro Generalista que no he empezado a disfrutar plenamente de mi profesión como docente en la Educación Primaria y por suerte, en la Escuela Pública. Por esta pequeña razón de entrar a estudiar en esta Escuela pero gran oportunidad en mi vida, quisiera dar las gracias a todos los profesores que me han dado clase en la carrera de Magisterio. No quiero escribir nombres porque todos han sido todos magníficos y guardo de ellos un entrañable e inolvidable recuerdo. Ellos me han enseñado a enseñar Matemáticas, Ciencias, Lengua, Historia, Didáctica, Inglés, Música, Educación Física, Plástica... y que sin su excelente trabajo no hubiera sentido la necesidad de permanecer vinculado más años a esta casa realizando este doctorado.

Índice.

•	Capítulo 1 – PRESENTACIÓN.	
1.1.	Motivación del trabajo.	2
1.2.	Estudios anteriores.	3
1.2.1	Nacionales.	3
1.2.2.	Extranjeros.	4
1.3	Estructura del trabajo. Presentación de las siguientes secciones.	5
•	Capítulo 2 – INTRODUCCIÓN.	
2.1.	La Mecánica Cuántica en los libros de texto extranjeros.	7
2.1.1.	El modelo de hacer ciencia inglés.	11
2.2.	Las nuevas teorías en los libros de texto de Química.	14
2.2.1.	El cambio en la enseñanza de la Química Inorgánica a mediados de siglo XX.	17
2.2.2.	El estudio detallado de la Mecánica Cuántica no es objetivo de un manual de Química General.	31
2.2.3.	Características que deben cumplir los libros de texto.	34
2.2.4.	Aproximaciones atomistas y antiatomistas. Controversias científicas.	39
2.2.5.	Química cuántica y Mecánica cuántica. Solución de problemas.	46
2.2.6.	La Física en los libros de Química.	50
2.2.7.	Pedagogía en los libros de texto.	55
2.2.8.	Historia de la Química en los libros de texto.	58
2.3.	La introducción de las ideas de la Mecánica Cuántica en España.	61
2.4.	Las publicaciones españolas.	64
2.4.1.	Condiciones y circunstancias encontradas en torno a los textos y estudios de Química Preuniversitarios y Universitarios en España a principios del siglo XX. Generalidades.	69
2.4.1.1.	Planes de estudio en la facultad de Ciencias, Sección de Químicas en la Universidad de Valencia. 1900 a 1936.	73
2.5.	La ciencia Española (1927-1975).	88
2.5.1	1918-1939.	92
2.5.2.	1940-1959.	102
2.5.3.	1960-1969.	116
2.5.4.	1970-1974.	117
•	Capítulo 3 - INVESTIGACIÓN EMPÍRICA DE LIBROS DE TEXTO.	
3.1	Objetivos específicos.	120
3.2.	Muestra estudiada. Selección de libros.	121
3.3.	Selección de ítems. Términos significativos. Índice	125

	analítico del campo de estudio para facilitar un estudio posterior.	
3.3.1.	División de los ítems en categorías: Clásica, precuántica y cuántica.	135
3.4.	Aparición de los códigos en los libros.	136
	• Capítulo 4. – ANÁLISIS.	
4.1.	Titulaciones de los autores.	141
4.2.	Concepciones atómicas según los ítems encontrados en los distintos periodos por niveles.	143
4.2.1.	Libros de texto Universitarios de Química General.	145
4.2.1.1.	Primer periodo.	147
4.2.1.2.	Segundo periodo.	147
4.2.1.3.	Tercer periodo.	149
4.2.1.4.	Cuarto periodo.	150
4.2.2.	Libros de texto Preuniversitarios de Química.	152
4.2.2.1.	Primer periodo.	155
4.2.2.2.	Segundo periodo.	155
4.2.2.3.	Tercer periodo.	156
4.2.2.4.	Cuarto periodo.	157
4.2.2.5.	Comparación de ítems rebajando el 70% que tomamos para aceptar un ítem al 67%.	158
4.2.3.	Comparación libros Universitarios y Preuniversitarios.	161
4.2.4.	Libros específicos de Mecánica Cuántica.	164
4.2.4.1.	Primer periodo.	164
4.2.4.2.	Segundo periodo.	166
4.2.4.3.	Resto de periodos.	169
4.3.	Relación entre los ítems según aparecen en los periodos para los niveles de química general universitaria y preuniversitaria.	172
4.3.a.	Ideas que entran en los libros de texto antes que sus autores.	173
4.3.b.	Autores que se introduce su nombre en los textos antes de que sus ideas sean totalmente desarrolladas en los mismos.	175
4.3.c.	Aumento de la complejidad de las ideas.	178
4.3.d.	Interés por los libros por la historia de la química relativa a la composición del átomo.	182
	• Capítulo 5 – RESUMEN DE LOS RESULTADOS.	
5.1.	Libros de Química General.	185
5.2.	Libros de Química en el Preuniversitario.	197
5.3.	Libros específicos de Mecánica Cuántica.	209
	• Capítulo 6- CONCLUSIONES.	
6.1.	- Se introducen en primer lugar entidades, conceptos o	213

	teorías que pueden encajar en una descripción clásica.	
	- Se produce una mezcla de modelos históricos (se producen ideas nuevas pero se siguen manteniendo las antiguas)	
6.1.1.	Tipos de órbitas, Sommerfeld, capas y niveles, spin.	213
6.1.1.1.	Libros universitarios años treinta y cuarenta.	214
6.1.1.2.	Libros preuniversitarios años treinta y cuarenta.	225
6.1.2.	El principio de Pauli en libros preuniversitarios y universitarios.	222
6.1.3.	La teoría ondulatoria de de Broglie	224
6.2.	1970. Se fija completamente ítems relacionados con el modelo atómico en la enseñanza actual de la Química General.	226
	• Capítulo 7 – TEXTOS CONSULTADOS Y BIBLIOGRAFÍA.	
7.1.	Textos consultados.	234
7.2.	Bibliografía.	242
	Referencias	248
	• ANEXOS.	
Anexo I	Ítem a ítem encontrado en nuestros textos.	255
	Universitarios.	255
	Preuniversitarios.	339
Anexo II	Ítems encontrados texto a texto.	430
	Universitarios.	430
	Preuniversitarios.	513
Anexo III	Autores de los libros Universitarios y Preuniversitarios.	600
Anexo IV	Tablas y gráficas.	603
Anexo V	Porcentaje de presencia de ítems por niveles Universitarios y Preuniversitarios	609

Capítulo 1-PRESENTACIÓN.

1.1. Motivación del trabajo.

1.2. Estudios anteriores.

1.2.1. Nacionales.

1.2.2. Extranjero.

1.3. Estructura del trabajo. Presentación de las siguientes secciones.

1. Presentación.

1.1 Motivación del trabajo.

En nuestro trabajo, tratamos de hacer una aproximación al modo en que se fueron introduciendo las ideas de la Mecánica Cuántica en los libros de texto españoles tanto de primer curso del nivel universitario como preuniversitarios, en un periodo de tiempo en donde vamos a encontrar superpuestas, en mayor o menor grado dependiendo de los autores, ideas de la nueva teoría con otras ideas clásicas y precuánticas sobre la constitución del átomo. Estudiaremos como se afianzan las diferentes teorías sobre la constitución del átomo en la comunidad de químicos españoles a través de los libros de texto que escribían. En el principio de nuestro estudio nos vamos a encontrar en los textos con presentaciones de teorías llamadas novedosas sobre la realidad del átomo pero que ya estaban ampliamente superadas por el conocimiento científico (incluso en el conocimiento del autor) mezcladas con presentaciones anticuadas que se mantenían por numerosos factores como pudieran ser el primar la claridad de las presentaciones a los alumnos siguiendo el modelo clásico, el evitar complejas ecuaciones matemáticas o la ausencia de textos similares en los que ya se presentaran ideas más actuales... Según M. Tampakis y D. Skordoulis (TAMPAKIS C. y SKORDOULIS C. (2001), p. 1.) cuando una teoría se ha formado en un lugar geográficamente y socialmente distinto al lugar donde se quiere estudiar, en este caso España, se requieren unos planteamientos a la hora del estudio diferentes a los que se emplean cuando se estudia el desarrollo de la teoría tal cual en el lugar de origen. La historia del desarrollo de una teoría en culturas y comunidades situadas en la periferia de las zonas de investigación implica en su estudio un conocimiento de factores sociales, políticos e ideológicos añadidos, lo cual pensamos, es una gran oportunidad de estudiar cuestiones referidas a las ciencias de la educación y la epistemología de la ciencia.

Un ejemplo de como los autores son conscientes de la influencia que la situación política puede tener en el desarrollo científico de un país lo tenemos en el libro de Lora Tamayo (LORA TAMAYO, M. (1981), p. 87) cuando nos habla de la formación de JAE.

“En un folleto de propaganda editado en 1911 se dice: Dióse representación en la junta a todas las tendencias, aspirando a hacerle un organismo técnico neutral, como elemento permanente, sustraída a los vaivenes políticos para realizar una función social de cultura que está por encima de toda diferencia de opinión, creencia o partido.”

Nuestro periodo de estudio es extremadamente rico en la diversidad de situaciones que generan esos factores externos que influyen en la ciencia. Entre ellos destacan la entrada de España en el siglo XX tras la pérdida de las colonias, la alternancia política de la segunda y tercera década, una guerra civil, el régimen posterior con su aislamiento internacional y la posterior apertura al exterior.

Con respecto a los contenidos que vamos a trabajar en nuestro estudio, debemos aclarar que los hemos buscado en libros de texto de química, artículos, discursos de aperturas de cursos académicos y publicaciones de fácil acceso a la comunidad de químicos española de la época estudiada eliminando los textos propios de la Física General, las traducciones de textos o artículos de autores extranjeros o publicaciones en revistas que se refieran a la Mecánica Cuántica desde autores formados en la física y la matemática. Pretendemos que los resultados que hemos manejado sean los más significativos del pensamiento de la comunidad química española respecto a la recepción de estas nuevas ideas. Pensamos que el tema de estudio de nuestro trabajo tuvo una gran importancia implicando a otros campos y no sólo en la Ciencia. En palabras del filósofo Ortega y Gasset sobre estas nuevas ideas en su ensayo *El sentido histórico de la teoría de Einstein de 1923* comienza diciéndonos es: “*El hecho intelectual de más rango que el presente puede ostentar*”

1.2. Estudios anteriores.

1.2.1. Españoles: No hemos encontrado ningún trabajo español que se refiera tal cual a nuestro campo de estudio, lo cual no quiere decir que no existan, no obstante, hemos encontrado muchos trabajos que nos han servido como decíamos anteriormente, a conocer el contexto histórico, social y científico en el que se encontraba España en todos los años que hemos trabajado en nuestro estudio. Así nos ha sido muy útil un artículo sobre el físico E. Terrada realizado por Carlos Gámez Pérez (2004) que nos permite conocer como fue la llegada a España de las ideas de la Mecánica Cuántica en manos de este autor a principios del siglo XX. Lo hemos citado por su importancia en la Ciencia Española aunque este autor no pertenezca al perfil de la comunidad de los químicos españoles de nuestro estudio. Otros trabajos muy importantes para conocer las circunstancias en que se encontraba y se desarrolló la Ciencia Española en nuestro periodo de estudio han sido los de autores como Palao Poveda, López Fernández, Marse, y Cano Pavón que han estudiado las publicaciones españolas en Anales y en el Chemical Abstracts y nos han permitido conocer autores, temas de investigación, relaciones entre grupos de trabajo españoles... de nuestro periodo de estudio.

También hemos encontrado interesantes trabajos respecto a las circunstancias educativas que rodearon la enseñanza de la química en España. La tesis de José Damián López Martínez, “*La enseñanza de la Física y de la Química en la Educación Secundaria en el primer tercio del siglo XX en España*”, (1991) nos ha sido muy útil para conocer autores de libros de texto preuniversitarios y en que estado y bajo que circunstancias se encontraba la formación de los químicos españoles en la Universidad Española durante el final del siglo XIX y el primer tercio del siglo XX. Para conocer las circunstancias educativas y científicas dentro de ese contexto político y social en que se encontraba España en nuestro periodo de estudio entre otros también han sido muy interesantes los siguientes artículos; “*El debate sobre los libros de texto de secundaria en España (1875-1931)* de Francisco Canes Garrido; *Pasado, presente y futuro de la ciencia española* de José Manuel Sánchez Ron; *Influencia de la Historia de España*

(siglos XIX y XX) en el periodismo especializado en Ciencia de J. Elías Carlos y el artículo “España sin premios Nobel, Factores explicativos, perspectivas y criterios racionales para una política científica” de Francisco J. Ayala Carcerero. Además hemos encontrado dos artículos en revistas extranjeras realizados por autores extranjeros que se refieren a la situación de la educación y enseñanza universitaria de la Química en España en los años 60 que nos aportan un interesante punto de vista; uno es de Keith P. Anderson “*Chemical Education in Spain. Some observations and impressions*” y el otro es de Leo J. Stevens, “*The Chemical and related literature of Spain*”. Otras fuentes muy importantes para conocer las circunstancias españolas respecto a la enseñanza de la Química y la situación existente en la Universidad han sido los discursos inaugurales de cursos académicos y congresos. En el libro de Fernanda Mancebo (MANCEBO, MARIA F. (1994), capítulo VI) encontramos que la autora se hace eco de la importancia que tienen esos discursos inaugurales de los cursos universitarios:

“Reseñamos únicamente los discursos de apertura, pues como reconocemos los que trabajamos en la universidad reúnen varias características que los hacen imprescindibles”. Aparte de que posean información de la estructura universitaria y de su evolución, también exteriorizan el nivel científico o el enfoque ideológico de sus lecciones magistrales.”

En nuestro trabajo hemos destacado los de la Real Sociedad Española de Física y Química en sus cincuenta años de Física y Química en el periodo 1903-1953 y diversos discursos de apertura de cursos universitarios y congresos de autores muy importantes para la Química Española como son Antonio Madinaveitia, Obdulio Fernández, Cándido Torres, Rey Pastor, Lora Tamayo, Montequi Díaz de Plaza...

1.2.2. Extranjeros: En nuestra búsqueda de información hemos encontrado un trabajo griego muy interesante titulado “*The History of the Teaching Quantum Mechanics in Greece*” que se refiere a como se fueron introduciendo los principios de la Mecánica Cuántica en Grecia y los diversos factores ambientales que influyeron en su progresiva introducción. Desgraciadamente el trabajo está referido únicamente al nivel universitario en cursos de especialización y no estudia ni los niveles previos de la enseñanza universitaria, la Química General del primer curso de universidad ni estudia la superposición de las ideas clásicas, precuánticas y cuánticas como pretendemos hacer en nuestro trabajo.

También hemos empleado el libro “*Communicating Chemistry, Textbooks and Their Audiences, 1789-1939*” del año 2000 que se compone de varios artículos y hemos usado los siguientes: *Introduction: The Study of Chemistry Textbooks* ;*Spanish Chemistry Textbooks, 1788-1845*; *A sketch of the Audience for Chemistry in Early Nineteenth-century Spain*; *From student to teacher: Linus Pauling and the Reformulation of the principles of Chemistry in the 1930s* y *One Face or many, The Role of the Textbooks in Building the New Discipline of Quantum Chemistry*.

1.3. Estructura del trabajo.

Nuestro trabajo consiste en una introducción donde explicamos lo que pretendemos estudiar y las ayudas bibliográficas que hemos encontrado para contextualizar nuestro trabajo tanto a nivel nacional como internacional y conocer en que situación de formación, investigación, medios... se encontraba la comunidad Química Española. La segunda parte contienen apartados que tratan de reflejar aspectos relevantes para nuestro estudio referidos a los libros de texto, importancia de la Mecánica Cuántica, la relación con la Física y su influencia, aspectos pedagógicos y de la historia de la ciencia en los libros de textos, contextualización de la ciencia española, etc. La tercera parte establece los objetivos de nuestro trabajo, los libros de texto consultados y los ítems y categorías que hemos establecido para organizar los datos que hemos ido recogiendo a lo largo de nuestro estudio. La cuarta parte contiene un análisis de los datos, relaciones entre códigos e ítems encontrados, presencia de estos y su porcentaje de aparición y una última parte que contiene los resultados y conclusiones que hemos podido extraer de nuestro trabajo. Además presentamos la bibliografía y los anexos. Dos de estos anexos contienen los ítems trabajados; uno por libro consultado que nos permite conocer el planteamiento que seguía el autor en su texto y otro anexo que presenta los ítems, uno por uno, con lo que podemos observar como evoluciona un ítem a lo largo del tiempo en los diferentes textos que los presentan.

Capítulo 2 – INTRODUCCIÓN.

- 2.1. La Mecánica Cuántica en los libros de texto extranjeros.
 - 2.1.1. El modelo de hacer ciencia Inglés.
- 2.2 Los libros de Química General.
 - 2.2.1. El cambio en la Química Inorgánica de mediados de siglo.
 - 2.2.2. El estudio detallado de la M.C. no es objetivo de un manual de Química General.
 - 2.2.3. Características que deben cumplir los libros de texto.
 - 2.2.4. Aproximaciones atomistas y antiatomistas.
 - 2.2.5. Consideraciones a tener en cuenta:
 - 2.2.5.1. Química cuántica y mecánica cuántica. Solución de problemas.
 - 2.2.5.2. La física en los libros de Química.
 - 2.2.6. Pedagogía en los libros de texto.
 - 2.2.7. Historia de la química en los libros de texto.
- 2.3 La introducción de las ideas de la Mecánica Cuántica en España.
- 2.4. Las publicaciones españolas.
 - 2.4.1. Condiciones en los textos y los estudios de Química Preuniversitarios y Universitarios en España. Generalidades.
 - 2.4.1.1. Planes de estudio en la facultad de Ciencias, Sección de Químicas en la Universidad de Valencia. 1900 a 1936.
- 2.5 La ciencia Española (1918-1975).
 - 2.5.1. 1918-1939.
 - 2.5.2. 1940-1959.
 - 2.5.3. 1960-1969.
 - 2.5.4. 1970-1974.

2.1. La Mecánica Cuántica en los libros de texto extranjeros.

Respecto a los libros internacionales específicos que desarrollan esta nueva teoría encontramos que los libros claves según Kostas Gavroglu y Ana Simões (GAVROGLU, K. y SIMÕES, A. (2000), p. 417.) son el del químico inglés Nevil Vicent Sidgwick (1873-1952) que publicó su libro *The electronic theory of Valence* en 1927, el año considerado como el de nacimiento de la Química Cuántica. Este libro anunció una nueva era. En España, se recoge la importancia de este texto en el discurso de Vicente Iranzo (IRANZO RUBIO, V. (1977), p. 47.) para la Real Academia de Farmacia de Barcelona donde coincide en destacar el libro de Sidwick por su estilo y los aspectos novedosos que trataba:

”Y lo que es todavía más importante, lo que para mi constituyó la obra maestra del gran químico inorgánico Inglés N. V. Sidgwick: “The electronic Theory of Valency” en la que con claridad, precisión y autentica elegancia de expresión se exponía toda la teoría atómico-molecular de forma original y con un criterio científico insospechado hasta entonces, muy especialmente los conceptos relacionados con los enlaces covalente y coordinado. “

Sidgwick, continúan Kostas Gavroglu y Ana Simões, se dio cuenta del importante camino que yacía delante suya y así su siguiente libro *“Some Physical Properties of the Covalent Link in Chemistry”* de 1933, es un libro nacido de una serie de conferencias dadas en USA que fue más allá de ser una simple recopilación de conferencias y se asentó como una guía metodológica para ser seguida por la nueva disciplina. En 1939, los americanos ya habían impuesto su agenda respecto a la Mecánica Cuántica. Coincidió este año la publicación de dos nuevos libros, Linus Pauling (1901-1994) con *The nature of the Chemical Bond* y el libro de John Clarke Slater (1900-1976) *Introduction to Chemical Physics*. Estos dos escritores, que están entre los fundadores de la nueva Mecánica, consiguieron educar a una audiencia tanto de estudiantes como de profesionales en el camino de la nueva disciplina aunque lo hicieran adoptando dos puntos de vista distintos. Pauling, el químico, sugiere una reforma entera de la Química desde el punto de vista de la Química Cuántica. Slater, el físico, vio el inicio de una Química Cuántica que él nombró como *“Química Física”* como el estandarte de la unificación entre la física y la química. Los dos libros reflejan la tendencia a imponer una nueva disciplina mediante el establecimiento de un nuevo lenguaje, una nueva práctica, una nueva agenda teórica y una metodología asociada. Referencias a la importancia del citado libro de Linus Pauling en la comunidad química española, la encontramos en el discurso de Enrique Gutiérrez (GUTIÉRREZ RÍOS, E. (1983), p.11.) para la Real Academia de Farmacia que coincide en considerar al citado libro de Pauling como un texto muy influyente en la comunidad química y así leemos;

“La primera que corresponde a las últimas décadas de la primera mitad del siglo, tuvo como base la teoría de enlace de valencia –con el complemento

de las teorías de resonancia y de orbitales híbridos-. De la aplicación de esas teorías al conjunto de la Química entonces, es expresión el libro de L. Pauling, “The nature of the Chemical Bond”, aparecido en 1938. La enorme difusión de este libro entre los químicos –probablemente no igualada por ningún otro de la época, y las frecuentes referencias que de él se hacían en publicaciones químicas- incluidos artículos de revistas de investigación- son la mejor expresión de la influencia que esas ideas ejercieron en el desarrollo de la Química en esa primera etapa. “

Siguiendo con lo que nos aporta el trabajo de Kostas Gavroglu y Ana Simões (SIMÕES, A. y GAVROGLU K. (2000), pp. 417-418.), otro libro importante fue el del químico orgánico George Wheland (1907-1972), uno de los antiguos alumnos de Pauling que según estos autores contribuyó más que cualquier otro químico a la extensión de la teoría de la resonancia en la química orgánica. Él adoptó el modo de trabajo de Pauling y trabajó para demostrar que era posible que los químicos orgánicos pudieran usar la Mecánica Cuántica sin que ésta se volviese en una disciplina llena de matemáticas. De hecho, su libro *The theory of Resonance and its Application to Organic Chemistry*, publicado en 1944, jugó un importante role en la formación de los químicos orgánicos. Esta intención de simplificar y evitar la complejidad matemática propia de esta nueva mecánica ya yacía en la mente de los químicos desde el principio del desarrollo de la teoría. En España, encontramos también intentos de los autores por evitar las complicadas ecuaciones y abstracción matemática en las presentaciones del nuevo modelo atómico como es el caso del Doctor E. Piñerua (PIÑERUA E. (1925), p. 111.) que en el primer cuarto del siglo XX nos dice:

“Yo me propongo exponer sencillamente las ideas fundamentales de la doctrina einsteniana de la relatividad, sin hacer uso de transcendentales ecuaciones, ni de inextricables fórmulas. Examinaremos sólo la famosa teoría bajo un aspecto exento en lo posible de las arideces de la matemática, y muy al alcance intelectual de todo el mundo culto. Pues creo que las matemáticas no son más, como dice el sabio astrónomo CARLOS NORDMANN, que un lenguaje particular, simbólico, una especie de taquigrafía del pensamiento y la razón. Y como no hay lenguaje que, bien o mal no pueda traducirse en otro lenguaje, por eso creo que podré dar, prescindiendo de las matemáticas, una idea tal vez superficial, pero exacta en sus líneas generales, de la teoría einsteniana.”

En estos intentos por simplificar y hacer comprensible los nuevos conceptos, encontramos en los libros que a veces se recurre a los símiles como es el caso de Rodríguez Velasco (RODRÍGUEZ VELASCO J. (1942), p. 11.) que nos presenta un ejemplo o modelo simplificado para facilitar la comprensión de esos complicados conceptos matemáticos que imponía la nueva teoría, a la vez que avisándonos de la dificultad que existe para adaptar símiles y ejemplos clásicos a nuestro caso concreto:

“Para comprender estos razonamientos estadísticos recordemos el ejemplo de las sociedades de seguros que pueden fijar cuando muere cada individuo por el cálculo de las probabilidades, y a base de este conocimiento, funcionan con negocio seguro y sin riesgo. Exactamente igual que en el ejemplo citado de las sociedades de seguros en que se siguen procedimientos matemáticos diversos, se hace con los electrones. Los métodos utilizados, son diversos, como los estadísticos de Fermi, el de las perturbaciones de Heitler y London, etc., pero conducen a resultados equivalentes, aunque se adapten más fácilmente a unos casos que a otros.”

Además de ejemplos sencillos y fáciles de entender para presentar accesible la matemática y los conceptos de la nueva mecánica, podemos encontrar en los textos españoles la importancia que se le da al uso de imágenes y modelos fáciles de visualizar propios de la Mecánica Clásica para ayudar a la comprensión de un modelo atómico que responda a las nuevas situaciones que plantea la Química aunque aclarando que no se puede mantener como verdadera. Un ejemplo de esta superposición de modelos para hacer comprensible el átomo lo encontramos en el texto de Doadrio López (DOADRIO LÓPEZ, A. (1972), p. 6) que dice:

“Si bien es verdad que en el momento actual no se puede seguir manteniendo la imagen física que plantea Bohr de un electrón girando en una órbita, resulta muy útil el concepto de que la emisión de energía y, por lo tanto, de radiación, se produce por transiciones electrónicas de unos niveles energéticos a otros, cumpliéndose que: $E_2 - E_1 = h \cdot \nu$.”

El mantenimiento de los modelos visuales propios de la Mecánica Clásica que lógicamente son más fácilmente comprensibles y evitan esa abstracción propia de la nueva mecánica, lo vamos a encontrar en muchos autores españoles. En principio parece que la idea es asentar sobre una buena base –comprensible e intuitiva- los conocimientos del átomo en los estudiantes advirtiéndoles que esas enseñanzas están superadas y que las ideas cuánticas podrán ser asimiladas posteriormente. Los siguientes autores mantienen y usan el modelo clásico por su carácter intuitivo para explicar algunas propiedades aunque aclarando que esas ideas están superadas por la nueva mecánica. Así encontramos a Pla Dalmau (PLA DALMAU, J. M. (1935), prólogo p. 13.) que busca lograr una imagen mental de los electrones cuando escribe:

“Con este criterio y no olvidando el plan de exposición del notabilísimo tratado de análisis químico del P. Saz, creímos que podía ser interesante una obra elemental que enfocara el estudio de la Química partiendo de esas teorías. Es decir, que no se expusiera en ella el por qué, la causa, la mecánica de las reacciones una vez enterados ya de monografías e industrias; sino que cuando explicáramos una reacción, supiéramos darnos cuenta de lo que acontece hasta lo más profundo de la materia; que cuando

se hable de reacciones entre átomos y moléculas nos imaginemos la escena donde son actores los electrones.”

En esta misma línea coinciden Jesús Morcillo Rubio y Raquel Navarro (MORCILLO RUBIO, J. y NAVARRO, R. (1974), p. 45.) que se mantienen en aprovecharse de la intuición propia del modelo de Bohr para explicar la Química y así encontramos;

“Aunque la teoría de Bohr está, en la actualidad, superada y modificada por la Mecánica Cuántica, conviene fijarse bien en las ideas que contiene, ya que haremos constantemente uso de ellas, para la explicación intuitiva de muchas propiedades fisicoquímicas de los elementos”

Como vemos, el sentir general de muchos autores es que coinciden en aprovecharse de la parte intuitiva que aporta la teoría de Bohr y los modelos clásicos y así en esta cita aunque manteniendo el modelo clásico nos advierten de los novedosos planteamientos que las superan. Jesús Morcillo (MORCILLO RUBIO, J. (1977), p. 82.) nos dice;

“La teoría de Bohr-Sommerfeld ha tenido una gran importancia histórica, porque marcó el comienzo de la interpretación teórica de los espectros y el conocimiento de la estructura electrónica de los átomos. Algunas de sus ideas, por su carácter intuitivo, las utilizaremos a lo largo del curso para explicar de forma cualitativa algunas de las propiedades atómicas. No obstante, al tropezar con dificultades insuperables para explicar muchos hechos experimentales, tuvo que ser abandonada y sustituida por una nueva teoría, llamada, en la actualidad mecánica cuántica, muy distinta a todo cuanto se conocía hasta entonces (mecánica clásica).“

Volviendo a los autores Kostas Gavroglu y Ana Simões (GAVROGLU K. y SIMÕES A. (2000), p. 418.) y la situación internacional, encontramos que en 1952, el libro *Valence*, escrito por Charles Alfred Coulson (1910-1974), un matemático que sustentaba un puesto de dirección en el departamento de Química Teórica en Oxford, reflejaba un creciente temor de una parte de los químicos que el punto de vista de Pauling había sido tenido en cuenta más de lo necesario. El libro de Coulson fue el primer y exitoso intento de reemplazar el libro de Pauling *The Nature of Chemical Bond* y tuvo importantes repercusiones en la enseñanza de la química cuántica.

De nuevo en España, ya metidos en la década de los setenta, los libros de Química General empiezan a presentar la compleja matemática que se asocia a la nueva Mecánica en los cursos de Química General acudiendo a aproximaciones simplificadas en esa iniciación universitaria a la Química del primer curso y así Doadrio López (DOADRIO LÓPEZ, A. (1972), pp. 3-8.) que fue Catedrático de Química Inorgánica en la Facultad de Farmacia de Madrid nos dice;

“La interpretación última de los hechos químicos tiene que basarse en las consideraciones expuestas con anterioridad, pero ante las dificultades que

se presentan para la aplicación en cada caso particular de una teoría tan general como es la mecánica ondulatoria con un desarrollo matemático muy complejo se acude a aproximaciones simplificadas.” El autor continúa explicándonos que los pasos a seguir para superar esa dificultad conceptual y matemática irán dentro de lo posible desde lo sencillo a lo complejo; *“La gran complejidad de ideas, conceptos y cálculos matemáticos que engloba la mecánica ondulatoria exige tratar en primer lugar los casos más sencillos de los sistemas monoeléctricos, para pasar después a sistemas polielectricos.”*

Otro autor que entiende que el acceso a las nuevas ideas requieren de unos conocimientos propios de la especialización pero sin renunciar a presentar los nuevos conceptos en un curso general es Enrique Gutiérrez (GUTIÉRREZ RÍOS, E. (1977), p. 4.) que en el prólogo de su libro nos explica esa necesidad de buscar simplificaciones que permitan a los alumnos de Química General seguir las clases y posterga la complejidad y desarrollo matemático a los cursos de especialización;

“En las lecciones de introducción, relativas al átomo y a los enlaces químicos, se utiliza, como es imprescindible, el lenguaje matemático propio de los conceptos tratados, pero se han evitado cálculos, y se hace uso de las aproximaciones que, sin afectar al rigor lógico, suponen simplificaciones necesarias para alumnos que no han recibido cursos de Química Física.”

A partir de la mitad del siglo XX, a la complejidad que van adquiriendo los estudios en Química se suma el incremento en el uso de las matemáticas como nos dice el autor anterior (GUTIÉRREZ RÍOS, E. (1983), p.14.) en su discurso *“La Química Inorgánica en la segunda mitad del siglo XX”*;

“Paralelamente se ha acentuado lo que se ha llamado la “matematización” de la Química. El carácter físico cada vez más acentuado de la investigación química, ha supuesto mayores exigencias matemáticas. Estas proceden, de una parte, de las teorías físicas que el químico utiliza; y, de otra, de necesidades de cálculo.”

2.1.1. El modelo de hacer ciencia inglés.

Para Sánchez Ron (SÁNCHEZ, RON, J. M. (1981), pp. 95-96.), la ciencia no es un proceso interno, con unas reglas y una dinámica en donde únicamente intervienen los conceptos y entes que pueblan sus teorías; lo mismo que existen caracteres, tradiciones o arquetipos que determinan la idiosincrasia de una nación o colectividad, existen muchas veces *“modos o tradiciones de pensar”* nacionales, como se demuestra con extrema claridad en, por ejemplo, el caso de gran Bretaña. Esta necesidad de crear modelos fácilmente comprensibles y visuales se puede corresponder con los diferentes modos de hacer ciencia como nos dice John Hedley Brooke (HEDLEY, J. (2000), p.

15.) en su introducción citando la diferente forma de afrontar el problema atómico entre científicos franceses y británicos;

“Podemos citar a Grandiose que apunta que algunas veces han existido diferentes estilos de ciencia según las naciones, siendo quizás la más conocida la de Pierre Duhem quitando importancia a la mente inglesa, la que en las ciencias físicas ha necesitado de un apoyo visual en los modelos mecánicos – una ayuda visual que los fisicomatemáticos franceses no necesitan. Los químicos ingleses de primeros del siglo XX presentaban también esa debilidad- como cuando Gilbert Newton Lewis apuntaba a que la confusión reinaba entre ellos a causa del fallo a la hora de reconocer que los dos electrones en el enlace químico perdían su identidad.”

Ya en nuestro país, el doctor Madinaveitia y Tabuyo (MADINAVEITIA Y TABUYO, A. (1927), p. 32.) de la Facultad de Farmacia reconoce nuestras deficiencias y la importancia y el beneficio que nos supondría el modelo experimental de hacer ciencia de ingleses y norteamericanos, en este caso referido al aprendizaje y enseñanza de la Química:

“La investigación, la observación de los fenómenos naturales, que tanto preconizan los ingleses y los norteamericanos como medio educativo, la necesitamos nosotros más que ellos”

Continuamos con un ejemplo de este modo británico de entender la ciencia mediante modelos visuales y representaciones, encontrado en nuestros textos españoles y en la *Teoría corpuscular de la luz* de Puig Villena 22. (VILLENA, J. (1935), p. 210.) leemos;

“Decía el Ilustre Lord Kelvin que no comprendía ningún fenómeno físico hasta hacerse con él, una representación material o un modelo mecánico. Para él la ciencia estaba calcada en la del ingeniero, y el mecanismo de todo fenómeno físico era, en fin de cuentas, algo a base de bielas, transmisiones, masas y velocidades. Este mismo criterio predomina todavía entre gran número de físicos contemporáneos, y obedeciendo a estas ideas se ha querido buscar una imagen del fotón. “

En el trabajo de Antonio Moreno (MORENO GONZÁLEZ, A. (2006), p. 421.) encontramos citas de autores de la época que nos refieren a esa necesidad creada en algunos científicos de la utilidad que tiene el buscar modelos visuales, los posibles peligros de los resultados obtenidos y concluye que en nuestro caso del átomo, con la imposibilidad de conseguirlo y así leemos:

*“En cuanto a las representaciones físicas, escribía Sainte-Claire Déville en *Leçons sur l’Affinité* (1867):*

Siempre se ha querido imaginar, dibujar los átomos, yo no sé que se haya conseguido hacer otra cosa que la representación grosera de una idea

preconcebida, de una hipótesis gratuita, en fin, de conjeturas estériles... y estas ilustraciones, hoy tan en boga, son para la juventud de nuestras escuelas un peligro más serio de lo que se piensa... Hacen creer en una interpretación real de los hechos y olvidar nuestra ignorancia.

A este respecto, Oswald, que acuñó como máxima en tono bíblico “no te servirás de imágenes ni de símiles”, apuntaba en su Chimie inorganique (citado por Blas Cabrera en su discurso como recepción como académico de la Real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales, en 1910 que trató sobre El Eter y sus relaciones con la materia en reposo):

“... la hipótesis atómica ha sido un instrumento muy útil para la teoría y la investigación, porque ha facilitado mucho la inteligencia y el empleo de las leyes generales. Pero es necesario no dejarse arrastrar por el acuerdo existente entre la imagen y la realidad hasta confundir la una con la otra. En el dominio hasta el presente estudiado, los fenómenos químicos ocurren como si los cuerpos estuviesen compuestos por átomos de la manera que hemos expresado. Pero resulta de aquí, en cuanto a la existencia de estos átomos, todo lo más una posibilidad y de ninguna manera una certidumbre”.

En los años veinte se tenía que producir la ruptura definitiva entre el mundo subatómico con la física clásica. Francisco Aragón (ARAGÓN DE LA CRUZ, F. (2004), capítulo 9.) nos permite concluir con esta polémica entre los modelos visuales y la propia realidad:

“La posibilidad de conseguir una imagen mecánica del átomo clara y definida, con posibilidad de representarla geoméricamente, conociendo en todo momento las coordenadas, la masa inerte y la carga eléctrica de los electrones se esfumaba; la utopía llegaba a su fin, la búsqueda de medidas más cuantitativas para las magnitudes del átomo, y mejor conocimiento, llevó al físico introducir las mecánicas cuánticas y los métodos estadísticos en el estudio interior del átomo”.

2.2. Las nuevas teorías en los textos de Química.

Hemos hablado de como en los libros de texto de Química Básica se ha evitado la complejidad matemática de la nueva teoría, de como ha existido una búsqueda de modelos clásicos y similares para explicar el átomo y de la convivencia del nuevo modelo con el modelo clásico aún advirtiendo de que ya este último, estaba superado. En este caso hablaremos de otra situación relacionada con las ideas anteriores, y que son los objetivos que debe pretender un libro de Química General. Enrique Gutiérrez (GUTIÉRREZ RÍOS, E. (1977), Prólogo, p. 2.) nos da una definición muy interesante del objeto que deben perseguir los libros de Química Inorgánica;

“Para examinar el significado de estas dos tendencias extremas, más frecuentes, es necesario considerar que el objeto propio, específico, de la Química Inorgánica es el conocimiento de las propiedades y reacciones químicas de los elementos y los compuestos inorgánicos y que el interés por resultados de cuestiones físicas, relativas al enlace químico y métodos experimentales relacionados, sólo tienen justificación –desde la perspectiva de la Química Inorgánica- en la medida en que dichos resultados sean medios para relacionar, interpretar y prever los fenómenos inorgánicos.”

Lógicamente uno de los objetivos de los libros de Química General es servir de base para estudios posteriores donde el desarrollo total de la nueva teoría sería más adecuado. Un testimonio muy importante, en unos años previos al cambio que ocurrió en el planteamiento de la enseñanza de la Química de los años cincuenta, donde claramente se mantienen los dos puntos de vista (conocer las propiedades y los conceptos teóricos que nos llevarían a conocer esas propiedades) nos lo aporta Emilio Jiménez (JIMÉNEZ, E. (1941), Prólogo, p. 3.) indicándonos que cualidades debe cumplir un libro de Química General;

“La Química general es la que debe iniciar con objetivos bien definidos esa labor y ha de pensarse tanto en el físico-químico como en el analista, en el orgánico como en el industrial, con una ponderada armonía de la química de las propiedades con los fundamentos de la teoría, la ley y la generalización. Pero aun reconocida la importancia de la química-física como base de una comprensión inteligente de los campos orgánico, inorgánico, analítico e industrial desde el punto de vista de la metodología como de la observación experimental ha de tenerse muy presente que la teoría no es más que el medio que nos valemos para ordenar y explicar los hechos, y resulta por tanto de aplicación temporal por ser únicamente sus hipótesis aproximación más o menos acertada de la verdad, puesto que el conocimiento absoluto es imposible”.

Seguramente, en la mente de los autores estarían las ideas antes citadas (complejidad matemática, necesidad de un modelo visual...) a la hora de plantear los contenidos que enseñarían a sus libros. Así ante la situación de presentar la totalidad de la nueva teoría

con la dificultad que implicaría o el asegurarse una sólida base que permita la comprensión posterior a pesar de compaginarse distintos modelos, encontramos autores que nos explican sus puntos de vista en las presentaciones de sus textos. Jesús Morcillo Rubio (MORCILLO RUBIO, J. y NAVARRO, R. (1974), Prólogo.) en la década de los setenta, pasado ese periodo de indecisión, nos indica donde piensa el autor que un libro de Química General debe distinguirse de otro de Química Física básica:

“He resistido la tentación de ampliar algunos temas, en particular con explicaciones de carácter más teórico, así como de añadir ciertas justificaciones y demostraciones de tipo matemáticos, que, aunque a veces se explican en un curso de Química General, son, en mi opinión, más propias de un curso de Química Física. Sigo firmemente convencido de que muchas de estas cuestiones son innecesarias para comprender los conocimientos fundamentales de Química y que, en determinados alumnos, en lugar de servir para aclarar las ideas sólo les causan dificultades y hasta, incluso, cierta confusión. En este sentido, conviene resaltar que el curso de Química General debe ser realmente general y no, como ocurre algunas veces, que se reduce a lo que pudiéramos catalogar como un curso de Química Física Elemental. No cabe duda de que los principios fisicoquímicos constituyen una parte muy importante de la Química, pero no por ello debe convertirse en la única finalidad de un curso de Química general, sino que debe servir de base sobre ellos un curso de contenido verdaderamente químico. Este cometido no es nada sencillo, como está unánimemente reconocido”.

Enrique Gutiérrez (GUTIÉRREZ RÍOS, E. (1977), p. 4.) también se hace eco de la idea de no desarrollar las ideas de la Química Física más de lo que sea estrictamente necesario para centrarse en los objetivos generales de un libro de iniciación –aunque sea a nivel universitario- y mantener un nivel de actualidad adecuado en el texto y así leemos en el prólogo de su libro *Lecciones de Química Inorgánica*:

“Esas lecciones no tienen, evidentemente, como finalidad última, la exposición simplificada de ideas propias de la Física Teórica o de la Química Física, sino su aplicación a fenómenos y datos experimentales, propios de la Química Inorgánica. Por eso, la mayor parte de esos capítulos primeros se orienta a mostrar las relaciones entre la estructura del átomo y la naturaleza del enlace químico y entre éste, y las propiedades de las sustancias; pero no, al estudio del enlace químico, como tal, para lo cual, el lector habrá de acudir a los tratados específicos”.

Por otro lado, lógicamente al principio de nuestro estudio, aun conociéndose las ideas más actuales, algunos autores justifican no presentar su desarrollo completo como parte principal del texto aunque reconozcan su importancia, ya no por no ser el objeto de estudio de un libro de Química General sino porque la explicación de los fenómenos

químicos se pueden abordar con los conocimientos clásicos anteriores. Así leemos a Rocasolano (ROCASOLANO, A. (1935), p. 14-15):

“Las ideas actuales sobre la constitución del átomo, a las que nuevamente haremos referencia más adelante, tienen gran interés científico, y en el desarrollo de Química-física mucha importancia, pero conviene advertir, que por las características del átomo que acabamos de citar, el átomo se presenta con propiedades específicas propias, luego pueden exponerse todos los hechos experimentales que forman la química descriptiva, sea cual fuere la constitución íntima de esta pequeña masa material, que es la más pequeña cantidad de materia que pueden entrar en reacción”.

2.2.1. El cambio en la enseñanza de la Química Inorgánica a mediados de siglo XX.

La base de la Química General de principios del siglo XX era en gran parte la descripción y el conocimiento del comportamiento de los elementos y compuestos que se conocían. Esto suponía una pesada carga de propiedades que se mezclaban, en un intento de amenizarse y actualizarse intercalándose leyes y novedades. José Mañas (MAÑAS BONVÍ, J. (1911), Prólogo p. vi.) nos describe en su texto esta situación:

“Este libro, hijo de mi afición a la Química, ha sido escrito deprisa; pero con fé y voluntad. He procurado que en él se resaltara el estado actual de esta ciencia, y además de una extensa parte general (no extensa en palabras, sino en conceptos) he intercalado en la parte descriptiva, para hacerla amena, leyes interesantes y asuntos de actualidad”.

Otro ejemplo de la aridez y el esfuerzo memorístico que suponía el aprendizaje de la química en la primera mitad del siglo XX, lo leemos en el prólogo de Obdulio Fernández para el libro de Manuel Lora Tamayo (LORA TAMAYO, M. (1935), Prólogo pp. VII-VIII) aunque en este caso, sumada a la acumulación de nombres y propiedades, está la queja de Obdulio Fernández referida a la poca utilidad práctica que tienen este tipo de textos para los estudiantes de medicina y farmacia a los que va principalmente dirigido el texto;

“Cuando vuelvo la vista al pasado y contemplo aquella cantidad de métodos, de ácidos y de sales que debía aprender un aspirante a médico, me sorprende que desatino pedagógico de tal magnitud haya durado tantos años agravado con el hecho que el tiempo invertido en una preparación arcaica se sustraía al estudio de la química orgánica y de algunas nociones de la farmacodinamia que sirvieran de base al futuro alumno de la terapéutica para interpretar sin equívoco la acción de los medicamentos”.

De este reconocimiento de la aridez de los estudios de Química surgieron intenciones de cambio en el modo de enseñar la química y encontramos su justificación en los prólogos de los libros: Eliminar los contenidos memorísticos que abultaban los programas y favorecer el razonamiento y el conocimiento de leyes generales. Este proceso no fue inmediato. Logicamente se necesitaba el desarrollo de un marco teórico que favoreciera el razonamiento y explicación de las propiedades y características de elementos y compuesto. En el caso que presentamos ahora, los autores hacen una reseña a esos capítulos descriptivos que pudieran ser echados de menos pero que son eliminados por *modernas tendencias pedagógicas*. Así en el libro de Iniciación a la Química Superior (ESTEBAN BERMÚDEZ, J. M. y CAVANILLAS RODRÍGUEZ, J. M. (1963), Prólogo a la primera edición.), leemos:

“Es ya una tendencia universal en la enseñanza descongestionar los programas en el sentido de eliminar en lo posible el esfuerzo memorístico del alumno, orientando el estudio por el razonamiento de todos los

fundamentos, que en la química son las leyes que rigen el comportamiento de las sustancias químicas o, mejor dicho, las leyes impuestas por la observación de los fenómenos que tales sustancias producen.

Desde este punto de vista ha sido escrita la Iniciación a la Química Superior. Quizá quienes estén acostumbrados a los textos clásicos echen de menos en ella algunos capítulos descriptivos. Sin embargo, no se consideran ya precisos en las modernas tendencias pedagógicas, pues implícitamente pueden ser conocidos por el estudiante que domine de una manera clara la constitución de los elementos, su capacidad para formar enlaces y, como consecuencia de la lógica, su reactividad y afinidad para reaccionar y combinarse. La inmensa mayoría de las propiedades y aplicaciones, así como el estado natural de los elementos y compuestos, vienen impuestos y determinados por la constitución electrónica; bastará, pues, que el alumno conozca esta constitución para que pueda deducir el comportamiento químico de los componentes de la Naturaleza, deducción que constituye el único objetivo de la Química”.

Respecto a que debe ser enseñado si la parte descriptiva y experimental de la Química o el cuerpo teórico que se fue adquiriendo a lo largo del siglo pasado, seguimos encontrando ejemplos también en los discursos de los profesores en las Facultades de Farmacia del tercer cuarto de siglo. En la Química Inorgánica o Química General, la parte descriptiva perdió su peso en favor de la parte teórica. Así Vicente Iranzo (IRANZO RUBIO, V. (1977), p. 47.) nos dice;

“Un alumno de Química General podrá aplazar el aprendizaje de las propiedades físicas de los halógenos, por ejemplo, pero de ninguna manera el conocimiento, comprensión y manejo de la ley de acción de masas, o del concepto de peso atómico. Lo primero son meros hechos; lo segundo, conceptos fundamentales. Ante el posible dilema, el profesor sacrificará lo primero y, por el contrario, prestará gran atención a lo segundo“.

En la misma línea de evitar a los alumnos en los textos, esa parte memorística y descriptiva que caracterizaba a la Química de principios de siglo en favor de la interpretación y explicación de los fenómenos químicos a partir de las teorías y leyes de la Química, encontramos apoyado este cambio en la legislación. En la ORDEN de 8 de agosto de 1963 (B. O. del E.- Núm. 206. 28 de agosto de 1963. pp. 12.716-12.720) que aprueba los cuestionarios del curso universitario se intuye una componente pedagógica que permita adquirir conocimiento a partir de los cuales desarrollar la comprensión de las teorías y leyes básicas generales que abrirán el aprendizaje a situaciones particulares sin esa necesidad de memorización.

“El programa está orientado a conseguir que los alumnos adquieran el hábito de interpretar los fenómenos químicos (las propiedades de las sustancias y las reacciones químicas) a partir de las teorías y leyes

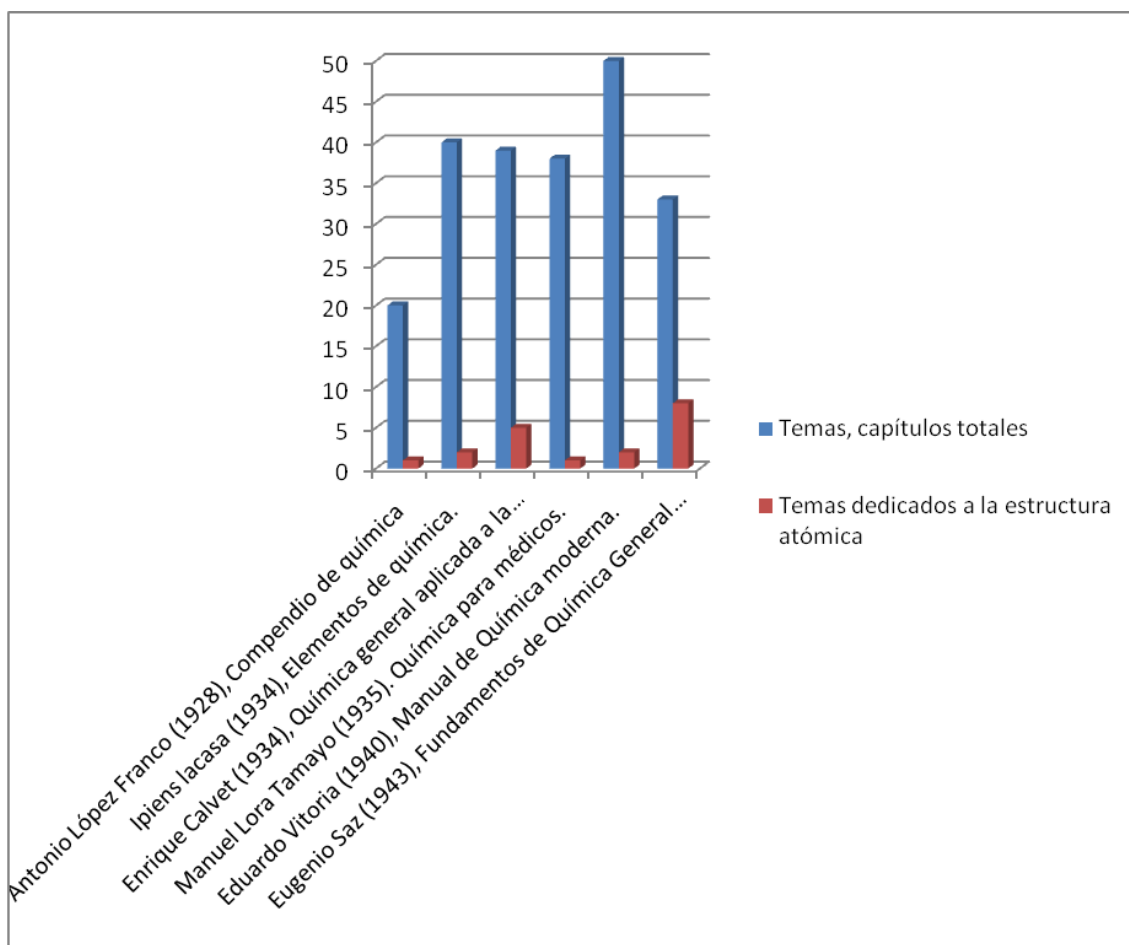
generales de la química. Se trata de conseguir que se inicien en el hábito intelectual que caracteriza, en el momento actual, a esta rama de la ciencia... A lo largo del desarrollo del programa realizado bajo estas directrices, el alumno habrá aprendido además un conjunto estimable de propiedades de sustancias y de reacciones químicas de interés científico y técnico sin el esfuerzo memorístico que exigían los antiguos esquemas descriptivos”.

Veinte años después vemos en el discurso de Enrique Gutiérrez (GUTIÉRREZ RÍOS, E. (1983), pp. 8-10.) como se ha asentado ese cambio en la enseñanza actual de la Química con el apoyo de la Física y la Matemática y el autor nos hace un pequeño recordatorio a los primeros pasos que se tuvieron que dar a principios de siglo, que son gran parte del motivo de estudio de nuestro trabajo. Pierde importancia la parte propiamente descriptiva en favor de la teórica aunque volvemos sobre la necesidad o no de complicar matemáticamente el discurso de los textos;

“Por otra parte – aunque con antecedentes en la primera mitad del siglo actual-, el desarrollo reciente de la Química procede, en gran parte, de la incorporación progresiva, a sus problemas, de teorías y de métodos experimentales procedentes de la Física y la Matemática –lo que tradicionalmente era campo propio de la Química Física-. El químico orgánico y el inorgánico utilizan ahora, lenguaje, conceptos y métodos experimentales que, según el criterio tradicional, eran propios del químico físico.” y “Simultáneamente a la aparición de las nuevas disciplinas de la Química indicadas –que representan debilitación de límites entre las ramas tradicionales y ampliación de éstas- la Química ha experimentado cambios profundos en los conceptos que constituían sus bases conceptuales”. El origen de estos cambios está en el descubrimiento del carácter físico de sus problemas y, en consecuencia, en la incorporación a ella de métodos físicos y matemáticos”.

Un modo de observar estos cambios en los libros de Química General, lo podemos encontrar en los índices de los textos al observar los temas dedicados a la estructura atómica que tienen que compartir espacio con otros temas de carácter bien descriptivos de los elementos o bien explicativos de los tipos de reacciones según sea el año en que se publicara el libro. Encontramos que en nuestros textos universitarios, al principio de nuestro estudio, aproximadamente entre un 3 y un 8 % del total de los capítulos es el que se dedica a desarrollar aspectos relacionados con la composición del átomo. La progresión en el conocimiento de la estructura atómica se fue reflejando en el aumento de páginas y capítulos dedicados a la composición atómica pero su introducción en los textos no fue fácil, por tener que encontrar su espacio entre los temas ya existentes y asentados. Fue a partir de los años cincuenta cuando se pierde esa carga descriptiva y empieza a encontrar la estructura atómica un sitio predominante.

La siguiente tabla muestra de un modo muy general, la relación entre capítulos dedicados al estudio de la estructura atómica en rojo frente al total de capítulos en libros de Química General de nivel universitarios en los años del principio de nuestro estudio.



Gráfica 1. Capítulos o temas de estructura atómica dentro del general de capítulos o temas del texto.

A continuación presentamos parte de dos índices de libros, uno de 1940 y otro de 1963 donde se aprecia la disminución de contenidos de la parte descriptiva de elementos y compuestos frente al aumento del estudio de las propiedades generales y tipos de reacciones.

P. Eduardo Vitoria, <i>Manual de química moderna</i> , duodécima edición, Librería de la tip. cat Casals, Enriquecido con un apéndice sobre la constitución del átomo. 1940.	Esteban Bermudez, J. M. y Cavanillas Rodríguez, J. M. <i>Iniciación a la Química superior</i> , Editorial Alhambra, S. A., Madrid, 1963.
Índice de capítulos	Índice
Prólogo Índice de capítulos. PRIMERA PARTE: Nociones fundamentales en el estudio de la	I. Introducción: conceptos fundamentales II. Constituyentes de los átomos III. El núcleo atómico.

<p>Química. Capítulo I. – Preliminares. Cap. II. - Material Químico. Cap.III – Operaciones Químicas. Cap. IV – Clasificación de los elementos. SEGUNDA PARTE: Química de los metaloides. Preliminares. CAPÍTULO I. – <i>Metaloides monovalentes</i> Hidrógeno Cloro Ácido clorhídrico Bromo Ácido bromhídrico Yodo Ácido yodhídrico Mono y tricloruro de I. Fluor Ácido fluorhídrico Cap. II.- <i>Metaloides divalentes</i> Oxígeno Ozono Agua Agua oxigenada Compuestos oxigenados de los halógenos Azufre Ácido sulfhídrico Compuestos halogenados de S Oxigenados y oxihidrilados de S Anhídrido sulfuroso Ácido sulfuroso Anhídrido sulfúrico Ácido sulfúrico Ácido tiosulfúrico Selenio y Telurio Cap. III. – <i>Metaloides trivalentes</i> Nitrógeno Compuestos del N con elementos precedentes. Amoníaco Compuestos halogenados del amoníaco. El aire atmosférico Los óxidos de nitrógeno Compuestos Oxhidrilados del N Hidroxilamina...</p>	<p>IV. Estructura electrónica de los átomos. V. Clasificación periódica de los elementos químicos. VI. Tipos de enlaces químicos. VII. Propiedades de los gases. VIII. Propiedades de los sólidos y líquidos. IX. Propiedades de las disoluciones. X. Los metales. XI. Estudio general de las reacciones químicas. XII. Las reacciones químicas en medio acuoso. XIII. Reacciones de precipitación. XIV. Reacciones ácido-base. XV. Reacciones de oxidorreducción. XVI. Estudio de algunos elementos químicos (I) XVII. Estudio de algunos elementos químicos (II) XVIII. Estudio de algunos compuestos químicos (I) XIX. Estudio de algunos compuestos químicos (II) XX. Estudio de algunas reacciones de interés químico. XXI. Reacciones nucleares y energía atómica. XXII. Generalidades. Concepto de función. XXIII. Isomería. XXIV. Hidrocarburos. XXV. Descripción de las principales funciones orgánicas. XXVI. Productos naturales. XXVII. Compuestos macromoleculares.</p>
---	---

Tabla 1. Comparación de índices de dos libros de textos de Química general.

En este libro del profesor Vitoria (VITORIA, E. (1940), pp. 433-434) que apenas desarrolla el modelo atómico en el grueso del texto, sin embargo, si lo hace en el apéndice II “*Resumen de las principales ideas modernas relativas a la constitución del átomo*” al final del libro y lo hace de un modo muy completo y actualizado. Aunque iban entrando las nuevas ideas en los textos, los autores parece que no encontraban su lugar en los libros dentro de un temario. Es lógico pensar que estas nuevas ideas requerían de un tiempo para asentarse y en la advertencia preliminar de este apéndice nos dice:

“Los bombardeos del núcleo, que tantos secretos han descubierto, la radioactividad artificial, emula inesperada de la espontánea, el hallazgo de los elementos que reclamaban los huecos de la serie periódica, la síntesis artificial de otros elementos desconocidos, el descubrimiento de nuevos isótopos, la transmutación de los cuerpos simples y otras novedades que se nos han ido presentando bien merecían en este Apéndice se renovase a fondo y se le diesen líneas de entera modernidad. Pero, atendiendo, por una parte a que tantas innovaciones piden que se las estudie con calma, y por otra, a que muchos de los datos y experimentos menos recientes no carecen de interés histórico-científico, hemos preferido transcribir casi todo el contenido de la 11 edición de 1932 y añadir los nuevos descubrimientos en párrafos adicionales y en algunos especiales. Con esto el lector podrá formarse mejor cargo de los pasos sucesivos por los que se ha ido llegando al estado actual de temas tan modernos y que tanto adelantamiento demuestran en el campo de las ciencias físicas y químicas. He aquí un resumen de los mismos;

Componentes del átomo. protón, negatrón o electrón negativo, positrón, neutrón.

Rayos cósmicos, y su origen

Isotopía e isobaría. Tabla de los isótopos.

Transmutación de los elementos

El átomo moderno, el núcleo

Los gases.

Ecuaciones nucleares

Rayos Roentgen. Difracción, espectro, descubrimiento de nuevos elementos, los cristales

Sistema lineal de elementos

Radioactividad, radiaciones alfa, beta y gamma, elementos radioactivos.

Radioactividad inducida, radioactividad artificial, bombardeo del núcleo, efecto Fermi.

Desintegración artificial de los elementos.

Transformación mutua de la materia y energía.”

Continuamos comparando los índices de textos y encontramos temas que no se presentaban antes de los años cincuenta y que su presencia posterior se debe a un

desarrollo del conocimiento de la estructura del átomo. Así encontramos entre otros temas que trabajan los tipos de enlaces, velocidad de la reacción y equilibrio, reacciones de precipitación, reacciones redox, acidos-bases...

Índices de textos de química anteriores a 1950.		
P Eduardo Vitoria, <i>Manual de Química Moderna, teórica y experimental con sus aplicaciones al comercio y a la industria.</i> Tipografía católica, Barcelona. 1910.	José María Pla Dalmaú. <i>Elementos de Química general.</i> Dalmaú Carles Pla. S. A. Gerona. 1942.	Antonio López Franco. <i>Compendio de Química.</i> Talleres Voluntad. 1928.
Primera parte. Nociones fundamentales en el estudio de la Química. Capítulo I. preliminares. Capítulo II. Material Químico. Capítulo III. Operaciones químicas, Capítulo IV. Clasificación de los elementos. Quinta parte. Nociones de Química general y Físico Química, Leyes ponderales. Ley de Proust. Hipótesis de Avogadro y Ampere. Capítulo III. El átomo y la teoría atómica. Las formulas y ecuaciones químicas. Capitulo V. la valencia de los átomos y los radicales. El estado sólido, cristalografía.	Cuerpo y materia. Molécula y átomo. Propiedades físicas. Cambios de estado físico. Dispersiones y soluciones. Propiedades ópticas de las soluciones. Combinaciones moleculares. Combinaciones químicas. Termodinámica. Nomenclatura química.	La materia. La energía. Constitución de la materia. Los modos de la materia. Sistemas dispersos. Las reacciones químicas. Leyes de los fenómenos químicos. Nomenclatura y taxonomía. Teoría iónica y radioactividad. Los componentes del agua. Agua.
Índices de textos de química posteriores a 1950.		
Carlos López Bustos, <i>Química</i> , Gregorio del Toro, editor, Madrid, 1964.	Juan Sancho Gómez. <i>Química general</i> , librería internacional de Romo, S. L. 1976. Madrid.	
Teoría atómica molecular. Estados de materia. Propiedades de las disoluciones. Estructura del átomo. Clasificación periódica de los elementos. Tipos de enlace químico. Elementos químicos no metálicos, El enlace metálico. Elementos químicos metálicos. Equilibrio químico. Ley de masas. Reacciones de precipitación. Reacciones de oxidación-reducción.	Materia y energía. Leyes y conceptos básicos. Estequiometria y termodinámica. Núcleo atómico. Zona cortical del átomo. Sistema periódico y configuración electrónica. El enlace químico. Estado sólido. Estado gaseoso. Gases reales, líquidos y cambios de estado. El agua. Disoluciones.	

Las grandes industrias catalíticas inorgánicas. Reacciones nucleares y energía atómica. Características de los enlaces del carbono. Concepto de isomería. Concepto de función orgánica y enumeración de las más importantes. Química del petróleo, Productos naturales. Macromoléculas.	Propiedades de las disoluciones. Velocidad de reacción, equilibrio. Termodinámica química, Disoluciones de los electrolitos. Ácidos y bases. Equilibrio entre iones. Sistemas redox. Potenciales de electrodos. Coloides. Metales. Aleaciones. Complejos.. Isomería. Hidratos de carbono. Colorantes. Macromoléculas. Bioquímica. Química nuclear.
--	---

Tabla 2 Comparación de índices de temas entre textos anteriores y posteriores a 1950.

Es anterior y posteriormente a los años treinta y ochenta donde podemos encontrar definidas las posturas hacia una u otra tendencia pero podemos encontrar situaciones más intermedias entre esos años donde se van asentando y justificando las ideas. Sobre la importancia de la parte descriptiva de los elementos y los compuestos importantes o la parte teórica, Sancho Gómez (SANCHO GÓMEZ, J. (1964), Prólogo.) reconoce la importancia de conocer las propiedades y reacciones de los distintos elementos de las familias del sistema periódico pero sin darle por ejemplo la importancia de ser preguntado en un examen o explicado en clase. Esta ampliación de conocimiento voluntaria por parte de los alumnos exige mucha madurez por parte de los alumnos aunque estos sean universitarios.

“Actualmente, un curso de Química general debe abarcar el vasto campo que va desde la descripción ‘intima de las sustancias y elementos químicos a la descripción de sus propiedades. Y debe, ante todo, poner en evidencia los principios fundamentales y deducir de ellos las principales consecuencias. Este es el propósito que nos ha guiado al escribir el libro. Un curso de Química general para los alumnos de los primeros cursos de Universidad y de Escuelas Técnicas debe ser esencialmente formativo; pero un libro dedicado a ellos debe reunir también el necesario material informativo para poder satisfacer la natural curiosidad del lector. Esto es lo que nos ha inducido a tratar en nuestro texto todas las familias del sistema periódico, lo que no quiere decir que su conocimiento, en el aspecto meramente descriptivo, deba ser objeto de exigencia en examen ni de explicación en el curso”.

Este cambio no sólo iba a afectar a la enseñanza de la química a nivel universitario sino que también iba a afectar a niveles inferiores. En el libro de texto de la Editorial Bruño de Química para el Curso Preuniversitario (QUÍMICA, CURSO PREUNIVERSITARIO, (1963), Prólogo. p. 5) siguiendo el Plan de estudios de 1963 se hace eco de este cambio dirigido a encontrar un “sentido químico” de los procesos evitando el factor memorístico que existía anteriormente para la parte descriptiva de los elementos y compuestos. Respecto a la estructura atómica, al ser un libro en un nivel básico, mantiene y justifica la presencia de la parte clásica del desarrollo de la estructura atómica. Este cambio en este caso se propone en el texto siguiendo las directrices de un congreso internacional celebrado en Irlanda. Así en el prólogo leemos;

“Hemos escrito este libro de QUÍMICA DE PREUNIVERSITARIO con la mirada puesta en dos vertientes: por un lado se han tenido en cuenta los conocimientos clásicos de esta disciplina porque creemos que siempre serán útiles, y aún necesarios, en todo estudio fundamental, y por otro, hemos procurado amoldarnos a las normas orientadoras del Congreso sobre el “Estado y desarrollo de la enseñanza de la Química” celebrado en Irlanda en marzo de 1961.

El programa de la Química de preuniversitario sigue, precisamente, esta nueva orientación emanada de ese Congreso, pues pretende que el estudiante de este curso adquiera un sentido químico de los procesos y fenómenos químicos que le permitan deducir el comportamiento químico de los cuerpos sin tener que aprender, en un esfuerzo memorístico, la abundante descriptiva que venía figurando en los textos anteriores. De ahí que se dé particular importancia en este curso al estudio de las estructuras y enlace químico, los procesos de oxidación-reducción, concepto de ácido-base y equilibrios químicos”.

Siguiendo con este cambio producido y asentado en el estudio de la química a nivel internacional a mediados del siglo, nos parece importante hacer un recuerdo de la situación en que se encontraba la investigación en España en la década anterior y posterior a los años 50. Recordar que tras la guerra civil hubo un periodo de postguerra donde se produjo la desvinculación con las líneas de trabajo y científicos anteriores a la guerra sobre todo en la química y la matemática. Respecto a esta situación, un índice que se puede estudiar es el grado de obsolescencia que relacionado con la antigüedad de las citas bibliográfica, nos da una idea de la mayor o menor actualidad de los artículos y, también, de la relación de los autores con otros de otras épocas anteriores. En el artículo de Palao Poveda (PALAO POVEDA, G. (1997), pp. 197-198) sobre la recuperación del trabajo en equipo en España en ese periodo, nos da separados en áreas sus resultados a lo largo de la postguerra y allí vemos como la Química Inorgánica en España es una de las áreas que sufrió una mayor ruptura y que posiblemente sea una de las causas del pequeño retraso que se encuentra en la presentación de los contenidos en los libros de texto que estamos estudiando al plantearse este contexto histórico desfavorable en un

periodo internacional de cambio respecto al modo de presentar la Química Inorgánica. Para este autor:

“En una primera aproximación observamos que en la época inicial los índices de obsolescencia más bajos corresponden a la Química Orgánica y la Q. Física, y los más altos a la Q. Analítica, Q. Técnica y la Q. Inorgánica, lo que nos confirma que la menor influencia de los autores de antes de la guerra se dio en estas áreas, o que fue en ellas donde menos continuidad hubo en los equipos de investigación”.

<i>Evolución quinquenal de los índices de obsolescencia, por áreas.</i>					
<i>Quinquenio</i>	<i>Q. Física</i>	<i>Q. Orgánica</i>	<i>Q. Analítica</i>	<i>Q. Técnica</i>	<i>Q. Inorgánica</i>
<i>1940-1945</i>	<i>12,1</i>	<i>9,6</i>	<i>14,6</i>	<i>15,1</i>	<i>37,1</i>
<i>1946-1950</i>	<i>8,2</i>	<i>15</i>	<i>16,2</i>	<i>14,2</i>	<i>11,4</i>
<i>1951-1955</i>	<i>11</i>	<i>12,2</i>	<i>10,3</i>	<i>7,5</i>	<i>16,5</i>
<i>1956-1960</i>	<i>6,6</i>	<i>9,5</i>	<i>8,8</i>	<i>4,9</i>	<i>13,4</i>
<i>1961-1965</i>	<i>8,7</i>	<i>9,1</i>	<i>6,6</i>	<i>8,6</i>	<i>9,2</i>

Tabla 3. Evolución quinquenal de los índices de obsolescencia por áreas.

De un modo más general Montequí Díaz de Plaza 40. (MONTEQUI DÍAZ DE PLAZA, R. (1962), pp. 5-6.) nos plantea parte de lo que estamos desarrollando en este apartado y nos refiere a la importancia que tiene la teoría sobre la práctica;

“¿Qué es más valioso para la Ciencia, la práctica o la teoría? De ordinario hacen falta muchas horas de acción y cuantiosa y paciente colecta de nuevos datos para que brille el genio teórico. Pero llegado su momento, la doctrina más poderosa que la acción, se sitúa antes y por encima de ésta, y nos parece de una categoría más excelsa”.

Hasta ahora en este capítulo hemos hablado de textos españoles pero este cambio nos vino dado desde fuera. Queremos citar algún libro extranjero traducido al castellano que también se hiciera eco de ese cambio. Para hacernos una idea de la magnitud del cambio, el autor emplea la palabra *renacimiento*. Las razones de este cambio de proporción en la extensión de los temas podemos encontrarla en el cambio experimentado en el modo de tratar los contenidos en los libros de texto de Química General a partir de la década de los cincuenta y así a nivel internacional citamos a Gregory C. Demitras (GREGORY, D., CHARLES R., RUSS, J., SALMOS, J. y GERALD, W. (1973), p.vii.) encontramos:

“La química inorgánica es quizás el área más difícil de definir dentro de la química. Hasta su renacimiento, en la década de los cincuenta, consistía fundamentalmente en la química descriptiva de todos los elementos, con excepción del carbono. Durante la década del 50 se convirtió en el tema en el que se ataron muchos “cabos sueltos” de la química física y analítica. La química inorgánica evolucionó finalmente a aspectos cualitativos dentro de

la teoría de enlaces, conceptos estructurales y hacia las nuevas explicaciones en las áreas que se estaban desarrollando rápidamente, como la química de coordinación. Esta situación relego a la química descriptiva a un estado de segunda clase.”

El traductor al castellano del citado libro, Emilio Yunis (GREGORY, D., CHARLES R., RUSS, J., SALMOS, J. y GERALD, W. (1973), pp. ix) ,comenta el prólogo en su introducción y lo contextualiza desde su experiencia a los países de habla hispana volviendo a incidir en esos textos tan sobrecargados de descripciones de propiedades y características:

“En los países de habla española hemos estado acostumbrados a textos de Química Inorgánica descriptivos y tradicionales, en los que la presentación ha consistido fundamentalmente en el tratamiento extenso de los elementos que componen la tabla periódica.”

Volviendo a nivel nacional en unos años donde ya se supone que se debería haber ya superado ese periodo de cambio volveremos a citar unos cuantos ejemplos más donde se sitúa, justifica, contextualiza y critica la situación pasada y se desarrolla este cambio en nuestro país. Así encontramos, clarísimamente expuesto ese cambio, en el planteamiento de los programas a la hora de enseñar en Química Inorgánica dicho por Vicente Iranzo Rubio 43. (IRANZO RUBIO, V. (1977), p. 34.) encontramos:

“Por una parte, tiene que enseñar a “discurrir” (se refiere a la química inorgánica) sobre los fenómenos inorgánicos. Cuando el gran inorgánico Nyholm pasa a ocupar la Cátedra de Química Inorgánica de la Universidad de Londres, en marzo de 1956, titula su primera lección “The Renaissance of Inorganic Chemistry”. (Publicada en español en “Anales de la Universidad de Murcia”) Esta lección supone –entre otras cosas- un autentico certificado que confirma la defunción de la primitiva Química Inorgánica, eminentemente descriptiva y profundamente enraizada en la enseñanza española, e incluso reivindicada nostálgicamente por alguno. Era esa Inorgánica una especie de catálogo en el que por un orden punto menos que alfabético figuraban la propiedades físicas y químicas; color, forma, punto de fusión, solubilidad, etc., de las sustancias inorgánicas conocidas, pero pocas relaciones, o ninguna, entre las propiedades de los diversos cuerpos, todo eran hechos inconexos, esparcidos anárquicamente, sin someterse a ninguna ley ni explicación de su origen. Lo que hace que Nyholm la califique de “... parte pesada y sin interés de los cursos de licenciatura”. Ordinariamente se estudia casi exclusivamente en los primeros cursos y fundamentalmente como una colección de hechos ampliamente inconexos”.

Otro autor como Jesús Morcillo Rubio (MORCILLO RUBIO, J. y NAVARRO, R. (1974), p. 1.) también se hace eco de este proceso de cambio experimentado por la

Química inorgánica a lo largo del siglo XX, pasando de la descripción a la deducción y llegando a matizar que la situación actual está aún alejada de ese posible logro aunque en este caso por las dificultades propias de nuestra Ciencia pero reconoce los avances producidos. En la introducción de su libro nos dice:

“Si este conocimiento fuese completo, la Química sería una ciencia deductiva. Todavía estamos muy lejos de alcanzar esta meta, quizá inaccesible, pero, no obstante el progreso realizado en esta dirección en los últimos años ha sido muy grande. La Química actual, cada vez más racional y deductiva, es una ciencia bastante distinta de la Química del siglo pasado, de carácter completamente empírica“.

Y continúa el mismo autor (MORCILLO, J. y NAVARRO, R. (1974), p. 124.) en el capítulo de Arquitectura Molecular donde se remonta hasta los primeros orígenes del cambio sufrido por la Química como Ciencia descriptiva a finales del siglo XIX hasta lograr ser una ciencia deductiva a mediados del siglo XX:

“Durante el último tercio del siglo pasado, los químicos empezaron a relacionar las propiedades de las sustancias con la supuesta estructura de sus moléculas, con lo que la química se fue transformando desde su primitiva naturaleza prácticamente empírica y descriptiva hasta llegar a ser, hoy en día, una ciencia mucho más teórica y esencialmente deductiva. En la actualidad, la Química trata, con todos los medios a su alcance, de conocer a fondo la estructura de la materia y de establecer relaciones entre dicha estructura y las propiedades fisicoquímicas correspondientes.”

Siguiendo con autores que recogen este cambio ya asentado temporalmente en el momento donde escriben, tenemos de nuevo a Enrique Gutiérrez (GUTIÉRREZ RÍOS, E. (1977), Prólogo, p. 1.) que también nos habla del cambio, en este caso, distinguiendo entre métodos antiguos expositivos y los nuevos métodos que se basan en las nuevas teorías del enlace químico.

“Los antiguos métodos expositivos, exclusivamente descriptivos consistentes en la enumeración de las propiedades y reacciones más importantes de los enlaces químicos y de cada uno de los compuestos – están siendo desplazados, desde hace ya varias décadas, por otros -que consisten como se ha indicado antes- en el empleo de los resultados de las teorías del enlace químico y del conocimiento de la estructura de las moléculas y de los cristales para la interpretación y conocimiento de relaciones entre fenómenos químicos que proceden de la experimentación.”

Interesantemente este autor, Enrique Gutiérrez (GUTIÉRREZ RÍOS, E. (1977), Prólogo pp. 1-2.), entiende que el cambio en el modo de plantear la enseñanza de la Química Inorgánica debe tener consecuencias en la didáctica que se aplique para su enseñanza

“En una época de transformación, como la que desde hace algunos años está experimentando la Química Inorgánica, son inevitables desajustes en los aspectos didácticos. Así, al lado de excelentes tratados, que representan avances muy importantes en el sentido antes indicado, se percibe en muchos de los libros dedicados a una exposición elemental de esta rama de la ciencia, ciertas tendencias que, referidos a sus aspectos más extremados, podrían resumirse en las dos siguientes;

a) Prescindir de la exposición del conjunto de fenómenos que constituyen el objeto específico de la Química Inorgánica, para centrar el interés hacia los resultados de las teorías del enlace químico y a datos estructurales; con referencias a solo algunos fenómenos químicos relacionados directamente con esas cuestiones.

b) Añadir a una exposición de esta clase, una relación de hechos empíricos relativos a propiedades y reacciones de los elementos y de sus compuestos, sin referencia explícita ni conexión con la parte anterior.

La primera de las tendencias indicadas –de la que hay, con todo, tratados interesantes recientes- no puede, sin embargo, por su naturaleza, sustituir o añadir algo a los tratados especiales, dedicados a las aplicaciones químicas de las teorías del enlace químico, y a los dedicados a la exposición de datos sobre estructura de las moléculas y los cristales.

La segunda de estas dos tendencias, aunque hace referencia al conjunto de datos que constituyen el objeto propio de la Química Inorgánica, difiere poco, frecuentemente, en el tratamiento de estos datos, del carácter empírico, descriptivo, de los libros antiguos, lo que deja sin justificación la exposición previa de cuestiones físicas si éstas no se aplican al estudio de los fenómenos físicos.”

Por último para hacernos idea de la distribución temporal e importancia que tiene cada parte durante un curso de Química General una vez ya asentada la tendencia actual en la enseñanza de la química leemos en el prólogo del texto de Rafael Usón (USÓN LACAL, R. (1970), Prólogo.) como el autor temporaliza y justifica esa distribución temporal según los contenidos a tratar.

...El tipo de curso de Química general desarrollado en este libro está proyectado teniendo en cuenta las posibilidades que ofrece la duración de un año escolar, de manera que la parte primera, fundamentos básicos, se puede completar hasta finales de febrero, reservando un mes lectivo para la parte segunda, Química inorgánica, y el resto del tiempo, es decir, hasta el final del mes de mayo, para la tercera parte, Química orgánica.

En cuanto a la organización, la primera parte desarrolla los fundamentos actuales de nuestras ideas sobre la materia, desde las partículas más pequeñas hasta los agregados superiores, su interconversión a través de reacciones químicas y los aspectos básicos de estos procesos. Las partes segunda y tercera estudian en un tratamiento de conjunto, prescindiendo de monografías, los elementos químicos y sus compuestos. Se hace uso de las ideas básicas expuestas en la parte primera, suplementadas donde es preciso con las extensiones o adaptaciones pertinentes.

2.2.2. El estudio detallado de la Mecánica Cuántica no es objetivo de un manual de Química General.

En este capítulo vamos a trabajar como entienden nuestros autores, el hecho de introducir ampliamente desarrolladas las ideas de la mecánica cuántica en sus textos. Tenemos que volver a recordar, para tenerlo en cuenta, ese cambio que se produjo en los textos donde se cambió la descripción de los elementos por el desarrollo teórico y leyes químicas. En nuestros textos vamos a encontrar opiniones de los autores en las dos situaciones pero en general, los autores entienden que la complicada parte matemática, la abstracción propia de las nuevas ideas, la ruptura con la Física clásica no se deben trabajar a fondo en un libro de Química general de un nivel elemental pero si que debe presentarse e introducirse por su capacidad para resolver los problemas que se le planteaban a la estructura clásica atómica y por el carácter actualizado que deben presentar los textos de este nivel.

En la introducción de su texto, Ipiens Lacasa (IPIENS LACASA, A. (1934), pp.V-VI) al principio de nuestro estudio, ya estaba planteada la Mecánica cuántica pero todavía se encontraba en un estado muy incipiente de desarrollo, el autor nos dice:

“Al lector:

Con la publicación de este libro, el autor aspira a presentar un Tratado en el que sus lectores encuentren desarrollado los conocimientos fundamentales de la química con la modernidad que le corresponde a la fecha actual. Sus mayores esfuerzos se han dirigido a hacerla útil a los estudiantes de Ciencias, Medicina, Farmacia, para quienes preferentemente está escrito. Con ello, y con frecuentes consideraciones que en la obra se hacen, procurase llevar el ánimo del lector a la convicción de que los elementos están entrelazados entre si y la idea de la unidad de la materia pierde el carácter de concepción filosófica y parece trocarse en realidad una vez que se han esbozado los fenómenos radioactivos y se han expuesto los experimentos de desintegración artificial de los átomos”.

Otro autor, López Franco (LÓPEZ FRANCO, A. (1928), Prólogo p. 8), también en los primeros años de nuestro estudio nos dice en el prólogo porque divide su texto en dos partes; una explicativa de los principios generales que rigen la química y que estaban en cuestión y una parte práctica que como dice el autor es el principal objetivo del texto. En su texto se empiezan a introducir conceptos propios de la química moderna. Se trabajan actualizados los conceptos de materia, trabajo y energía pero concluye diciendo que prima por interés, la parte práctica de la Química.

“En atención a todo lo dicho, dividimos el libro en dos partes, dedicadas respectivamente a Química general y descriptiva; en la primera, que es la que consideramos más interesante, se exponen los principios generales de las ciencias físicas basándonos en las conceptos de materia, trabajo y

energía, deteniéndonos con preferencia sobre la última, pues de ellos no se acostumbran a traer ideas claras y precisas los alumnos al ingresar en la Escuela. Así mismo se exponen los fundamentos de las teorías que constituyen la Química clásica y la Química moderna pero no perdiendo de vista la finalidad práctica que como principal objetivo se persigue...”

Siguiendo con el mismo autor vemos que se muestra cauto a la hora de desarrollar las nuevas ideas en su extensa complejidad en tanto en cuanto su exposición completa podría aportar más confusión que claridad y por otro lado extendería aún más el contenido de los textos que ya de por sí estaba muy cargado. Así López Franco (LÓPEZ FRANCO, A. (1928), p. 80.) en su texto, muy al principio de nuestro estudio, se muestra conocedor de las nuevas ideas y presenta un libro muy completo pero entiende hasta donde debe llegar en su exposición en un texto de química general:

“El desarrollo de esta teoría, concebida de un modo abstracto por Planck y adecuada y generalizada por Einstein, nos llevaría demasiado lejos y nos separaría del objetivo principal que perseguimos”.

De nuevo Ipiens Lacasa (IPIENS LACASA, A. (1934), p. 284.) coincide con López Franco y propone que las nuevas ideas podrán superar las dificultades a la hora de encontrar respuestas a los nuevos datos obtenidos en los laboratorios pero entiende que no se deban desarrollar en su complejidad en un texto elemental.

“Hoy se trabaja de manera activa a fin de conocer los átomos residuales que deben quedar libres en los fenómenos de desintegración artificial que se formarán en la unión de la partícula α con el átomo primitivo que las dos hipótesis cabe establecer. Las dificultades de la cuestión son casi insuperables y entendemos que los resultados habidos no deben acogerse todavía en un libro de índole elemental como éste”.

Otro autor, en el principio de nuestro estudio en los años treinta como Rocasolano (ROCASOLANO, A. (1935), p. 168) coincide con los autores anteriores al proponer que las nuevas ideas no deban ser tratadas en un libro para el primer contacto del alumno con la química en la universidad.

“El carácter elemental de este libro no permite desarrollar estas ideas, que han impulsado vigorosamente los estudios de la Química Física”.

Estos mismos planteamientos que encontramos al principio de nuestro estudio a la hora de reflejar las nuevas ideas, las encontramos al final. Entendemos que los autores de los textos son conscientes por un lado de la limitación de espacio y tiempo para desarrollar los temas en sus trabajos y por otro de la complejidad de las nuevas ideas. Complejidad de las nuevas ideas, limitación de espacio en un programa tan amplio como es el de la Química General o que será desarrollado posteriormente dentro de la Química Física

son los factores limitantes para el desarrollo de la nueva mecánica en los textos. Así por ejemplo, Juan Galmés (GALMES, J. (1961), p. 37.) nos dice:

“Las partículas subatómicas van adquiriendo de día en día una complicación, que no es fácil en pocas líneas dar una idea sucinta de las mismas, como corresponde a un manual”.

No sólo es el espacio dentro del libro y el tiempo dedicado para desarrollarlo en un curso de Química General. El espacio dedicado en un libro a la constitución del átomo pueden influir en la profundidad con que se desarrolle un tema como al nivel al que van dirigidos. En este sentido encontramos una serie de autores también en la parte final de nuestro estudio que no desarrollan a fondo los temas cuánticos por no considerarlo objeto del curso. Por ejemplo, Luzón Cuesta (GALMES, J. (1961), p. 37.) nos plantea las ideas cuánticas pero sin llegar a entrar a desarrollarlas en profundidad por entender que debe dejarse para otros cursos más avanzados.

“En la sección 4.5. (Distribución de los electrones en niveles de energía) se hará uso nuevamente de esta teoría (por la Mecánica Cuántica) si bien el estudio detallado de la misma, no será objeto del presente curso”.

Un último ejemplo de un autor que entiende que no debe exponer con detalle los complicados contenidos de la Mecánica Cuántica por no creerlos convenientes para un curso de química elemental por su complicado aparato matemático pero si debe introducirlos por su importancia para explicar la realidad de la Química, es el texto de Jesús Morcillo y Raquel Navarro (MORCILLO RUBIO, J. y NAVARRO, R. (1974), p. 46.) donde los autores nos dicen:

“La Mecánica Cuántica, llamada también a veces Mecánica Ondulatoria, es una nueva Mecánica, que debe utilizarse en lugar de la Mecánica Clásica, para estudiar los movimientos de partículas subatómicas. Su aparato matemático es relativamente complicado, por lo que no conviene exponerlo en un curso elemental de Química. Sin embargo, haremos bastante uso de las ideas y conceptos mecanocuánticos, pues explican, de forma más clara y sencilla que las ideas de Bohr, algunos fenómenos químicos y en muchos casos son las únicas que pueden explicarlo”.

2.2.3. Características que deben cumplir los libros de texto.

En su detallado estudio de textos franceses de la mitad del siglo XIX realizado por José Ramón Bertomeu y Antonio García Belmar (BERTOMEU, J. y GRACIA A. (2000)) estos autores detectaron tres características que se encuentran en los libros de texto, si bien éstos no se pueden, como dice John Hedley (HEDLEY, J. (2000), pp 3-4), considerarse como definitivos:

a) Normalmente el autor es conscientemente un intermediario organizador y simplificador del incesante crecimiento de conocimiento en las publicaciones científicas. Un ejemplo de esta selección de contenidos ejercidos por los autores en sus libros lo podemos encontrar de primera mano en Puig Villena (VILLENA PUIG, J. (1937), p. 7.) cuando dice;

“Por otra parte, los trabajos, algunos recientísimos y todos en plena evolución, impiden por el momento escribir una obra elemental clara y sintética, de estas teorías que están invadiendo y transformando todo el campo de la Física y Química”.

También Juan Galmés (GALMES, J. (1961). Prólogo.) nos sirve de ejemplo de como un autor es consciente de que este incesante crecimiento en la ciencia, hace que las obras actualizadas dejen rápidamente de serlo;

“El manual de Química Moderna vuelve de nuevo a la luz pública bajo el título de Manual de Química general y Descriptiva. Dado el inmenso desarrollo, que actualmente ha alcanzado el estudio de la Química con sus innumerables revistas, que diariamente nos proporciona nuevos avances en el terreno teórico y práctico, -se calcula que se publican unos 350 artículos originales diarios de investigación química-, resultaría algo comprometido, querer mantener por algún tiempo, con verdad, el calificativo de moderno para un libro que tiende a alcanzar cierta longevidad. “

No sólo es la inclusión de las nuevas ideas y descubrimientos que se incorporan a la Química las que han de aparecer desarrolladas o por lo menos, citada una pequeña reseña, en los libros de texto sino que su organización a la hora de presentar los contenidos ha de ser clara y adecuada. Emilio Jiménez (JIMÉNEZ E. (1941), Prólogo, p. 3.) nos indica claramente cómo han de presentarse las ideas en un libro de Química General. Las ideas han de presentarse de un modo conciso;

“Una tendencia que ha alcanzado gran éxito en bastantes libros de texto es la concisión, sin duda pensando en que para que nuestros conocimientos sean útiles tienen que ser sintéticos y concisos. “

b) El contenido de los libros debe ser elegido por consenso, con poco o ningún espacio para hipótesis enfrentadas. Esta intención por evitar la controversia entre las

teorías que se pudieran presentar en los textos evitaría el llegar a resultados diferentes según que teoría empleásemos. Así encontramos distintos ejemplos en los libros de texto españoles que quieren evitar controversias entre teorías. Como nos lo explica Puig Villena (VILLENA, J. (1935), pp. 168-169.) cuando relaciona las teorías cuántica y ondulatoria;

“Hoy día, penetrando en la entraña de los problemas planteados, se ha visto que no hay tal oposición entre una y otra teoría, sino que ambas son facetas de la misma explicación, son la misma teoría, y que una de ellas, la ondulatoria, constituye el caso límite de la otra mucho más general, la cuántica. La energía que pongo en juego al bajar del piso a la calle puede calcularse de dos modos. O como suma de la energía desarrollada al bajar de escalón en escalón o como la desarrollada dejándome caer por una rampa de mi piso a la calle. Lunes, miércoles y viernes bajo la escalera; martes, jueves y sábado, me dejo deslizar por la rampa: Bastaría considerar la rampa como una serie infinita de escaló-escaleras, es decir, entre Física de los fenómenos discontinuos y Física de los fenómenos continuos”.

Anteriormente en el mismo libro, el autor cita a Bragg al introducirnos en la problemática que se creó con la dualidad onda-corpúsculo. Para Bragg, las dos teorías resolverían el mismo problema según en que día de la semana nos encontrásemos, lo que hizo exclamar, nos dice la publicación, con gracejo a Bragg;

“Lunes, miércoles y viernes se empleaba la teoría ondulatoria y martes, jueves y sábados la corpuscular”.

Continuamos con el mismo autor en su otro libro (VILLENA PUIG, J. (1935), p. 19.) refiriéndose a la dualidad onda-corpúsculo, donde integra los distintos comportamientos que podemos encontrar ya sea como onda o como materia con el siguiente ejemplo:

“En lo sucesivo no podrá hablarse, según la mecánica ondulatoria, de electrones o protones y de ondas como cosa diferente y entendidas al modo que lo hace la mecánica y la óptica, sino que lo único que existe es el corpúsculo-onda, que en unos casos se presentará con el aspecto ondulatorio y en otros con la faceta mecánica, del mismo modo que una moneda nos presenta la cara o la cruz sin que por esto deje de ser la misma cosa y sin que tampoco se puedan observar a la vez la cara y la cruz: onda y corpúsculo.”.

El empleo en los libros de texto de distintas teorías solapándose, evitando cualquier controversia, no sólo la hemos encontrado referida a las teorías corpuscular y ondulatoria, sino que también la encontramos en otros casos como son la discontinuidad de la materia y la electricidad, el uso de la mecánica clásica y cuántica...

Con la intención de seguir trabajando con libros de texto donde no se quiere que haya margen para la controversia, López Franco (LÓPEZ, A. (1928), p.51.) integra en este caso, las dos mecánicas (clásica y cuántica):

“No obstante todo lo dicho, como quiera que los principios tan racionales de la química clásica han servido de base para todos los conocimientos y estudios sobre esta ciencia, contribuyendo al desarrollo extraordinario que ha alcanzado en estos últimos tiempos, no es posible prescindir de ellos, máxime teniendo en cuenta que no ha sido sustituido de un modo absoluto, por lo que continuaremos exponiendo las cosas como si estos principios fueran ciertos, aunque haciendo las salvedades oportunas en algunos casos“.

Otro autor como Calvet (CALVET, E. (1934), p. 189.) integra dos teorías, la teoría atómica de la materia y la teoría atómica de la electricidad;

“Existe un verdadero paralelismo entre la teoría atómica de la materia y la teoría atómica de la electricidad, aunque el estudio de esta última sea del dominio de la Física, es de un interés tan grande para el químico, que sin su conocimiento no puede explicarse una serie de fenómenos importantísimos ni penetrar en la esencia de la materia”.

Otro ejemplo que hemos encontrado donde se solapan e integran ideas distintas en los textos y donde se evita establecer controversias son las teorías estáticas y dinámicas para la organización de los electrones corticales en los átomos. En el libro de Puig Villena (VILLENNA, J. (1935), p. 10.) encontramos;

“Más aún, Langmuir desarrollo la teoría del octeto para explicar la valencia química y si en la concepción de Bohr, el estado dinámico de los electrones explica muchas propiedades, en la estática del octeto también se explican otras muchas. Eran dos puntos de vista inconciliables, cada uno con sus triunfos y sus impotencias”.

No siempre son teorías opuestas las que se mantienen en los textos gracias a que sirven para explicar una u otra situación sino que como es el siguiente caso, podemos encontrar una situación de inestabilidad de una idea que es sustituida por otra. Jerónimo Vecino (VECINO, J. (1919), p.11.) en su discurso nos habla de una situación de inestabilidad entre teorías que consideran al electrón y al calor como fluido:

“La noción de electrón marca un retroceso hacia las antiguas teorías de los fluidos abandonada por los físicos de la última mitad del siglo XIX y sustituida por la teoría energética, abandono justificado en parte por el fracaso de la citada teoría al aplicarla a los fenómenos caloríficos y luminosos. Pero si el calor no se conserva, no sucede lo propio con la electricidad: la estructura granular de la electricidad ha quedado

plenamente demostrada, ha logrado aislarse un átomo de electricidad siempre idéntico a sí mismo, dando de este modo a la carga eléctrica el carácter de realidad física que había perdido al abandonar la teoría de los fluidos“.

Situación que ya encontramos citada anteriormente por Poincaré (POINCARÉ, H. (2002), p. 200-201.) Hay que recordar la enorme influencia de este matemático francés en los autores españoles por el gran número de veces que le hemos encontrado citado en las primeras décadas del siglo XX en nuestra búsqueda de libros:

“Hace apenas quince años, ¿había algo nada más ridículo, más ingenuamente viejo que los fluidos de Coulomb? Y, sin embargo, helos aquí que reaparecen bajo el nombre de electrones. ¿En qué difieren (de una manera permanente) esas moléculas electrizadas de las moléculas eléctricas de Coulomb? Es verdad que en los electrones la electricidad está soportada por un poco de materia, pero bastante poca, en otros términos, tienen una masa (y he aquí que todavía se le discute), pero Coulomb no negaba la masa a sus fluidos, o si lo hacía, era a su pesar. Sería temerario afirmar que la creencia de los electrones no sufrirá más eclipses; no era menos curioso comprobar este renacimiento inesperado“.

c) El complicado lenguaje usado en los tratados avanzados es eliminado o reducido al mínimo en los libros de Química general.

El éxito del libro de texto del siglo XX escrito por Linnus Pauling *The nature of the Chemical Bond*, según Kostas Gavroglu y Ana Simões (GAVROGLU, K. y SIMÕES, A. (2000), pp. 431-435.) es debido a una ausencia de la avanzada matemáticas que podría haber impedido llegar a una audiencia general. En los libros de texto españoles hemos encontrado dos situaciones por las que no han profundizado en el desarrollo matemático de la teoría cuántica. La primera es que su desarrollo apartaría al texto de química general de su objetivo y el segundo caso es que la abstracción asociada a la nueva mecánica impediría crear un modelo visual que favoreciera la comprensión del modelo atómico. Del primer caso encontramos un ejemplo en el libro de López Franco (LÓPEZ FRANCO, A. (1928, p. 50). Esta intención de evitar la complicada matemática de la Mecánica cuántica para no apartar al texto de su objetivo no quita que el autor presente las ideas;

“El desarrollo de esta teoría, concebida de un modo abstracto por Planck y aclarada y generalizada por Einstein nos llevaría demasiado lejos y nos separaría del objeto primordial que perseguimos“.

Del segundo caso encontramos un ejemplo en el texto de Eduardo Vitoria (VITORIA, E. (1940). pp. 494-907.) El autor se refiere a que la abstracción matemática asociada a la mecánica cuántica impediría crear un modelo representativo eficaz del átomo y nos dice:

“Porque aparte de que el valor de la energía $\varepsilon = w - w'$ es exacto, tiene la ventaja de representar de un modo sensible la imagen del átomo, lo cual no hacen las expresiones matemáticas, que emplean dichas mecánicas modernas”

2.2.4. Aproximaciones atomistas y antiatomistas. Controversias científicas

En el trabajo de Antonio Moreno (MORENO GONZÁLEZ, A.(2006), p. 415.) encontramos que la construcción del conocimiento científico es un problema en sí mismo que no se resuelve solamente citando los hechos y autores como se había hecho anteriormente sino que la ciencia es una manifestación más de la cultura de los pueblos y sujeta a sus controversias. Citando en el artículo a Dominique Raynaud nos define controversia científica del siguiente modo:

“Desde el punto de vista sociológico, una controversia científica se caracteriza por la división persistente y pública de muchos miembros de una sociedad científica, unidos o no, que sostienen argumentos contradictorios en la interpretación de un determinado fenómeno”.

Mary Jo Nye (NYE, M. (2000), p. 402.) encuentra en los libros de texto de Química General un contraste entre la aproximación a la química tan atomista y visual de Pauling y el estilo pedagógico de Noyes que yace dentro de la anti-atomista tradición europea que se habían desarrollado en la última década del siglo XIX que enfatizaba que la energía y la entropía como los principios fundamentales para describir un sistema químico. El libro de Noyes de 1922, también como su edición revisada de 1934, se centra en las leyes de los gases, la teoría de las disoluciones, equilibrio, electrolisis, trabajo y energía libre como cimientos de la química. En 1922, en el prefacio de *A course of Study in Chemical Principles* defiende la siguiente aproximación:

“Las nuevas teorías de la estructura atómica y de la radiación han sido omitidas, porque, a pesar de su trascendente interés y su importancia en el futuro de la química, en su presente estado de desarrollo son apropiadamente tratados en cursos avanzados mejor que en un curso fundamental de carácter sistemático”.

Hay que tener en cuenta el choque que siempre supone la aparición de nuevas ideas en oposición contra otras ya establecidas y asentadas en los científicos y profesores de la época. Así Blas Cabrera (MORENO GONZÁLEZ, A. (2006), p. 415.) en una conferencia radiofónica emitida el 21/1/1936 reconoce la habilidad y el esfuerzo que les supuso a los científicos de su generación, el hecho de afrontar y asimilar esos cambios tan radicales:

“Ninguna generación se ha visto en esta situación obligada a profesar una ciencia que aparece más remota de la que aprendió en las aulas universitarias, que la que separaba el saber de nuestros profesores de lo que enseñan los filósofos griegos. Con ello mi generación se ha ganado que se le reconozca una flexibilidad intelectual que acaso no aprecien bastante quienes no se han visto nunca precisados a realizar este difícil ejercicio de acrobacia mental”.

Según Mary Jo Nye (NYE, M. (2000), p. 402.) escribe que no se debe pensar que Noyes estaba sólo en los años veinte y treinta evitando la nueva teoría química que enfatizaba el enlace del par-electrónico y las físicas evidencias de la estructura atómica y molecular de la materia. Victor Grignard, un premio Nobel, y uno de los químicos franceses más distinguidos, todavía ignoraba la teoría de valencia en su libro de química orgánica de 1935:

“Respecto a las nuevas teorías electrónicas, todavía no están lo suficientemente desarrolladas para servir de base para la especulación en química orgánica. En este texto, todavía no se presentaran sistemáticamente sino que por el momento permanecerán en el fondo. Y serán de momento las fructíferas concepciones de Le Bel y Van’t Hoff (i.e. la geometría del carbono tetraédrico) las cuales serán una segura guía para nosotros”.

No sólo se trata de buscar como se desarrolla una teoría en los textos y de la dificultad de su complejidad matemática a la hora de introducirse en los textos sino que también se trata de un planteamiento filosófico a la hora de afrontar la Ciencia. Así el filósofo Ortega y Gasset (GONZÁLEZ DE POSADA, F. (2006), p. 267) en un artículo presenta un breve ensayo publicado en cuatro números del periódico *La Nación* de Buenos Aires en 1937, titulado “*Bronca en la Física*” donde desglosa los problemas que afectan a la Física en el principio de siglo:

“Primer problema.- Se refiere a la Cosmología, trata de la interpretación o conocimiento del Universo. ¿En qué consiste la Física?: ¿En observación y de ella, mediante inducción obtener la imagen del mundo? O más bien, ¿se concibe a priori y se deduce formalmente el ser y el funcionamiento del Cosmos?”

Segundo problema.- Acerca del tipo de conocimiento. El conocimiento de la física cuántica es simbólico. ¿Es esto verdadero conocimiento?”

Tercer problema.- El que denomina “dualidad irracional” entre conocimiento de la materia y conocimiento de su comportamiento.

Cuarto problema.- La física se reduce a mera geometría o cinemática, pero ha dejado de ser física. Señala el descaro de la hipótesis de un universo homogéneo. Este problema se une al primero”.

España aún estando en la periferia de los países punteros en investigación no podía estar al margen de estos distintos modos de aproximarse al modelo atómico. Sobre todo no debemos olvidar la influencia que nuestro vecino (Francia) ha tenido sobre la ciencia de nuestro país en siglos pasados y así en el discurso de Jerónimo Vecino (VECINO Y VARONA, J. (1919), p. 21.) podemos encontrar un ejemplo de las miras en que se tenía a nuestro vecino francés en particular y a las otras potencias investigadoras del

momento en Europa y en el lugar donde se encontraba España en esos primeros años del siglo XX;

“Tengo además fe porque soy de los que creen que nuestra raza no es inferior a otras, que nada tiene que envidiar a la francesa y que así como en nuestro vecino y glorioso pueblo francés la cultura científica, principalmente la ciencia física ha llegado a considerable altura, no dudo de que en plazo no lejano podremos hablar de Ciencia española, con caracteres propios, como hoy se habla de la Ciencia francesa, de la inglesa, de la alemana... “.

Otro Autor, Antonio Rius Miró (RIUS MIRÓ, A. (1940), Prólogo.) que trata de prácticas de laboratorio, añade a los Estados Unidos en la lista de países que influyen en España y de los que debemos aprender en la elaboración, preparación de los textos que luego se usaran para enseñar y de la importancia que tienen los textos para el proceso de aprendizaje de la Química. Reconoce el autor, la importancia del libro de texto para el aprendizaje de una ciencia tan experimental como es la Química que no sólo ha de ser aprendida en laboratorios de un modo práctico mediante experiencias. Leemos en el prólogo:

“Aunque no falte quien diga y repita que la Química sólo pueda aprenderse en el laboratorio, y los textos nadan sirven, las formidables ediciones de libros didácticos sobre esta ciencia que continuamente aparecen en Alemania, en Inglaterra, en los Estados Unidos, en Francia, etc., países de los que no puede decirse que entienden mal lo que ha de ser la enseñanza de la Química, prueban irrefutablemente el interés y la enseñanza pedagógica de los libros de texto”.

En España encontramos un libro de química general del profesor Eduardo Vitoria (VITORIA, E. (1940), pp. 494-907.) del Instituto Químico de Sarriá que no cita las teorías modernas, no por no estar de acuerdo con la teoría sino por la importante ayuda visual que aporta el modelo clásico. Así dice:

“A pesar de tales dificultades, el modelo atómico de Bohr se ha conservado, aun dentro de las nuevas teorías de la mecánica cuántica y ondulatoria, que parecen hoy llamadas a solucionar el problema, que no se resuelve según los principios de la mecánica clásica. Porque aparte de que el valor de la energía $\varepsilon = w - w'$ es exacto, tiene la ventaja de representar de un modo sensible la imagen del átomo, lo cual no hacen las expresiones matemáticas, que emplean dichas mecánicas modernas”

En esa misma línea vamos a encontrar a muchos autores en los años 30 y 40 que no participan en la controversia, ya que aceptan las nuevas ideas y aunque si bien citan la nueva teoría, mantienen la teoría de Bohr. Así ocurre con Antonio Rocasolano (ROCASOLANO, A. (1931), p.34.) que no entra al detalle de cuál es la nueva

constitución del átomo mientras se pueda explicar la química descriptiva con el modelo antiguo;

“Las ideas actuales sobre la constitución del átomo, a las que nuevamente haremos referencia más adelante, tienen un gran interés científico, y en el desarrollo de la química física mucha importancia, pero conviene advertir, que por las características del átomo que acabamos de citar, el átomo se presenta con características específicas propias, luego, pueden exponerse todos los hechos experimentales que forman la química descriptiva, sea cual fuere la constitución íntima de esta pequeña masa material, que es la más pequeña cantidad de materia que puede entrar en reacción”.

López Franco (LÓPEZ, A. (1928), p.51.) también coincide en mantener el modelo clásico que tan grandes resultados aportó a la Química;

“No obstante todo lo dicho, como quiera que los principios tan racionales de la química clásica han servido de base para todos los conocimientos y estudios sobre esta ciencia, contribuyendo al desarrollo extraordinario que ha alcanzado en estos últimos tiempos, no es posible prescindir de ellos, máxime teniendo en cuenta que no ha sido sustituido de un modo absoluto, por lo que continuaremos exponiendo las cosas como si estos principios fueran ciertos, aunque haciendo las salvedades oportunas en algunos casos.”

Un ejemplo de como se introducen las ideas nuevas pero manteniendo las antiguas para facilitar la comprensión del modelo atómico, lo tenemos en el discurso de Obdulio Fernández (FERNÁNDEZ, O. (1934), p. 6) donde asocia al electrón la velocidad del torbellino en clara referencia a las ideas del modelo cuántico respecto a la velocidad de la luz pero manteniendo la visión clásica.

“Nos conforta mucho la lectura de los trabajos de E. Cohen referentes a la metaestabilidad de la materia. Es lógico que la materia no sea estable, de ser cierto que los electrones se mueven a la velocidad del torbellino; ese movimiento interno debe traducirse en manifestaciones externas o cambio de propiedades”.

Sin embargo, como hemos dicho al empezar el capítulo, la aceptación de las nuevas ideas no siempre estuvieron exentas de una cierta polémica sino que encontramos alguna cita recelosa como en el libro de Juan Villena (VILLENA PUIG, J. (1935a), pp. 22-23.) cuando cita a Eddington;

“De todos modos, no estará mal recordar, que estas teorías están en pleno desarrollo y evolución y es preciso seguir el consejo de Eddington, que recomienda poner un cartelito sobre ellas que diga: Teorías cuánticas y ondulatorias en reparación; prohibida la entrada sino es para actos de

servicio y recomendar al conserje que de ningún modo deje colarse a los metafísicos“.

Curiosamente, esta misma cita la encontramos en el discurso de inauguración del curso académico 32/33 de Rey Pastor (REY PASTOR, J. (1932), p 34.):

“Decía donosamente un famoso profesor Inglés que a la puerta de la Física en el momento actual debería ponerse un cartel con esta leyenda “cerrado por reparaciones urgentes. Prohibida la entrada”.

Y volviendo a Villena (VILLENA PUIG, J. (1935b), p. 169.) continua citando a Bragg manteniendo esa polémica;

“Aceptar la teoría granular de las radiaciones era licito, ya que explicaba gran numero de los fenómenos, pero a su vez, ésta interpretaba perfectamente otro grupo de fenómenos inconcebibles en la teoría corpuscular y llegaba el contrasentido a extremos tales, como explicar una teoría, como la de espectros luminosos, basándose en las concepciones cuánticas y continuándola por aplicación de las propiedades ondulatorias, lo que hizo exclamar con gracejo a Bragg, que lunes, miércoles y viernes se empleaba la teoría ondulatoria y martes, jueves y sábados la corpuscular“.

Continuando con Mary Jo Nye (NYE, M. (2000), pp. 403-404.) que tan bien nos explica esa polémica atomista y anti-atomista ocurrida entre los científicos extranjeros del primer cuarto del siglo XX, encontramos que el texto de 1918 de Hildebrand, como el de Noyes y Sherrill de 1922, introduce las leyes de los gases y la teoría cinética, seguido por las relaciones de pesos, y el cálculo de los pesos moleculares y capítulos de termodinámica, equilibrio, velocidad de reacción y más. Sin embargo, en contraste con Noyes, Hildebrand incluye al final en su libro un capítulo entero de la constitución del átomo tratando los rayos catódicos, electrones, rayos X, difracción, radioactividad, el relativo incremento de la masa del electrón, la cámara de niebla de Charles Thomson Rees Wilson y la teoría y el simbolismo de la teoría electrónica del enlace de valencia de Lewis. Los átomos están constituidos de electricidad dice Hildebrand, aunque la naturaleza positiva de las cargas del núcleo es todavía desconocida. En España encontramos al igual que en el libro de Hildebrand, capítulos o anexos introduciendo las nuevas ideas sobre la constitución del átomo como es el caso de Eduardo Vitoria (1940) que enriquece su libro con un apéndice sobre la constitución del átomo al final del libro (ya desde la octava edición de 1924 incluye apéndices separados del texto con la múltiple ventaja, según el autor, de poder presentar todos reunidos, completarlos con cada edición del MANUAL de resultar más claras e inteligibles después de haberse estudiado la obra que como dice el autor, se apoyan en las teorías clásicas que no deben abandonarse. En la doceava edición de su libro “Manual de Química moderna” de 1940 su apéndice habla sobre la constitución del átomo, con los últimos estudios sobre los rayos cósmicos, sobre el protón, el fotón, el neutrón y el positrón, el bombardeo del núcleo atómico y la radioactividad artificial)

Por último vamos a citar un ejemplo donde la misma idea –en nuestro caso la interpretación del modelo atómico- es llevada a cabo por dos científicos que comparten el mismo momento histórico pero desde dos puntos de vista absolutamente distintos. Es un claro ejemplo de la convivencia de los distintos modos de entender la misma realidad desde la mecánica clásica y la nueva mecánica. Es el discurso de recepción en la Real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales en 1925 por D. Luis Sánchez Cuervo y su contestación por D. Blas Cabrera y Felipe.

La visión clásica de D. Luis Sánchez Cuervo (SÁNCHEZ, L. (1925), pp. 29-30):

“Si consideramos a los sistemas planetarios como átomos cósmicos, las mismas leyes que rigen la energía representada por el lanzamiento de masas planetarias en el universo son aplicables al lanzamiento por el átomo de radio de partículas α y β al espacio ambiente. Cuando se hallan en presencia de masas de cualquier naturaleza, que obedecen en sus atracciones a fuerzas centrales, como ocurre con el sol, los planetas y los cometas de nuestro sistema; y como parece ocurrir entre los electrones positivos y negativos del átomo, hacen movimientos orbitales más o menos complejos.

Aceptada esta asimilación que para las actuales ideas sobre la constitución del átomo parecen justificar, llegamos a la consecuencia de que la energía liberada por la desintegración es la precedente de los movimientos orbitales lo que explica su enorme valor y la indiferencia del fenómeno de la acción de causas exteriores.

Nuestro sistema solar constituye un átomo estable, por estar formado de solo un sol, una masa central, y de planetas que recorren órbitas casi circulares, que no les consienten una aproximación suficiente para que su velocidad quede afectada por ello. Solamente los cometas, con órbitas elípticas de fuerte excentricidad parecen haber sido forzadas en algunos casos, tras de una visita a las proximidades solares, al espacio infinito en órbitas abiertas. En sistemas solares que posean dos o más grandes masas centrales, como frecuentemente ocurre cabe la posibilidad de que sus planetas se acerquen hasta el punto de causar modificaciones de su velocidad, como consecuencia el intercambio de energía que se originen la desintegración del átomo cósmico por la proyección de partículas planetarias. Estaríamos entonces en presencia de átomos inestables”.

La contestación del ILMO Señor D. Blas Cabrera y Felipe (SÁNCHEZ, L. (1925), pp. 59-60):

“... y ello es lógico, por la distinta posición en que nos colocamos el Sr Sánchez Cuervo y yo frente a la Naturaleza. Desde nuestros respetivos puntos de vista los mismos hechos ofrecen perspectivas diferentes y

merecen una valoración muy diversa. Esta disparidad surgió ante mi espíritu desde las primeras páginas de mi discurso. En ellas se comienza señalando las dificultades que ofrece definir el concepto de energía; pero nuestro compañero abandona el tema para comenzar la disección de las diferentes fuentes. Seguramente yo hubiera dedicado mucha mayor atención a la primera parte que a la segunda; y aún en el estudio de cada una de las fuentes habrían llamado mi atención aspectos y problemas que al Sr Sánchez Cuervo no le interesan o le preocupan de un modo muy secundario”.

• 2.2.5. Química Cuántica y Mecánica Cuántica. Solución de problemas.

Según el artículo de Kostas y Simões (GAVROGLU, K. y SIMÕES, A. (2000), p. 415.), los libros de texto siempre han jugado un papel importante en los primeros pasos del desarrollo de una teoría en cualquier nueva especialidad. Los primeros libros de texto en la historia de una nueva especialidad contribuyen a formar una base donde ocurren una legitimación e institucionalización de los contenidos que se hace según los autores de varias maneras;

- ✓ Formalizando los principios en los que se basan.
- ✓ Haciendo explícita la solución de problemas que anteriormente estaban sin solución, revisando el estado del campo de estudio.
- ✓ Estableciendo que debe ser enseñado y dando una información de fondo para que los no expertos en la materia puedan entender la nueva especialidad.

Para estos autores, el desarrollo de la Química Cuántica no ha sido una excepción. En España encontramos en la respuesta que hace Gregorio Rocasolano del discurso de Vecino Varona (VECINO Y VARONA, J. (1919), pp. 34-35.) que expresa su confianza en las soluciones que van a aportar las nuevas ideas;

“Estas ideas son susceptibles de un hermoso y fecundo desarrollo, pero lo expresado por el Dr. Vecino, mucho mejor de lo que yo pudiese decir sobre este asunto, os habrán dado la impresión del problema enorme que está resolviéndose al establecer las nuevas ideas sobre la constitución de la materia”.

Lora Tamayo (LORA, M. (1953), p. 3.) que aunque no desarrolla la nueva mecánica por la abstracción que supone, sí la propone para su estudio introduciendo a de Broglie y haciéndose además eco de la influencia incluso a nivel de pensamiento que tendrán las nuevas ideas de Planck y Einstein para todas las Ciencias en general;

“Estos nuevos conceptos, difíciles de adquirir objetivamente, que cambian esencialmente ideas sostenidas como muy sólidas, plantean interesantes consideraciones de hondo contenido filosófico”.

Los cambios no podían entrar de un modo radical eliminando las bases anteriores por anticuadas, siendo estas inmediatamente sustituidas por las nuevas. Es una cooperación entre las ideas más que una sustitución. López Franco (LÓPEZ FRANCO, A. (1928), p. 51), reconoce las bases clásicas en que se ha sustentado la química hasta principios del siglo XX, sus buenos resultados y como las nuevas ideas podrán completarlas;

“No obstante todo lo dicho como quiera que los principios tan racionales de la Química Clásica han servido de base para todos los conocimientos y estudios sobre esta ciencia, contribuyendo al desarrollo extraordinario que

ha alcanzado en estos últimos tiempos, no es posible prescindir de ellos, máxime teniendo en cuenta que no han sido sustituidos de un modo absoluto, por lo que continuaremos exponiendo las cosas como si estas fueran ciertas, aunque haciendo las salvedades oportunas en algunos casos”.

A finales de los años veinte y la década de los treinta empieza un periodo de aceptación de la nueva teoría, en convivencia con las ideas clásicas donde se superponen ambas. Ipiens Lacasa que comienza a publicar su *Tratado de Química general* en los años treinta mantiene este planteamiento en la séptima edición del año 54. Este autor (IPIENS, A. (1954), p. VIII) también comparte el mantener los principios clásicos aunque haciendo las oportunas salvedades que aportan las nuevas teorías que mantengan su texto actualizado:

“Hemos procurado exponer los conceptos fundamentales de la Ciencia introduciendo gradualmente los principios fisicoquímicos básicos conservando la clásica en cuanto es fundamental e incontrovertible hasta la fecha, e injertando las teorías admitidas en las últimas décadas y aún asignándoles el máximo interés cuando su utilidad ha sido plenamente confirmada.

En la nueva edición se amplían considerablemente los conocimientos sobre el estudio atómico y Química Nuclear; y de la teoría electrónica para interpretar los diversos tipos de enlace y las características de los compuestos con ligazones iónicas o covalentes”.

Ya más adelante en nuestro trabajo, encontramos más ejemplos del interés que despiertan las soluciones que aportan las nuevas ideas aunque ya no desde ese punto de ampliar y corregir las ideas existentes sino en tanto que representan la actualidad de la Ciencia. En los apuntes de Luis Díaz (DÍAZ, L. (1965), p. 47.) en la Escuela de Técnica Superior de Ingenieros Industriales nos dice;

“Los postulados de Bohr, explicaban satisfactoriamente algunos aspectos de la constitución atómica, pero dejaba en suspenso algunos otros, para explicar los cuales, se ha desarrollado una nueva mecánica, la mecánica ondulatoria que toma como base el principio de analogía de de Broglie.”

Ya en los años setenta, independientemente de la utilidad didáctica que pudiera tener la teoría clásica, ya más que una idea de complementariedad entre teorías se encuentra la idea de sustitución. Rafael Luzón (LUZÓN CUESTA, R. (1973), p. 65.) nos aparta con la nueva teoría de los arbitrarios postulados de Bohr;

“Un tratamiento más moderno de la estructura electrónica de los átomos, que conduce a resultados equivalentes para los casos sencillos, pero evita la aceptación de condiciones implantadas arbitrariamente, como la

representada por la ecuación 4.1, es el que aplica los principios de la Mecánica Ondulatoria.”.

También Doadrio López (DOADRIO LÓPEZ, A. (1972), p. 28.) nos indica como las nuevas ideas no sólo mejoraron las anteriores sino que superaban los problemas que se le planteaban a la teoría anterior;

“Aunque emplea conceptos e ideas diferentes, la mecánica ondulatoria no difiere mucho en sus resultados con los que se obtienen en la teoría clásica de Bohr para el átomo de hidrógeno. La verdadera utilidad de la mecánica ondulatoria radica en su generalización, pues no sólo permite abordar la interpretación de los espectros atómicos en átomos con más de un electrón, para lo cual, se demostró incapaz la Teoría de Bohr, sino que además permite resolver, entre otros, el problema que plantea el enlace entre átomos “.

Por último, citar una de las mayores dificultades que presentaba la nueva mecánica para su aceptación que fue el grado de abstracción y la alta formación matemática académica que requería. Puig Villena (VILLENNA, J. (1935a), p. 7.) nos presenta con claridad, el amplio campo de estudio que la nueva teoría requiere y las dificultades de comprensión que presenta respecto de la teoría que sustituirá;

“Son muchos y excelentes los trabajos originales publicados acerca de la mecánica cuántica. Nada mejor que leer las memorias originales presentadas a las diversas academias, revistas, congresos, etc. para tener una idea exacta y precisa de esta materia. Ocurre no obstante, que en la mecánica cuántica hay tres aspectos: matemático, físico y químico. Cualquiera de las tres, resulta sumamente interesante, pero es raro que una inteligencia media pueda tener cultura suficiente en Matemáticas, Física y Química, para abordar con fruto los estudios originales de una cuestión que tanto choca con nuestra tradicional manera de enjuiciar los fenómenos físicos y químicos“.

También Pla Dalmau (PLA DALMAU, J. (1942), p. 170.) nos introduce en los beneficios e inconvenientes de la nueva teoría en relación con la anterior, es decir, más abstracción matemática como inconveniente pero a su favor, mayor capacidad para ajustarse a la realidad de los datos experimentales;

“Mediante la mecánica ondulatoria es posible dar una interpretación de la estructura atómica que si bajo ciertos aspectos se apoya en la abstracción matemática más que en la teoría de Bohr, presenta sobre ésta la ventaja de resultar más íntimamente ajustada entre las hipótesis de continuidad matemática y las cuánticas“.

Una última consideración respecto a la nueva Mecánica, de la que pensamos que España era mera espectadora, por el momento científico que vivía en el principio del siglo XX, la encontramos en el artículo de Kostas y Simões (GAVROGLU K. y SIMÕES A. (2000), p. 416.). Los libros de texto son por su naturaleza poco históricos al comienzo y solamente en muy pocas instancias encontramos alguna mención a las disputas que caracterizaron la Química. Interesantemente en los primeros libros de la Química Cuántica podremos encontrar cierta polémica o partidismo. Una polémica un poco elevada para el nivel en que se encontraba nuestra Ciencia pero a nivel mundial continúan diciendo los autores que podemos encontrar en estos libros una polémica sobre si la Química Cuántica debe ser considerada una aplicación de la Mecánica Cuántica o si la Química Cuántica debe articular su propio lenguaje a través de los éxitos conseguidos en la química por apropiaciones de la Mecánica Cuántica. Es esta sutil diferencia de aproximaciones, la que ha llevado a preparar un gran número de escritos con diversa ideología pero pedagógicamente efectiva en los textos de Química Cuántica.

Para los anteriores autores, los libros de texto en el principio de la historia de una disciplina pueden también ser mirados como un género que tiene el ánimo de consolidar un consenso en el lenguaje y las prácticas que deben ser adoptadas. Deberían los químicos aceptar solamente la suficiente Mecánica Cuántica para sus propósitos y seguir la Química siendo considerada una ciencia no matemática o deberían los químicos convertirse en mecánicos cuánticos. El dilema es entonces, si los químicos deberían aplicar la mecánica cuántica a cada problema químico o solamente usar los principios de mecánica cuántica en algunos aspectos de la química. La pregunta más importante es, sin embargo, una concerniente a la relativa autonomía de la química cuántica respecto a la física.

2.2.6. La Física en los libros de Química.

Continuando con el final del capítulo anterior, más allá de crearse una polémica sobre como abordar las ideas cuánticas en los libros de texto si desde la Química o la Física, buscando una predominancia, encontramos en los libros españoles como los autores casi unánimemente destacan la aportación de la Física al conocimiento de la constitución atómica y de su contribución al desarrollo de la Química para dejar así de ser la ciencia meramente descriptiva de principios del siglo XX. Cronológicamente vamos a presentar las entradas en las que hemos encontrado ese reconocimiento a la Ciencia Física en nuestros textos estudiados;

José Maña Bonví (MAÑAS BOMBÍ, J. (1911), p. v.) nos avanza a principios del siglo XX, la importancia que iba a adquirir el conocimiento de la Física en el estudio de la Química tanto para su desarrollo como para su aprendizaje y así nos dice;

*“Al escribir este pequeño libro, que es muy pequeño para ser una Química general, he procurado darle carácter científico en el mayor grado posible, limitando las pesadas descripciones de las especies químicas a su mínima expresión y haciendo resaltar siempre el cumplimiento de las leyes químicas y la relación entre los fenómenos químicos y los físicos, de tal manera que el lector aprenderá tanta física como química con su lectura, ya que la tendencia actual es la de fundar la química sobre **la física**. Por cuya razón aconsejo suspender su lectura a todo aquel que no conozca siquiera ligeros rudimentos de Física“.*

Jerónimo Vecino (VECINO Y VARONA, J. (1919), p. 6.) nos habla de la importancia de la Física en los estudios de Química pero todavía pidiéndole una confirmación experimental a esta joven teoría;

*“La **física** es ante todo una ciencia experimental, la física matemática establece las hipótesis, pero estas necesitan pasar por el tamiz de la experimentación. Admirables son los resultados obtenidos por la teoría cinética para la magnitud molécula, pero mientras estos no sean confirmados por la experiencia u obtenidos por procedimientos teóricos diferentes, no llegarán a producir en nuestro espíritu un convencimiento absoluto”.*

Para otro autor, Luis Bermejo y Vida (BERMEJO Y VIDA, L. (1924), p. 8.) nos explica como se jerarquizan y organizan las ciencias. El autor nos habla de como autores van desposeyendo a la Química de su carácter descriptivo y el cambio que los nuevos descubrimientos en la Física van aportando al estudio de la química;

*“La química ha dejado de ser una ciencia puramente descriptiva; constituye un capítulo de la **física**, así como ésta es una rama de la matemática. Por eso al estudio de la química ha de preceder el de la física,*

y claro es que, si la enseñanza se ajustara a un orden integral y cíclico, podríamos prescindir en este libro como en la cátedra de exponer doctrinas que deberíamos suponer conocidas. Pero la realidad no es esta, y por tanto, en casi todas las obras de Química y en todos los programas de la enseñanza de esta disciplina se incluyen lecciones de la llamada físico-química y aun de física pura. Hago esta manifestación para justificar la amplitud que doy a los capítulos consagrados al estudio de la físico-química”.

Obdulio Fernández (FERNÁNDEZ, O. (1934), p. 5) también reconoce el aporte de la Física al desarrollo de la Química en su discurso de apertura del IX congreso de Química Pura y Aplicada celebrado en Madrid en 1934:

*“La tendencia filosófica de la química no se detuvo en lo relacionado a la constitución de la materia, asunto en que la **física** ha jugado un papel preponderante; aquella ha alcanzado a las regiones de la química entera...”*

En línea para encontrar la importancia que se le podía atribuir a la Física en los libros de Química para desentrañar los secretos del átomo, ya hemos citado la influencia en los textos españoles de principio de siglo de Poincaré, los siguientes dos ejemplos son de Juan Villena (VILLEN A PUIG, J. (1935a), p. 13.) citando al filósofo y matemático francés en sus textos:

*“Esta determinación científica era tan férrea, que según ella, el Universo era a modo de una gigantesca y complicadísima máquina de relojería y la **Física** tenía por misión desentrañar el mecanismo, que una vez conocido, nos permitiría predecir el porvenir, es decir, la ligazón de la primera a la última rueda. La diferencia entre lo previsto y lo que realmente se observaba en el Universo, no tenía otro origen, según el principio de causalidad, que nuestro desconocimiento del mecanismo. El azar, en definitiva, era el margen de error producido por nuestra ignorancia“.*

Y en su otro libro (VILLEN A PUIG, J. (1935b), p. 188.) nos dice:

*“La reversibilidad o reciprocidad de fenómenos, es muy corriente en **Física**, tanto, que fundado en ella Poincaré hizo algunas indicaciones, que seguidas inteligentemente por Becquere , dieron lugar al descubrimiento de Urano y con él, a los estudios de radioactividad que tanto han cambiado la faz de la física y química... y de la filosofía”.*

Emilio Jiménez (JIMENEZ, E. (1941), p.5.) en el prólogo de su libro nos habla de la necesidad de la formación en Física que necesitan los Químicos;

*“Nos percatamos bien de que el plan que desarrollamos en este libro puede fracasar, si el lector tiene muy poca base de **ciencias físicas**; pero como el*

químico necesita muchos conocimientos de otras ciencias y en particular de las físicas, aceptamos la probabilidad de fracaso ante la ventaja que lleva consigo el presentar una aplicación razonable de los puntos de vista modernos, a la vez que concedemos importancia a la química de las propiedades, con el deseo de proporcionar una preparación completa orientada hacia la mejor formación de los futuros químicos industriales. Cada día es más oportuna la frase de Bunsen “Un químico que no es nada físico, no es absolutamente nada”.

Más referencias a la necesidad de la Física en los libros de Química como Ciencia que pueda desentrañar los secretos atómicos, desechando los modelos intuitivos una vez que se demuestran ineficaces, por otros más teóricos y abstractos, podemos encontrarlo en el libro del Profesor Saz (SAZ, E. (1943), pp. 141-142.):

“El fracaso del modelo atómico de Bohr, para explicar otros espectros que los del hidrógeno, sobre todo las rayas finas de los dobletes, tripletes, etc., y la misma hipótesis, en parte tomada de la mecánica clásica, y en parte de la teoría de los cuántos, y las dificultades, que se encuentran también en los otros modelos del átomo, como el de Sommerfeld, propuestos con la intención de corregir las deficiencias del modelo de Bohr; ha hecho que los físicos modernos prescindan, y no recurran ya a un modelo intuitivo del átomo.” Este mismo autor escribe: “... las palabras más breves y concisas de S. Dushman “Algún físico ha llamado pueril a la idea de las órbitas de la teoría de Bohr; pero queda en pie la de los niveles de energía que es seria”.

Manuel Fernández González (FERNÁNDEZ GONZÁLEZ, M. (1973), Prólogo p. 5.) en el prólogo, organiza el estudio de la Química a partir de la última capa de electrones que es la que va a dirigir las reacciones de los elementos y la parte interna del átomo y partículas nucleares para la Física justificando así la presentación en su texto de la teoría de los orbitales;

“Así, por ejemplo, se trata del modelo atómico actual, prescindiendo de otros que ya han pasado a la historia de la Química. Mejor dicho, a la historia de la Física, pues soy de la opinión que la Química, apurando mucho, comienza desde el nivel electrónico más externo “hacia arriba”. De aquí que no se haya entrado en una descripción exhaustiva del átomo y de las partículas elementales: en cambio, se ha dado especial relieve a la teoría de orbitales por el importantísimo papel que juega en la formación de enlaces y la consiguiente estructura de las moléculas”.

Sin embargo, Alfonso Esteve (ESTEVE SEVILLA, A. (1974), p. 1.) no encuentra tan clara esa diferencia, límite o frontera entre ambas Ciencias sino que para el autor se complementan:

*“Los límites que separan estas disciplinas no están perfectamente delimitados. La conexión resulta especialmente íntima en la **Física** y la Química, de modo que es casi imposible un estudio, aunque elemental, de una de ellas sin tener en cuenta los datos suministrados por la otra.”*

Para Enrique Gutiérrez Ríos (GUTIÉRREZ RÍOS, E. (1983), p. 11.) en su completo discurso para la Real Academia de Farmacia, nos habla de la relación que existió entre la Física y la Química desde principios de siglo XX y como esta ha ido evolucionando:

*“En el siglo pasado la **Física** fue un auxiliar importante para la Química. Pero lo que siguió fue mucho más importante. Significó la posibilidad de formular, en términos físicos, los problemas propios de la Química. Esta posibilidad residía en las teorías cuánticas del átomo y los enlaces químicos. Desde esta perspectiva, todas las cuestiones y aspectos sobre la materia, que la química considera, quedaban reducidos, en último término, a un problema relativo a los sistemas mecánicos constituidos por núcleos atómicos y electrones –los constituyentes de toda materia química- ; por tanto, a un problema físico. Esto es lo que determinó la incorporación a la Química, de los métodos experimentales y los conceptos matemáticos que la física utiliza. ...El desarrollo de la Química durante este siglo es una progresiva aproximación a ese objetivo de formular en términos físicos los problemas químicos”.*

Y el mismo autor (GUTIÉRREZ RÍOS, E. (1983), p. 31.) continúa hablando de cómo se han entroncado las dos ciencias, impidiendo decir a ciencia cierta donde se localiza la frontera de estudio entre ellas;

*“Aun cuando no se puede establecer en ninguna de las ramas de la Química actual fronteras definidas con la **Física**- por el contrario, esas fronteras se han ido debilitando por la ya comentada incorporación progresiva a la Química de métodos físicos-, las investigaciones de los últimos treinta años han vuelto a actualizar el problema de precisar cuál pueda ser la cualidad o el punto de vista que imprime carácter o interés químico a los fenómenos. De tal modo, que pueda decirse de un conocimiento que pertenece o compete a la Química porque esté dotado de dicha características. En realidad se planteó desde que la química se constituyó como ciencia, pero ha adquirido ahora nuevos aspectos”.*

Siguiendo con el mismo autor (GUTIÉRREZ, E. (1977), Prólogo, p. 1.) pero esta vez desde otro de sus libros, nos habla de como la Química adquiere un cuerpo teórico gracias a los aportes de la Física;

“El desarrollo de la Química Inorgánica durante las últimas décadas procede, en el plano doctrinal, de la posibilidad de relacionar e interpretar el enorme conjunto de fenómenos que corresponden a esta rama de la

*ciencia, mediante un corto número de ideas fundamentales, que se refieren, en su mayor parte, a la estructura del átomo y la naturaleza del enlace químico; es decir, a cuestiones correspondientes al campo de la **Física** y de la **Química-Física**; cuyos resultados se convierten así, en principios doctrinales para la **Química Inorgánica**“.*

La única situación donde hemos encontrado cierta polémica ha sido en el discurso del farmacéutico Obdulio Fernández (MONTEQUI DÍAZ DE PLAZA, R. (1962), p. 64.) donde el autor plantea que la física podía llegar a suplantar a la Química. El autor entiende más bien con un cierto recelo, esa relación de ayuda y aporte de soluciones a los problemas que en su día aportó la Física a la Química y así nos dice;

*“Aun hay algo más serio para la Química que el anonimato en que va cayendo el investigador mercenario. Varias veces he dicho públicamente que la Química, sin pretenderlo, cedía ante el dominio arrollador de la **Física** y que por este camino sería suplantada, al menos en parte, una ciencia por la otra”.*

• 2.2.7. Pedagogía de los libros de texto.

En el artículo de John Hedley (HEDLEY, J. (2000), p. 2.) encontramos las siguientes cuestiones referidas a que debemos considerar en el estudio de los libros de texto:

- ✓ ¿Qué lugar ocupan los libros de texto en la publicación de la ciencia y su enseñanza?
- ✓ ¿Hay algo que se pueda considerar como un libro de texto estándar y cuando apareció?
- ✓ ¿Son los estudiantes los que necesitan ayudas a la hora de ser enseñados o son los libros de texto los que sirven para crear nuevas audiencias?
- ✓ ¿Son diferentes los libros de texto dependiendo del país donde se editan?
- ✓ ¿Qué le hace a un libro de texto ser un éxito y que role juega en la comunicación de la ciencia?

En nuestro trabajo sobre textos españoles pensamos que no vamos a poder contestar a estas cuestiones ya que en el caso de la estructura del átomo hemos ido a remolque de lo que nos venía de fuera. Tampoco podemos decir que hayamos encontrado un texto que haya influido en el resto. Si hemos encontrado textos que se han prolongado en el tiempo con sucesivas ediciones como es el caso del *Manual de Química moderna* de Eduardo Vitoria de una institución muy prestigiosa como el Instituto Químico de Sarriá del que encontramos una decimocuarta edición ampliada del año 1955 de un texto que empezó a publicarse en 1910. Este texto está muy actualizado para cualquier tipo de consulta sobre Química y lo hemos encontrado citado en alguna bibliografía pero no podemos decir que haya sido un libro que haya marcado el contenido de otros textos. Otro autor, Ipiens Lacasa se prolonga en el tiempo con sus *Elementos de Química* que ocupa desde los años veinte a los cuarenta y es continuado en los años cincuenta con su *Tratado de Química General* pero no podemos decir que sea un texto muy citado en las bibliografías.

Desgraciadamente en nuestro estudio no podemos aspirar a responder a preguntas como cual fue la influencia en el desarrollo de la ciencia mundial de un texto español o que tendencias en la enseñanza de la Química pudiera haber provocado la publicación de un texto en España, a modo de haber servido de guía a los siguientes textos. Quizás la poca costumbre a trabajar en equipo como hemos visto durante gran parte de nuestro estudio y que ya indicamos al hablar de los autores que firmaban las publicaciones, la falta de investigación propia en temas de constitución atómica o el planteamiento de los textos dedicados principalmente a la docencia en cursos concretos nos impide responder a la mayoría de las cuestiones con que encabezamos el capítulo. No obstante a nivel local, sí que encontramos interesante la visión pedagógica que aportan muchos de nuestros textos de los que citaremos algunos ejemplos al final del capítulo.

Continuando con John Hedley, nos preguntamos; ¿Hasta qué punto los autores son conscientes de las necesidades de los alumnos? ¿Si hay alguna intención pedagógica en los libros donde se da la información de un modo sistemático? Estas no son cuestiones sin importancia, porque la presentación sistemática de conocimientos que presentan los

textos pueden ser espejo de la organización lograda a través de una nueva estructura teórica.

Como ya hemos dicho en el caso español no podemos decir que tengamos un libro de texto propio que haya marcado el contenido de los demás. Parece que son los autores los que por su experiencia docente y formación quienes recortan o amplían los textos dirigiéndolos a la situación concreta de los alumnos a los que van dirigidos que en el caso español es la principal prioridad de los textos.

Muchas de las intenciones educativas de los textos, podemos encontrarlas en los prólogos, así por ejemplo encontramos que José Mañas (MAÑAS BONBÍ, J. (1911), p. v.) nos indica como organiza su libro en base a repeticiones para facilitar al alumno, la comprensión de esa Química tan descriptiva y pesada a la hora de retenerla de un modo memorístico;

“Se encontrarán en él innumerables repeticiones que creo necesarias en una obra dedicada a la enseñanza, y en la que, por tanto, se debe machacar sobre la cabeza del lector para introducirle, aun sin ganas, los principios de la ciencia química”.

Otro autor, Usón Lacal (USÓN, R. (1970), Prólogo. p.v.) nos dice en que medida un libro aporta conocimientos al alumno para facilitarle su trabajo pero insiste en que un libro de texto no es suficiente y la asistencia a clase y la explicación del profesor es necesaria:

“Cualquier profesor conoce la conveniencia de que el alumno disponga de material bibliográfico necesario para su estudio. Sucede, de hecho, que la carencia de un texto impone al alumno un trabajo desproporcionado para poner sus notas de clase en condiciones propias de ser estudiadas. Además, este trabajo está lleno de asechanzas por el elevado número de errores a que suele dar lugar. Pero es un hecho también que cuando los alumnos disponen de un libro aumentan sus ausencias a clase, fijados en que poseen el material recopilado por el autor. Situado, como profesor, ante esta alternativa, el autor ha optado por redactar un libro que contenga el material que pueda integrar un curso moderno y razonable de Química General, y exponerlo de manera que su ilustración por el profesor sea imprescindible en muy amplias zonas. La razón es que el alumno que crea poder prescindir del profesor- y más el alumno que se inicia- se engaña en su perjuicio, y si es conveniente, a nuestro modo de ver, reducir casi totalmente la labor mecánica de tomar notas y su tediosa elaboración posterior, no lo es menos que el inicio del trabajo intelectual superior se haga con la constante y debida orientación”.

Otra situación que podemos destacar en nuestros textos, es el interés de los autores por presentar su obra actualizada. Hemos citado en nuestro trabajo a Eduardo Vitoria con sus apéndices al final del texto a partir de 1928 y a otros autores preocupados por que aparezcan sus textos actualizados. En este sentido citaremos a Pla Dalmaú (PLA DALMAÚ, J. (1935), Prólogo) predica esa necesaria actualización científica de los textos además de redondear su opinión con un cierto toque literario.

“Las modernas teorías sobre la constitución de la materia, que tan eficazmente contribuyen a ir revelando la magna obra del Creador, han llegado a un punto en que se hacen indispensables, si queremos exponer algo de química de una manera clara, racional, sin que aparezca sombra alguna de fenómeno raro, heredero de las oscuras tareas de los Alquimistas”.

2.2.8. Historia de la Química en los libros de texto.

El artículo de John Hidley (HEDLEY, J. (2000), p.14.), nos habla de que la presencia del desarrollo histórico en los libros de química es un tema que se merece un análisis. Como dice Colin Rusell (RUSELL, C. (1988), pp. 273-294), los grandes químicos del pasado han tendido a ser caricaturizados por los historiadores profesionales de la Ciencia por su inadecuada historiografía, aún cuando algunos escribían con suficiente sofisticación. Es difícil negar, sin embargo, que la historia de la química en los textos ha tendido a ejemplificar un modelo lineal, acumulativo y progresivo de desarrollo científico, limando las controversias y discontinuidades a las cuales Kuhn dedica particular atención en *The structure of Scientific Revolutions* (1962). El trabajo de Nye (HEDLEY, J. (2000), p.14.) nos habla de como Pauling reacciona contra la convención de introducir a los estudiantes, los principios químicos en el orden histórico en que habían sido articulados. El presente es más interesante que el pasado y la historia podría ir en otras impresiones. Escribiendo libros de texto, Walter Nernst no tenía deseo de incluir toda la historia. La cuestión no está en sí se debe escribir sobre las virtudes de los antiguos experimentos, pero sí, sí a los estudiantes se les da un mejor punto de vista de los contenidos y propósitos por los cuales, las teorías fueron propuestas para tener un mejor entendimiento de esa teoría y el porqué se impuso sobre las demás.

Un autor que apunta a una de las causas por la que unos autores pueden superar las ideas de otros, es Rocasolano (ROCASOLANO, GREGORIO, (1935), p. 13.). No siempre son una genialidad o el fruto de un desarrollo teórico genial, las razones que hacen que se superen las situaciones anteriores, como dice Rocasolano, el simple hecho de la mejora tecnológica proporciona datos que pueden abrir puertas a nuevas ideas. Así leemos;

“Un hecho general, que en la historia del desarrollo de las ciencias experimentales vemos constantemente repetido, es la modificación que en las ideas admitidas, origina el perfeccionamiento de los modos de trabajo”.

En el caso concreto de España (aunque no es muy común) encontramos que algunos libros hacen específicamente introducciones históricas como es el caso de Calvet (CALVET, E. (1934), p. 245.) que en su *Química General* encabeza el tema de la constitución del átomo con un apartado específico para una introducción histórica;

“Constitución de los átomos. Resumen histórico. En el siglo pasado (refiriéndose al siglo XIX), cuando los químicos establecieron los fundamentos de la teoría atómica no se preocuparon mucho acerca de si los átomos eran realmente indivisibles como afirmaban todos los tratados de química”.

Doadrio López (DOADRIO, A. (1972), p. 4.) también presenta unos pequeños antecedentes históricos en su libro antes de empezar a explicar la estructura electrónica:

“Estructura electrónica de los átomos. Antecedentes. Desde principios de este siglo se conoce, por las experiencias de Rutherford, que todos los átomos están constituidos por un núcleo con carga positiva alrededor del cual se sitúan electrones de carga negativa de manera que, el conjunto resulta eléctricamente neutro. Inmediatamente surge el problema de cómo están distribuidos los electrones alrededor del núcleo y porqué un átomo libre, no sometido a ninguna excitación externa, mantiene inalterablemente su estructura en el transcurso del tiempo, permaneciendo en un estado estable sin que emita energía (estado estacionario). Por lo tanto, es fundamental el conocimiento de los factores energéticos que entran en juego para que se conserve en el átomo su estructura electrónica nuclear y el conjunto de cargas eléctricas contrapuestas permanezca en un estado estacionario estable”.

Sin embargo, otros autores como Puig Villena (VILLEN A PUIG, JUAN, (1935a), p.39.) no le da tanta importancia al hecho de citar la historia de la química:

“Que yo gane la guerra – decía Federico el Grande- que los profesores de mis universidades se encargarán de demostrar que la razón estaba de mi parte. En efecto; Bohr ganó la guerra arbitrariamente, Poincaré demostró luego la necesidad de imponer los números cuánticos y Schrödinger dedujo la razón de ser de estos números. Claro está, que la gloria de estos sabios nada padece por este motivo. Ciencia es una cosa y omnisciencia es otra”.

Rey Pastor (REY PASTOR, J. (1932), p. 17.) también nos habla de como la ciencia va avanzando y dejando atrás modelos que ya no le son útiles por lo que no tiene sentido estudiarlos:

“Ni siquiera es necesario tomarse el trabajo de repasar la historia para recrearse con el juicio ora despectivo o ya compasivo que cada uno de tales últimas realidades físicas ha merecido a las generaciones posteriores. Fue ayer cuando los modernos atomistas nos mostraban unos lindos modelos que pretendían reproducir la estructura del átomo de cada cuerpo simple y ya hoy no creen en ellos, ni siquiera sus propios inventores”.

No hemos encontrado en nuestro estudio muchos libros que hagan estas reseñas históricas. Por último, citar un ejemplo donde ya no es el desarrollo histórico el que se presenta sino más bien que el autor hace una aproximación histórica perteneciente a la cultura general de la química. Este es el caso del Libro de José M^a Pla Dalmáu 125.(PLA DALMAÚ, J. (1935), p. 24.) cuando nos habla de la unidad de la materia:

“Cincuenta años atrás, cuando la Química conocía ya los elementos, consideró como errónea la concepción de la materia defendida por alquimistas de la Edad media.

El ideal de éstos era convertir todos los cuerpos en oro, el más noble de los metales, convencidos de que los restantes cuerpos conocidos en aquel entonces, no eran sino estados de degradación de la materia oro.

La moderna teoría, que acabamos de exponer sucintamente reivindica la concepción de los alquimistas: nos revela que, tanto el Hierro como el Sodio, como el Radio y el Mercurio, es decir, que todos los elementos que se creyeron totalmente distintos, están integrados solamente por diversas cantidades de protones y electrones: son, en resumen, una misma materia”.

2.3. La Introducción de las ideas de la Mecánica Cuántica en España.

En este capítulo encontraremos citas de químicos españoles que en sus libros y publicaciones, se refieren a la introducción de la Mecánica Cuántica en España. Veremos como nuestros autores sin que este fuera específicamente un campo de trabajo que desarrollásemos en España, algunos de nuestros científicos se acercaron a autores e ideas de la nueva mecánica. Autores que tuvieron la oportunidad de salir a trabajar y formarse en laboratorios extranjeros. Así aunque fuera del perfil de los autores que nosotros estudiamos al pertenecer al campo de la Física, en el primer tercio del siglo XX en España hubo importantes aportaciones como las que hicieron Cabrera y Terrada y de ese modo lo reconoce en su discurso, Manuel Lora (LORA, M. (1953), p.21);

“Dando preferencia a los que la muerte nos arrebató de nuestro lado, los nombres de Cabrera y Terradas representan para nosotros la innovación en la Física. Con el primero se introducen en España los métodos experimentales para la investigación física; con Terradas adviene un nuevo y magnífico magisterio de la Física Teórica”.

Ya centrándonos en el perfil de los autores de nuestro estudio, encontramos en el trabajo de Antonio Moreno (MORENO GONZÁLEZ, A. (2006), p. 424.) algunos de los autores españoles que se involucraron en la introducción de las nuevas ideas. No desde la física o matemática sino desde el campo de la química y la farmacia que es hacia donde se dirige nuestro estudio y nos dice:

“Además de Carracido, participaron en debates, sobre al atomismo y el energetismo, el ya citado Bruno Ibeas, Obdulio Fernández, Enrique Hauser, Rodríguez Mourelo, entre otros. Eugenio Piñerua, catedrático de química general de la Universidad de Madrid, en la última lección dada en el curso 1923-1924, con motivo de su jubilación, que versó sobre Ideas antiguas y modernas: acerca de la constitución de la materia de las sustancias corpóreas, escribía:

Todavía no hace más de treinta años que el gran químico alemán Ostwald publicó un artículo esencial titulado “la ruina del atomismo”. En efecto: los hombres de laboratorio, entregados por entero a trabajos experimentales, se resistieron durante mucho tiempo a creer en la existencia de los átomos. ¿Existen los átomos realmente? Se preguntaban. Y si existen, ¿de qué están constituidos? He aquí la doble cuestión a la que pedían una respuesta satisfactoria.

Vemos pues que reinaba entre los sabios cierto escepticismo en lo tocante a la hipótesis atómica, pero los años 1911 y 1912 marcan el comienzo de un nuevo periodo”.

Del doctor Piñerúa (PIÑERUA E. (1923), p. 111.), farmacéutico de formación, hemos encontrado como aborda la introducción de las nuevas ideas en sus escritos. En este caso, su trabajo está referido a Einstein en sus “Nociones fundamentales científicas según el relativismo” donde desarrolla apartados como; componentes esenciales de los cuerpos según el relativismo, principios de la conservación de la materia y la energía según el relativismo, concepto de sustancia según el relativismo, Nociones de espacio y tiempo según el relativismo, la simultaneidad según el relativismo, la distancia según el relativismo, el tiempo-espacio y el intervalo relativista, la gravitación según el relativismo, y comprobaciones experimentales de la teoría de la relatividad y así nos propone:

“Yo me propongo exponer sencillamente las ideas fundamentales de la doctrina einsteniana de la relatividad, sin hacer uso de transcendentales ecuaciones, ni de inextricables fórmulas. Examinaremos sólo la famosa teoría bajo un aspecto exento en lo posible de las arideces de las matemáticas, y muy al alcance intelectual de todo el mundo culto. Pues creo que las matemáticas no son más, como dice el sabio astrónomo CARLOS NORDMANN, que un lenguaje particular, simbólico, una especie de taquigrafía del pensamiento y de la razón. Y como no hay lenguaje que, bien o mal, no pueda traducirse en otro lenguaje, por eso creo que podré dar, prescindiendo de las matemáticas, una idea tal vez superficial, pero exacta en sus líneas generales, de la teoría einsteniana”.

Hay que tener en cuenta que hasta los años treinta no empezaron los estudios de Química-Física en las facultades de Química en España. Anteriormente en los planes de estudio existía la asignatura de Química teórica que recogía la entrada de las nuevas ideas. Lora Tamayo (LORA TAMAYO, M. (1981), p. 87) nos dice cuando empezaron los estudios de Química-física en España en la Universidad:

“Hasta ya entrados los años treinta no existían cátedras de Química-física dotados en las Facultades de Ciencias de España”.

Para continuar haciéndonos una idea del lugar que ocupaba el estudio de la Química física respecto a otras ramas de la Química en España en el primer tercio del siglo XX, tenemos el estudio de Juan Vergara (VERGARA DEL TORO, J. (2004), pp. 24-25.) que trabaja con las publicaciones españolas de Anales de la Sociedad de Física y Química;

“Sirva esta estadística como ejemplo: en el periodo 1903-1937 el número de artículos de química orgánica publicados en la prestigiosa revista Anales de la Sociedad de Física y Química constituye el 40% del total (526 artículos), seguidos a distancia por la Química Física, Química Analítica y Química Inorgánica por ese orden. (Inieta Valera, Marset, (1988) p. 1041 y 1042.)”

Por último, vamos a presentar a uno de los autores que primeramente hemos citado. Aunque se salga del perfil de nuestro estudio, el presentarlo nos dará una idea de la preparación y el recorrido seguido en España para introducir la Mecánica Cuántica o la Física Teórica en el primer tercio del siglo XX.

Para conocer a Terradas, en el artículo de Carlos Gámez Pérez (GÁMEZ PÉREZ, C. (2004), pp. 48-56.) sobre la introducción de la Mecánica Cuántica en España encontramos que el primer contacto de Terradas con la Física Cuántica tuvo lugar en el II Congreso Internacional de Matemáticos que se celebró en Roma en 1908. Asistiendo a una conferencia de Hendrick A. Lorentz sobre las nuevas teorías de la radiación, en la que se explicaba el interés de las hipótesis de Planck. A partir de entonces, Terradas se interesó por los trabajos de Planck, estudiándolos en profundidad y convirtiéndose en un admirador de su obra (Roca, 1991; Roca y Sánchez Ron, 1990). Para dar a conocer la teoría de Planck en España, Terradas presentó en el primer congreso de la Asociación Española para el Progreso de las Ciencias, organizado en Zaragoza (1908) dos comunicaciones que constituyen el primer caso de difusión de las teorías cuánticas en España (Roca 1980 y 1990; Roca y Sánchez Ron 1990; Sánchez Ron 1987). La primera de estas comunicaciones se titulaba “*Sobre la mecánica estadística*” y la segunda “*Teorías modernas sobre la emisión de la luz*”. Otra comunicación fue su discurso de entrada en la Real Academia de Ciencias y Artes de Barcelona, en 1909 (Roca 1991). El discurso se publicó con el título “*Sobre la emisión de radiaciones por cuerpos fijos o en movimiento*” donde Terradas habla de quantums de energía y explica que las leyes postuladas hasta entonces sobre el cuerpo negro no concuerdan con la experiencias. Terradas comenta que la única teoría que se adapta a la experiencia es la ley de Planck pero también explica que esta ley suponía una concepción revolucionaria respecto a las teorías de la radiación existentes hasta entonces

Según Carlos Galmes, la visión atomista de la materia y una influencia más grande de la Física Cuántica se observa en el artículo de Terradas de 1911, titulado “*Sobre la Constante de Avogadro-Lodgschmidt*” aparecido como apéndice del libro del profesor de la Escuela de Ingeniería Industrial J. Mañas Bonvi, *Química General Inorgánica y Orgánica*. (Roca, 1991; Terradas, 1911)

A partir de 1916, la labor de Terradas en relación con la Física Cuántica se centró en su divulgación. Destacando su trabajo como editor de la colección de traducciones de obras científicas, Biblioteca Contemporánea de Ciencias de la Editorial Calpe, en la cual aparecen libros como el de Reiche *Teoría, de los cuanta y la termodinámica* de Planck (edición alemana de 1921) traducidos ambas por Julio Palacios (Roca, 1991)

Continuando con el trabajo de Carlos Gámez nos dice que hay que mencionar la labor de Terradas en la organización de conferencias dentro de los cursos Monográficos de Altos Estudios y de Intercambio con la presencia de físicos de prestigio internacional como Einstein (1923), Sommerfeld (1922) o Weyl (1921) (Roca y Sánchez Ron, 1990). De Terradas son las voces hechas para la Enciclopedia Espasa-Calpe de QUANTA,

TEORÍA DE LOS (1922), RADIACIÓN (1923) y MECÁNICA ESTADÍSTICA (1933) (Roca, 1987; 1991).

2.4. Las publicaciones españolas.

Para empezar este apartado, recogeremos las palabras de José Manuel Cano Pavón (CANO PAVÓN, J. (1993), pp. 479-480.) del departamento de Química Analítica de la Facultad de Ciencias de la Universidad de Málaga que en su estudio sobre las publicaciones españolas nos hace un destacado resumen de su aparición y desarrollo a lo largo del siglo XX:

“El estudio revela que la investigación química española al principio de la centuria era muy escasa (15-20 artículos por año), siendo realizada por investigadores aislados. Se incremento poco a poco hasta alcanzar un nivel de 120 artículos por año en 1932-1936. La guerra civil provocó una fuerte disminución recuperándose los niveles de anteguerra en 1947. En los años cincuenta y sesenta se alcanzó una cierta estabilización hasta llegar a los 400-600 artículos por año. A partir de 1970 se produjo un fuerte incremento, alcanzándose en 1990 los 6000 artículos anuales”.

Dentro de las publicaciones españolas, España comenzaba el siglo con el nacimiento de la Sociedad Española de Física y Química (1903) que implicaría la publicación de trabajos científicos a través de su revista. Es importante recordar el retraso con el que partíamos respecto a otros países a comienzos del siglo XX. y así encontramos en el discurso de las bodas de oro de esta Sociedad leído por Manuel Lora Tamayo (LORA, M. (1953), p.8.) la siguiente cita:

“...que llevaba consigo la inmediata publicación de los Anales de Física y Química, donde había de reflejarse la labor científica de sus miembros. Para que se juzgue del retraso con que salíamos al mundo científico y se valore mejor el ritmo de nuestro desenvolvimiento y la celeridad que es imperativo imprimir a nuestros pasos, baste decir que se publicaban ya más de setenta revistas de Física y Química, entre Alemania, Estados Unidos, Francia e Inglaterra, contando solamente aquellas de mayor significación por la importancia de sus trabajos”.

Otro aspecto importante sería conocer quienes formaban en sus orígenes parte de esa sociedad. Información al respecto la encontramos muy bien desarrollada en el trabajo de Juan Vergara del Toro (VERGARA DEL TORO, J. (2004), pp. 102-103) que nos introduce en los primeros años, a la formación académica de los miembros de la Sociedad Española de Física y Química que tanta importancia tuvo:

“La creación en 1903 de la Sociedad Española de Física y Química supuso un paso importante hacia la plena institucionalización de dos disciplinas – la física y la química- carentes hasta entonces de un organismo capaz de aglutinar a los colectivos implicados, se dedicaran profesionalmente o no a esas disciplinas, y de un medio de expresión propio. La extracción social y formación científica de los socios era variopinta: había maestros, ingenieros, físicos, químicos, médicos, farmacéuticos, matemáticos, religiosos dedicados a la enseñanza y militares. Nació con criterios no excluyentes: podían pertenecer a ella, aparte de personas físicas, toda clase de asociaciones, institutos, facultades y escuelas universitarias, colegios privados dedicados a la enseñanza, colegios mayores y sociedades corporativas. Estaba concebida a la manera de otras sociedades extranjeras. ...El modelo seguido, como la mayoría de las sociedades químicas fundadas anteriormente, se aproximaba al de la Chemical Society of London (1841) incluso en la configuración de su medio de expresión; el Journal (nacido en 1847). Cuando se creó la Sociedad Española de Física y Química en 1903 las demás sociedades mundiales llevaban muchos años funcionando y eran conocidas sus revistas: la Société Chimique de Paris (1857) y su Bulletin (1858), la Deutsche Chemische Gesellschaft (1867) y su Berichte, la Sociedad Rusa de Química (1868) y su Journal (1869), la Associazione Italiana di Chimia (1871), la Gazzeta (1871) y la American Chemical Society (1876) y su journal (1879)”.

Hay que decir que aunque englobándose la Física y la Química en una misma revista, la proporción de los trabajos no era del 50% en las dos disciplinas. En el siguiente trabajo (PALAO, G, VALERA, M, LÓPEZ FERNÁNDEZ, C. MARSET, P. (1984), p. 4.) encontramos que la proporción para cada disciplina se ha mantenido prácticamente constante a lo largo del tiempo decantándose del lado de la Química.

“El desarrollo iniciado corre paralelo al producido en Física, aunque habitualmente en la proporción de tres a uno, es decir, que del total de artículos publicados en los Anales, un 75% por ciento corresponden a trabajos de Química y un 25% a trabajos de Física, proporción que ha permanecido prácticamente constante desde el inicio de la publicación de la revista en 1903”.

Otro aspecto importante en el desarrollo de la Ciencia en España ha sido el carácter centralista de nuestro país. Debemos considerar la importancia e influencia de la capital de España en el devenir de la ciencia de nuestro país para hacernos una idea de la centralización de Madrid con respecto al resto de las provincias españolas. Del trabajo de Vergara (VERGARA DEL TORO, J. (2004), p. 106.) obtenemos el número de socios por provincias desde la creación hasta 1930. Vergara nos dice:

“Pero ¿Cuál era la distribución geográfica de los socios? Ciñéndonos exclusivamente al año de fundación (1903) y al momento de mayor auge de admisiones de socios (1930) resultan los siguientes ritmos de crecimiento de admisiones de socios (no el número de absolutos de socios: Madrid siempre ocupa, con gran diferencia respecto a otras provincias, el mayor aumento numérico (pasa de 133 socios en 1903 a 456 en 1930). Viene después Barcelona (pasa de 6 socios en 1903 a 102 en 1930), Sevilla pasa de tres socios en 1903 a 100 en 1930; Oviedo (pasa de 4 socios en 1903 a 23 en 1930); Valencia (que pasa de 6 socios admitidos en 1903 a 28 en 1930); Granada (37 socios admitidos en 1930); Zaragoza (33 socios admitidos en 1930) y La Coruña (27 socios admitidos en 1930)”.

En la reunión anual de esta Sociedad celebrada en Sevilla en 1930, el doctor Mota (FERNANDA MANCERO, M. (1994), p. 269), presidente de la sección sevillana, efectúa un análisis histórico de la Ciencia en España e incide en que nuestro atraso en el desarrollo de las ciencias, entre otros factores, lo asocia a que el auge de las Ciencias Experimentales coincidió temporalmente con el periodo de decadencia español;

“Hemos sido grandes en todo lo espiritualista, España ha abundado en literatos, moralistas, teólogos, médicos, abogados. La novela picaresca es genuinamente española, pero quedamos a la zaga en las ciencias positivas. El nacimiento de las ciencias experimentales coincidió con la decadencia de nuestro poderío; el hombre es hijo de su época y en aquel desenvolvimiento hemos sido satélites, espectadores retrasados de la labor que se realizaba en otros países. Yo he vivido los tiempos en que la enseñanza de la física y química eran meramente teóricas, en locales insanos, careciéndose de material de experimentación...

...En los discursos de apertura de curso de los catedráticos de ciencias, era obligado tema el clamor a los poderes públicos pidiendo la protección para la enseñanza de las ciencias experimentales, y por el fomento de la investigación científica...

La labor paciente y desinteresada de nuestro Ramón y Cajal, luchando contra todos los inconvenientes, hasta exportar ciencia española es meritísima y heroica”.

El caso de Ramón y Cajal es unánimemente reconocido y más valorado si cabe, dentro de este retraso español. Es un caso excepcional. Otro autor que reconoce como un hecho particular y aislado en España, el caso del Doctor Ramón y Cajal, es el Dr. D. Antonio Madinaveitia (MADINAVEITIA Y TABUYO, A. (1927), p. 15):

“No hay que hacerse ilusiones, para conseguir que se produzcan hombres de ciencia distinguidos hay que elevar el nivel científico medio del país. Casos como el de Cajal no se repiten”.

En esa misma línea se expresa el Dr. Cándido Torres (TORRES GONZÁLEZ, C. (1945), p.48.) que reconoce que los logros en las artes en España no fueron acompañados por las ciencias experimentales asociando este defecto a una nueva causa; la falta de divulgación científica por parte de la prensa en un proceso de culturización científica de los habitantes de un país. :

“En España ha tenido siempre un ambiente de admiración el hombre de arte, el literato y el orador, no así, en la misma proporción el hombre dedicado a las ciencias experimentales. La causa de ellos quizá sea la falta de publicaciones de vulgarización, bien dirigidas, en contra de lo que de cuando en cuando aparece en nuestros órbanos de prensa, que den a conocer, de una manera accesible a los profanos en Química, la transcendencia en la vida corriente de los progresos científicos y técnicos de la misma. Aumentando la cultura de los habitantes del país, podrán éstos hacerse cargo de lo que representa el estudio silencioso en el laboratorio, y lo que significa el dinero que la nación destine a que en la Universidad se enseñe Química. Pero es más, aún no hemos salido del asombro de que ni siquiera se diera en la Prensa, en la forma que merecía, la noticia de concesión del primer “Premio Franco” otorgado a un trabajo de Química, de valor técnico para una de las industrias mejor desarrolladas en España. De la transcendencia del trabajo galardonado, os dará una idea el que éste se haya publicado, íntegramente, en las revistas científicas de la especialidad, en los Estados Unidos”.

A nivel internacional, otros autores se hacen eco de este retraso español, pasada la mitad del siglo XX como Leo J. Stevens (STEVENS, L. (1955), p. 412.) que nos dice que en la literatura química mundial, la aportación española es escasa. La literatura científica española es poco reconocida: Crane y Patterson nombran sólo una publicación de origen español en su “*Guide to the literatura of Chemistry*”. De acuerdo a Leo J. Stevens (STEVENS, L. (1955), pp. 413-414.), el número de artículos en “*Chemical Abstracts*” de fuentes españolas incluyendo Latinoamérica, son 34 en 1913 y 72 en 1923, comparado con los 3940 y 6014 de los Estados Unidos y 6539 y 5064 de Alemania. Según Boig y Howerton (BOIG, S. y HOWERTON W. (1955), pp. 25-31) haciendo un examen de la sección de orgánica de *Chemische Zentralblatt* y *Chemical Abstracts*, encontraron 14 artículos de orgánica de los *Anales Real Sociedad de Física y Química* en 1948. Según Leo Stevens (STEVENS, L. (1955), p. 414.) en 1949, España tenía el decimotercer puesto de artículos de química orgánica y el décimo lugar en artículos en química analítica.

Ya a nivel nacional, en el discurso de Julio Rey (REY PASTOR, J. (1932), p. 26.), el autor también refleja este ligero despunte en las publicaciones españolas a mediados de siglo pero muy lejos de alcanzar un reconocimiento internacional:

“Mucho hemos ascendido ciertamente en la estimación internacional, pero no poco falta todavía por andar, sirva un ejemplo de muestra, a pesar del evidente progreso que por la cantidad y calidad ha realizado la benemérita Revista de la Sociedad de Física y Química, no ha sido incluida en la copiosísima lista de revistas de todos los países, que encabeza la monumental enciclopedia titulada Handbuch der Physik, tantas veces aludida“.

Como ya vemos, el comienzo de las publicaciones en España fue tardío y sin medios. Para José Pascual (PASCUAL VALLEJO, J. (1951), p.17.), catedrático de la Facultad de Ciencias en 1951, analizando la situación por las que pasó la enseñanza de la Química en Barcelona hace una referencia a Anales de la Sociedad Española de Física y Química y coincide en que aún siendo un trabajo meritorio, está muy lejos de lo que pudiera ser en otros países más avanzados:

“...el otro hecho es que sólo hasta el año 1903 no empieza en España una publicación de investigaciones físicas y químicas, que son los Anales de la Sociedad Española de Física y Química, y, además quien los haya hojeado se habrá dado cuenta que son entonces excelente intención y modesta realidad“.

Continuando con el trabajo de Leo Stevens (STEVENS, L. (1955), p. 414.), en la década de los cincuenta, sobre la presencia de artículos españoles en las revistas científicas extranjeras, encontramos que la química y la literatura científica en España es regularmente cubierta por importantes revistas extranjeras como *Chemical Abstracts*, *Chemische Zentralblatt*, *Biological Abstracts*, etc. En 1951, *Chemical Abstracts* reportó 50 artículos de España, la *Chemische Zentralblatt* utilizó más de 20 en 1952 y *Biological Abstracts*, 36 de una búsqueda a nivel mundial de 1900 publicaciones.

2.4.1. Condiciones y circunstancias encontradas en torno a los textos y estudios de Química Preuniversitarios y Universitarios en España a principios del siglo XX. Generalidades.

En España se empezó el siglo XX heredando del siglo XIX, la falta de preparación y medios. José Cabello (LÓPEZ MARTÍNEZ, J. (1999), p. 264.), catedrático de Física y Química del Instituto de Cabra apuntaba a que una de las causas de nuestro fracaso y retraso científico, eran los textos y así se justifica el retraso respecto a otros países más avanzados:

“...para entrar de lleno en el movimiento científico de las otras naciones, del cual hasta ahora hemos sido meros espectadores debido a dos causas principales. Es la primera la falta material de medios de investigación (...) Es la segunda lo defectuoso de nuestra enseñanza y de nuestros libros así como de la mayor parte de los que nuestros vecinos hemos recibido”.

Continuando con los libros de texto, Canes Garrido (CANES GARRIDO, F. (2001), p.357.) nos dice que los gobiernos españoles empezaron el siglo XX queriendo corregir los elevados precios de los libros de texto, su excesivo contenido y su deficiente condición didáctica, por lo que empezaron a legislar a partir de 1901 a favor del cuestionario único y declarando no obligatoria la adquisición de libros de texto para los alumnos. Estos podían elegir aquellos que estimaran más oportunos y que se adaptaran mejor al cuestionario oficial. Sin embargo los alumnos siguieron comprando el libro del catedrático que les tenía que examinar. El gobierno de Primo de Rivera intentó hacer frente de un modo efectivo a los sectores que se oponían al libro único como los catedráticos, autores de los textos y editoriales pero tras la caída del gobierno en enero de 1930, el objetivo quedó incompleto y volvió la polémica propiciada por los sectores que veían mermadas sus ganancias como eran las editoriales y los catedráticos de instituto que defendían su libertad de cátedra frente a la imposición estatal. Respecto a este texto único (1923-1931), la fuerte oposición que encontró, Francisco Canes, la resume en que *el libro único establecía un grillete a la libertad del profesor, una dictadura científica, un molde para la formación de la juventud y una traba a la producción científica y literaria*. Como ventajas del libro único estarían las económicas al aumentar las tiradas y estar apoyadas por el gobierno, pedagógicas al conocerse los contenidos y facilitarse la programación, y científicas y didácticas al estar las obras supervisadas por un tribunal competente en cada materia (CANES GARRIDO, F. (2001), p. 390.). Así en el *Plan de estudios de 1926 (R.D. 25- 11-1926)* encontramos unas nociones de física y química en segundo de bachillerato elemental con un libro de texto publicado en 1928 y en la sección de ciencias del segundo año del bachillerato de ciencias (sexto curso) también publicado en 1928. El texto de nociones de física y química tenía 224 páginas y el libro de química de sexto 588 páginas (CANES GARRIDO, F. (2001) , p. 392 y Cuadro III, pp. 394-395.). En esa misma línea de cursos excesivamente recargados están los programas que los opositores presentaban

para acceder a catedráticos de Física y Química. José Damián López (LÓPEZ MARTÍNEZ, J. (1999), p. 392) que lo estudia en su tesis nos dice;

“En definitiva, los programas presentados durante el primer tercio de siglo XX siguieron estando recargados de lecciones, con unos contenidos teóricos excesivos, observándose -en general- un paulatino mayor grado de actualización en los contenidos abordados”.

A nivel universitario encontramos que el trabajo de Sánchez Ron (SÁNCHEZ RON, J. (2005), p. 112.) coincide en que la situación que encontramos en el principio del siglo XX es también heredada del siglo anterior. Según él, el físico Blas Carrera consideraba que la enfermedad de la Ciencia Española son los libros de texto donde estos existen en una proporción mayor que la producción científica, siendo los libros de texto generalmente malos por cuando al ser los textos más frecuentes que las publicaciones científicas quiere decir que estos se caracterizan por la falta de originalidad y su manifiesto retraso. Tal situación llevaba a criterio de Cabrera que respecto a la física y la química se confundiera “lo elemental con lo anticuado”.

El doctor Madinaveitia en su discurso de inauguración del curso académico (MADINAVEITIA Y TABUYO, A. (1927), pp. 13 y 47.) de la facultad de Farmacia, nos da una cifra en años del retraso del que partía España, refiriéndose a la enseñanza de la Química orgánica:

“...el local de que disponemos para la enseñanza práctica, la parte de la enseñanza que más importa en una ciencia experimental, es de una extensión igual a la que tenía el de Carracido. ¡Cuánto nos ha de costar ganar este retraso, por lo menos de medio siglo, que llevamos en Química con respecto a los demás países” En el mismo discurso concluye diciendo *“Hemos de tener siempre en cuenta nuestro retraso actual para contar con que en menos de una generación no podremos alcanzar a otros pueblos a cuya altura debiéramos estar”.*

Todavía en los años treinta, de nuevo Cabrera, en contestación al discurso de ingreso de la Academia de Ciencias de Enrique Moles (LÓPEZ MARTÍNEZ, J. (1999, p. 265) el 28 de marzo de 1934, incide en reconocer en el atraso de España con respecto a Europa;

“...muchos de nosotros vinimos a la vida consciente en años en los que pasaba por evidente la incapacidad del español por la investigación científica; peregrina idea que no dudaron en sostener algunos preclaros hombres que por otras razones honran la cultura española. Era un modo fácil de explicar nuestra pobre contribución al progreso científico de Europa en los últimos tres siglos y, además, una manera cómoda de acallar las acusaciones de nuestra consciencia colectiva por la responsabilidad en que incurrimos al ser meros usuarios de las ventajas de la civilización”.

También Lora Tamayo (LORA TAMAYO, M. (1953), p.27.) recoge nuestra falta de experiencia a la hora de afrontar la investigación y nuestra nula producción inicial y así citando a *Rey Pastor* dice;

“Carecíamos de tradición en la investigación física y química. Hace cincuenta años, nuestra producción original era prácticamente nula. La labor de los que nos precedieron ha ido preparando el terreno para una fructificación creciente. Rey Pastor pudo todavía decir en 1932 que nuestra contribución pertenece a los estados descriptivo, sistemático y métrico, sin llegar siquiera al descubrimiento de relaciones y de leyes, y como índice de esta valoración, recordaba en otro momento las conocidas frases de Poincaré: “Una acumulación de hechos no es una ciencia, como un montón de piedras no es una casa.”

Muchos son los testimonios de las deficiencias que afrontamos a principio del siglo XX y a los que debemos añadir uno más. En el discurso de inauguración del curso 1945 sobre la enseñanza de la Química en su apartado a los padres de los alumnos, Cándido Torres (TORRES GONZÁLEZ, C. (1945), p. 48) desde la Facultad de Farmacia nos recuerda otra lacra que ha soportado nuestra enseñanza:

“Debe terminar para siempre esa peregrinación de padres y tutores en fecha próxima a los exámenes, en busca de amistades del Catedrático, para que una carta o una visita, o ambas a la vez, intenten facilitar la satisfactoria calificación del hijo”.

Como vemos nos encontramos muchos problemas y podemos seguir añadiendo más. No es sólo la falta de buenos libros de texto propios, la pobre investigación y la falta de medios en las universidades sino que también añadimos como problema, la propia enseñanza de la Química por la falta de atención gubernamental como expone uno de los químicos referentes de la época, Enrique Moles (LÓPEZ MARTÍNEZ, J. (1999), p. 322) que recogiendo las palabras del profesor Ángel del Campo en el discurso inaugural del Congreso de la Asociación Española para el progreso de las Ciencias, se dirige al Rey Alfonso XIII, de la siguiente manera:

“Yo me dirijo a V.M. en 1923 para formular el mismo ruego que, en 1878 hiciera a vuestro augusto padre otro sabio antecesor mío: Que os dignéis recordar a vuestros ministros de Instrucción Pública la imperiosa necesidad de poner remedio a un mal por el que la enseñanza de la Química en varias Facultades de Ciencias de España, y muy particularmente en la de la capital de la nación corre el riesgo de ser, si no lo es ya, la peor atendida por un Gobierno de todo el orbe civilizado”

Para terminar, recordar que los problemas se planteaban pero no se corregían con el paso de los años. El problema de medios y recursos que para la enseñanza de la Química padecían las Universidades españolas aumentaban con el paso del tiempo al

aumentar el número de alumnos y la complejidad y medios que requería la ciencia pero los catedráticos no veían la solución. El Doctor Madinaveitia (MADINAVEITIA Y TABUYO, A. (1927), p. 13.) lo expone clarísimamente:

“Hoy hace cuarenta años que ocupaba este mismo lugar nuestro rector honorario, D. José Rodríguez Carracido, el maestro de muchas generaciones de farmacéuticos, que desempeñaba entonces la cátedra de Química Orgánica. En un brillante discurso exponía el estado de la enseñanza de las ciencias experimentales en España, haciendo ver cómo esta enseñanza, en realidad, no existía en nuestro país, por carecer de medios y de los locales necesarios para darla. Cuarenta años después, un discípulo suyo, su sucesor en la cátedra de Química Orgánica, tiene que volver a señalar aquí los mismos defectos, esta vez aumentados porque además de haber más que doblado el número de alumnos y de haberse hecho mucho más complicados los métodos de estudio de la Química Orgánica...”

2.4.1.1. Planes de estudio en la facultad de Ciencias, Sección de Químicas en la Universidad de Valencia. 1900 a 1936.

Para nuestro trabajo es importante conocer que materias eran parte de la formación académica de los químicos. Gracias al trabajo de María Fernanda (FERNANDA MANCEBO, M. (1994), pp.248-259.), conoceremos los distintos planes de estudio para la sección de Químicas durante el primer tercio del siglo XX en la Universidad de Valencia y nos permitirá reconocer la situación tan difícil y la desventaja con que nos enfrentábamos a la realidad científica mundial. Empezamos en 1900 con la facultad de Ciencias de Valencia convertida en facultad de Química.

“El cambio fundamental está representado por la organización de Antonio García Alix en 1900 (Real Decreto de 4 de agosto de 1900 y Real orden de 28 de septiembre de 1900), La facultad de ciencias de Valencia quedo convertida en facultad de química”.

En ese principio del siglo XX, las Universidades españolas donde se podía estudiar Ciencias eran muy pocas según encontramos en el trabajo de María Fernanda:

“El decreto de 4 de agosto convertía las tres secciones tradicionales en cuatro, separándose la física de la química. Las nuevas denominaciones eran, exactas, naturales, física y química. La carrera se estructuraba en cuatro años y otro para el doctorado. El curso preparatorio común a medicina y farmacia, existía en todas las facultades, pero la sección de naturales y el doctorado se reservaba para Madrid: con ello se consolidaba su carácter de facultad de primera categoría que se traducía en un aumento de 1.000 pesetas para los catedráticos de la central. La facultad de Barcelona contaba con tres secciones, Sevilla se quedaba con exactas y físicas. En Zaragoza y Granada subsistían los estudios de los dos primeros cursos de las mismas. Santiago no consiguió su facultad aunque “disponía de medios materiales y locales adecuados para tal empresa y había solicitado en repetidas ocasiones su implantación” (I. Varela, La universidad de Santiago, p.98). Valladolid quedaba también con el preparatorio. A Valencia le correspondió la sección de Químicas. De nuevo, a pesar de la importancia que daba el ministro a los estudios de ciencias y a las necesidades surgidas por el periodo de la restauración, la reforma no supuso la creación de nuevos centros en los restantes distritos universitarios”.

Cano Pavón (CANO PAVÓN, J. (1996), p. 325.) en su trabajo sobre la investigación científica en la Universidad de Granada durante el siglo XX nos cita el problema añadido que suponía esa centralización y privilegio para Madrid que era la única universidad por la que tenían que pasar todos los doctorandos:

“A estos inconvenientes se unía otro de índole administrativa: la obligatoriedad de que los estudios de doctorado (y la presentación de las tesis) se hicieran en la Universidad de Madrid”.

Otro aspecto interesante puede ser considerar la elección de carrera por parte de los estudiantes y así encontramos en el trabajo de Juan Vergara (VERGARA DEL TORO, J. (2004), pp. 24-25.) importantes notas sobre la situación en que se encontraba España a principio del siglo XX respecto a los alumnos matriculados en las distintas carreras al decirnos:

“Un cuadro comparativo del número de alumnos matriculados en las distintas licenciaturas, excluidas Medicina, Derecho y los estudios humanísticos, nos dará una idea aproximada de la situación:

<i>Farmacia</i>	<i>Ciencias Químicas</i>	<i>Ciencias Exactas</i>	<i>Ciencias Físicas</i>
891	94	34	10

Tabla 4. Alumnos matriculados en las distintas facultades de Ciencias. Fuente: Estadística de la Secretaría del Ministerio de Instrucción Pública. Curso 1907-1908.

Conforme pasan los años se invertirá la tendencia. En el curso 1921-22 hay 1994 alumnos matriculados en Farmacia contra 3310 en las facultades de Ciencias. El peso de los estudios de Farmacia a principios de siglo se debe a la escasa industrialización del país, y a la deficiente formación práctica de los licenciados en Química, ligada estrechamente a la precariedad de las instalaciones y el escaso y mal remunerado profesorado”.

Continuando con Valencia y el trabajo de María Fernanda, vemos el poco peso que seguían teniendo los estudios de Química en la facultad de Ciencias Químicas al incluirse sólo cuatro asignaturas de esta especialidad en sus estudios. El curriculum quedaba de la siguiente manera:

<i>Plan de García Alix para Valencia.</i>		
<i>Zoología general</i>	<i>Dibujo lineal</i>	<i>Geometría-métrica</i>
<i>Análisis matemático 1</i>	<i>Química general</i>	<i>Física general</i>
<i>Análisis matemático 2</i>	<i>Análisis químico general</i>	<i>Elementos de cálculo infinitesimal.</i>
<i>Geometría analítica</i>	<i>Química inorgánica</i>	
<i>Cosmografía y física del globo</i>	<i>Química orgánica</i>	
<i>Botánica y mineralogía</i>	<i>Cristalografía</i>	

Tabla 5. Curriculum para la Facultad de Químicas a principios del siglo XX.

Analizando este plan de estudios vemos que se queda muy corto para lo que sería la formación adecuada de un Químico. Así en un informe del 5 de junio de 1919 que el decano Antonio Izquierdo elevó al rectorado, muestra las necesidades de ampliar el conocimiento a la actualidad de la época y unos deseos de modernidad notables. La crítica de ese informe entre otras cosas se refiere a:

“Las enseñanzas actuales tienen el inconveniente de llevar al Grado de Licenciado a quienes desconocen hasta las nociones de capítulos de la Química, ya muy extensos hoy, que deben formar parte aunque de modo elemental, en dicho núcleo, por lo que esta Junta de Profesores propone, además de lo estatuido, las nociones de Química biológica y el estudio de la Química Teórica... Es indispensable que los alumnos manejen libros de análisis especiales, realizando trabajos sobre casos bien elegidos... No se atreva a incluir otras enseñanzas, que serán en su día complementarias del plan de asignaturas que se darán en esta Facultad, tales como las ramas de la Química industrial, la agrícola, etc.”.

Insistiendo en la necesidad de mejorar los estudios de química, encontramos muy bien desarrollada y trabajada esta necesidad en el estudio de López Martínez (LÓPEZ MARTÍNEZ, J. (1999), pp. 306-307) sobre los catedráticos de física y química durante el primer tercio del siglo XX que se formaron muchos en la Facultad de Química. En el trabajo de José Damián se desarrolla detalladamente la descripción de todas las mejoras que se debían aplicar en todas las áreas de la Química:

“Las críticas a la estructuración del plan entonces vigente fueron arrojando desde distintos sectores. Desde las Facultades de Ciencias existentes (Madrid y Barcelona tenían todas las facultades; Zaragoza las secciones de Exactas, Químicas y Físicas; Granada, Oviedo, Sevilla, Valencia y Salamanca, la de Químicas; Santiago y Valladolid el preparatorio de Medicina y Farmacia se propusieron distintos planes de estudios que desembocaron en el plan de 1922.

La exposición del Real Decreto de 17 de diciembre de 1922 proponía una reforma de la sección de Químicas puesto que el plan entonces vigente “destaca por su inadaptación absoluta a los momentos presentes (...) elaborado hace más de veinte años, no responde en modo alguno al estado y desarrollo actual de la Ciencia ni a las crecientes exigencias de la cultural nacional”. Criticaba que llamándose de Químicas, la Facultad, los estudios estaban formados por “ seis enseñanzas de matemáticas con el mismo contenido y extensión que se requiere para ser especialista en la sección de Exactas, tres de Ciencias Naturales, una de Física, reducida a su grado más elemental, y solamente cuatro de Química” Y además argumentaba, como razón del cambio promulgado que “es hoy la Química

factor importantísimo en la defensa, la prosperidad y el progreso de los pueblos; (...) esto no puede conseguirse seria y eficazmente (...) si no existen en las Facultades de Ciencias estudios de Química bien cimentados y orientados. (Gaceta del 20 de diciembre de 1922).

Al analizarse las asignaturas se indicaba que las Matemáticas debían tener un carácter instrumental y marcadamente práctico, siendo los contenidos a impartir aquellos que fuesen indispensables para el estudio de la Química. Un carácter también auxiliar y por tanto, de contenidos generales, se pedía para la Biología, Geología, Botánica y Zoología. En cuanto a la Física, se pretendía profundizar en Termodinámica y Electricidad además de proseguir los contenidos existentes en la asignatura de Física General que se cursaba con anterioridad. En Química Inorgánica que se daba en dos cursos, se proponía el estudio de los metales y los metaloides con unos contenidos acordes que permitieran la preparación de especies químicas de interés científico o industrial. En Química orgánica que también se desdoblaba en dos cursos, se contemplaba el estudio de los compuestos cíclicos y acíclicos con el fin de aprender métodos de análisis y síntesis orgánicas y se daban nociones de Bioquímica. En Química Analítica se proponía estudiar los métodos generales de análisis cualitativo, cuantitativo, volumétrico y gravimétrico, así como sus aplicaciones en las artes y en la industria, para lo cual se desarrollaba su estudio en dos cursos. En Química Técnica se programaba el estudio de los procedimientos empleados en la industria y más concretamente de aquella que se desarrollaba a nivel regional según la distinta ubicación de las Facultades. Se proponía la visita a fábricas y laboratorios para completar la enseñanza teórica recibida en las aulas. La Química-Física debía abarcar “cuantas cuestiones se refieran a las relaciones entre las propiedades de los cuerpos y su magnitud o constitución atómica o molecular; los equilibrios químicos y los sistemas no en equilibrio desde el punto de vista de la teoría cinética, iniciándose en la aplicación de la termodinámica al estudio de la estática y Dinámicas Químicas” Por último respecto a la Electroquímica, se fijaban como objeto de estudio los fundamentos y aplicaciones a procedimientos electrolíticos y electrotérmicos. Al terminar la licenciatura, los alumnos debían acreditar el conocimiento de inglés, francés o alemán y cursar dos años de dibujo lineal o industrial en alguna Escuela de Arquitectura o Industrial”.

<i>Formación científica de los licenciados en Químicas (1922)</i>			
<i>Física</i>	<i>Química</i>	<i>Matemáticas</i>	<i>Ciencias Naturales</i>
<i>Física General</i>	<i>Q. general</i>	<i>Matemáticas especiales</i>	<i>Geología</i>
<i>Ampliación de Física</i>	<i>Q. Inorgánica</i>		<i>Biología</i>
	<i>Q. Analítica</i>		
	<i>Química-Física</i>		
	<i>Q. Técnica</i>		
	<i>Q. Orgánica</i>		
	<i>Electroquímica</i>		

Tabla 6. Asignaturas de los estudios de Química en 1922.

En 1922, el plan de estudios cambia viéndose una mayor especialización hacia la química. Por un lado vamos a encontrar la asignatura de Química General y Química Inorgánica que es principalmente donde hemos estudiado como se presentan los modelos atómicos aunque todavía no vamos a encontrar referencias a la Química Física como tal pero ya encontramos una asignatura llamada Química Teórica en el 4º curso que la precedería en contenidos. Es significativamente importante este paso de 4 asignaturas a 10 asignaturas propiamente de química, convirtiendo los estudios más propios de una facultad de Química:

<i>PLAN DE 1922</i>		
<i>Cursos</i>	<i>Horas</i>	
	<i>Teóricas</i>	<i>Prácticas</i>
<i>1º</i>		
<i>Matemáticas especiales</i>	<i>4</i>	<i>1</i>
<i>Geología, nociones de cristalografía</i>	<i>3</i>	<i>2</i>
<i>Biología (nociones de microbiología)</i>	<i>3</i>	<i>2</i>
<i>Química General</i>	<i>3</i>	<i>2</i>
<i>2º</i>		
<i>Matemáticas especiales 2</i>	<i>4</i>	<i>1</i>
<i>Física General</i>	<i>3</i>	<i>2</i>
<i>Química Inorgánica</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
<i>Química Analítica</i>	<i>1</i>	<i>4</i>
<i>3º</i>		
<i>Ampliación de Física</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
<i>Química Inorgánica 2</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
<i>Química Analítica 2</i>	<i>1</i>	<i>4</i>
<i>Química Orgánica 1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
<i>4º</i>		
<i>Química Orgánica 2 con nociones de bioquímica</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
<i>Química Teórica</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
<i>Química Técnica</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
<i>Electroquímica</i>	<i>2</i>	<i>3</i>

Tabla 7. Plan de 1922 en la Facultad de Químicas.

María Fernanda en su trabajo encuentra que la alternancia política supone encontrar su huella en los planes de estudio. Vemos que el ánimo y el interés de esta reforma, como las anteriores, es renovarse y actualizar los planes de estudio poniéndose al día conforme a los adelantos científicos y además añadiendo la posibilidad de que las facultades propongan asignaturas propias.

“La reforma universitaria de la dictadura culminó con la proclamación del Real Decreto Ley de 18 de mayo de 1928. En el preámbulo se reconocía que la reforma se había acometido parcialmente “ en el aspecto vital y esencialísimo de los estudios y las enseñanzas... por creerlo más viable en su realización” igualmente insistía en “otorgar a las Facultades la necesaria libertad pedagógica que permita a sus profesores dar el debido rendimiento” y para ello nada mejor que “ además de las materias impuestas con carácter obligatorio por el Estado en los planes de estudio respectivos , que se han renovado conforme a los adelantos científicos y constituyen un mínimo de enseñanza, puedan establecerse aquellas otras que crean posibles y convenientes como extensión y complemento” (Planes de estudio de las facultades universitarias. Texto refundido de las Reales Ordenes de 1 y 7 de agosto de 1928, Las universidades del Reino Pág. 225, 226 y 247)”.

López Martínez (LÓPEZ MARTÍNEZ, J. (1999), pp. 311-312) de nuevo nos ayuda a profundizar en los planes de estudio citando en su trabajo el Real Decreto Ley de 19 de mayo de 1928 por el que se procedía a una nueva reforma universitaria que en lo concerniente a la Facultad de Ciencias, creaba las secciones de Naturales, Químicas, Físico-Químicas, Físicas, Físico-Matemáticas y Exactas.

“El boletín de la Universidad de Madrid comentaba que, de acuerdo con las propuestas de los Decanos de las Facultades, el nuevo plan de estudios se aprobó por R. O. de 1 de agosto de 1928 (Gaceta del 3) -Los nuevos planes de estudio, Boletín de la Universidad de Madrid, I, 1929, pp 72-84 (referencia en página 72)- Era de carácter obligatorio el estudio de unas disciplinas fundamentales pero además cada Facultad podía exigir como obligatorias uno o dos asignaturas, si bien los planes debían ser aprobados por el claustro universitario y por el Ministerio

Las enseñanzas quedaban clasificadas como:

- A. *Cursos elementales, teóricos o prácticos de una disciplina.*
- B. *Cursos teóricos o prácticos en los cuales se desarrolle una especialidad.*
- C. *Cursos en los que se persigue la formación intelectual más completa a los efectos de la investigación o especulación científica.*

Los cursos A. se referían a las asignaturas obligatorias y los cursos B y C correspondían libremente a cada Facultad y la matrícula era voluntaria. Por ejemplo en la facultad de Ciencias de Madrid, en las secciones de Física, Físico-matemáticas y Físico-químicas se propuso un curso a cargo de M. Catalán sobre interpretación e espectros. En la sección de Químicas, un curso C sobre la química del combustible líquido a cargo de Luis Bermejo, otro de trabajos prácticos de vidrio dirigido por E. Moles, otro sobre medidas de radioactividad desempeñado por F. Díaz de Rada y otro acerca de problemas de química a cargo de M. Crespí.

En los nuevos centros inaugurados como el de la Facultad de Madrid, se programaban cursos de actualización y formación científica. Así en el año 1929, a cargo de M. A. Catalán se analizaban “los detalles de la estructura del átomo, revelados por los análisis de espectros” M. Crespí desarrollaba otro curso sobre “problemas de Química” y el profesor Scherrer sobre “espectrografía por medio de rayos X. A estos cursos asistían “gran número de profesores, académicos y alumnos avanzados” (LÓPEZ MARTÍNEZ, J. (1999), p. 331. (MOLES, E., “Los nuevos laboratorios de la facultad de Ciencias” ob cit p. 168)

En noviembre de ese año se aprobaban las propuestas realizadas por las Universidades de Zaragoza, Santiago, Valladolid, Salamanca, Murcia, Granada, Valencia, La Laguna, Barcelona, Sevilla y Oviedo.

La formación inicial de un licenciado en la Sección de Químicas era la siguiente:

Matemáticas especiales, Química Inorgánica, Orgánica, Análisis, Química-Física, Química-Biológica y Física General.”

De nuevo, en el trabajo de María Fernanda encontramos una tabla con las asignaturas desglosadas en su parte teórica y destaca que se les añade una parte práctica con el tiempo dedicado a ese fin, especificado en el programa, para la Facultad de Químicas en Valencia dentro del plan Callejo de 1928:

<i>PLAN CALLEJO (1928)</i>	<i>Teoría</i>	<i>Práctica</i>
<i>Primer año</i>		
<i>Matemáticas (especiales para químicos primer curso)</i>	4	2
<i>Química Inorgánica primero</i>	3	2
<i>Biología especial para químicos con microbiología</i>	3	2
<i>B) geología con mineralogía</i>		
<i>C) dibujo aplicado a la sección</i>		
<i>Segundo curso</i>		
<i>Matemáticas especiales para químicos</i>	3	2
<i>Física General</i>	2	2
<i>Análisis químico I</i>	1	2

<i>Química inorgánica 1</i>	3	2
<i>B) variable</i>		
<i>C) variable</i>		
<i>Tercer curso.</i>		
<i>Química inorgánica 2</i>	2	2
<i>Química Orgánica 2</i>	2	2
<i>Análisis químico 2</i>	1	3
<i>Física teórica y experimental (termodinámica y electricidad)</i>	4	2
<i>B) Química Agrícola</i>		
<i>C) Variable</i>		
<i>Cuarto curso.</i>		
<i>Química Teórica</i>	3	2
<i>Química Técnica</i>	3	2
<i>Química biológica</i>	2	1
<i>B) Análisis químico especial</i>		
<i>C) Variable</i>		

Tabla 8. Plan Callejo de 1928 para la Facultad de Químicas de Valencia.

Todavía desde 1928 hasta 1935, vamos a encontrar tres modificaciones en los planes de estudio. Ya en el plan de 1935 vamos a encontrar la asignatura de Química Física. Maria Fernanda nos presenta los planes de 1930, 1931 y 1935. En el primer plan, la autora nos indica que al iniciar la década de los 30 y ya en septiembre y a la vista de las normas ministeriales (*Estatuto general de la enseñanza universitaria*, R. D. de 25 de septiembre de 1930) se reunió el claustro para elaborar el nuevo plan provisional que debía regir el curso 1930-1931. En el primer plan de estudios del año 30 encontramos que algunas asignaturas ya se empiezan a separar en cuatrimestres.

<i>Universidad de Valencia. Facultad de Ciencias.</i>		
<i>Plan de estudios de la de la sección de químicas aprobado en junta de facultad el día 4 de octubre de 1930.</i>		
	<i>Oral.</i>	<i>Práctica.</i>
<i>Primer curso.</i>		
<i>Matemáticas especiales 1.</i>	3	2
<i>Química General (primer cuatrimestre)</i>	4	2
<i>Geología (primer cuatrimestre)</i>	3	2
<i>Física General (segundo cuatrimestre)</i>	4	2
<i>Biología con microbiología (segundo cuatrimestre)</i>	3	2
<i>Inglés o alemán.</i>		
<i>Segundo curso.</i>		
<i>Química Inorgánica</i>	2	3
<i>Química Orgánica</i>	2	3
<i>Análisis Químico</i>	1	3
<i>Matemáticas especiales 2 (primer cuatrimestre)</i>	3	2
<i>Curso C de investigación. (2º cuatrimestre)</i>		

<i>Tercer Curso.</i>		
<i>Ampliación de Física</i>	3	2
<i>Química Inorgánica 2º</i>	2	2
<i>Química Orgánica 2º</i>	2	2
<i>Análisis Químico 2º</i>	1	3
<i>Química Agrícola (primer cuatrimestre)</i>	2	2
<i>Curso C de Investigación (segundo cuatrimestre)</i>		
<i>Cuarto curso.</i>		
<i>Química Técnica II</i>	2	3
<i>Química Teórica</i>	2	3
<i>Química Biológica (primer cuatrimestre)</i>	2	2
<i>Electroquímica (primer cuatrimestre)</i>	2	3
<i>Curso de Investigación.</i>		

Tabla 9. Plan de estudios de la de la sección de químicas aprobado en junta de facultad el día 4 de octubre de 1930.

El plan provisional para el curso 1931-32 se fue prorrogando como en el resto de facultades, con algunas innovaciones... Respecto a la Facultad de Ciencias, el Decreto de 8 de agosto de 1935 establecía un nuevo plan de estudios por moción del Consejo Nacional de Cultura que en la sección de Químicas representaba mejoras y diferencias con el que se había adoptado para Valencia en 1931-32. Las mejoras constituían en que la carrera se ampliaba a cinco cursos, con lo que se equiparaban a las restantes excepto medicina. Se aumentaba el contenido de las asignaturas de química al reducir el número de asignaturas por curso y añadía a la Geología las nociones de geoquímica.

A partir de aquí, ya empezamos a encontrar la asignatura nombrada como Química Física en el cuarto año. La Química Física anteriormente se llamaba Química Teórica y la hemos encontrado desde el Plan de 1922 en todos los Planes de Estudio. Habría que consultar los programas de las asignaturas para ver cómo fue evolucionando y ampliándose sus contenidos.

<i>1931-32. Decreto 15-IX-1931</i>		<i>1935</i>
<i>Primer año</i>		
<i>Química Experimental</i>		<i>Química Experimental</i>
<i>Matemáticas especiales para Químicos.</i>		<i>Matemáticas especiales.</i>
<i>Geología.</i>		<i>Geología con nociones de geoquímica.</i>
<i>Idiomas (inglés o alemán)</i>		<i>Prueba de idiomas</i>
<i>Dibujo (a mano alzada)</i>		<i>Prueba de dibujo.</i>
<i>Segundo año</i>		
<i>Matemáticas especiales 2</i>		<i>Matemáticas especiales 2</i>
<i>Física Teórica y Experimental.</i>		<i>Física Teórica y experimental.</i>
<i>Química Analítica</i>		<i>Química Analítica 1</i>
<i>Química Inorgánica</i>		
<i>Tercer año</i>		
<i>Química Analítica 2</i>		<i>Química Analítica 2</i>
<i>Química Inorgánica 2</i>		<i>Química Inorgánica 1</i>

<i>Física Teórica y experimental 2</i>		<i>Física Teórica y experimental 2</i>
<i>Química Orgánica 1</i>		
Cuarto año		
<i>Química Orgánica 2</i>		<i>Química Inorgánica 2</i>
<i>Química Técnica</i>		<i>Química Orgánica 1</i>
<i>Química Física (o Teórica)</i>		<i>Química Física.</i>
<i>Electroquímica y electrometalurgia</i>		
Quinto año		
<i>Química Orgánica</i>		
<i>Química Técnica</i>		
<i>Electroquímica.</i>		

Tabla 10. Comparación entre los planes de estudio de 1931 y 1935. Valencia.

Muy favorable para la formación global de los químicos, fue que esas ideas de la nueva Mecánica se fueran impartiendo como formación obligatoria para todos los químicos. Otro hecho importante fue que se formara la sección de física-química en la Universidad de Valencia. En el texto de la autora encontramos como se preparo ese plan a partir de uno anterior que había preparado en 1928.

“La situación aun mejoró más al implantarse de forma oficial la sección de físico-químicas, solicitada por la facultad (Actas ciencias 11-IV- 1934 y 3-VI-1936) que con base en el plan elaborado en 1928 quedaba de la siguiente manera”.

Sección de Físico-Químicas.		
Primer curso: <i>Análisis matemático 1</i> <i>Geometría métrica.</i> <i>Química experimental.</i> <i>Prueba de idiomas.</i> <i>Dibujo</i>		Tercer curso: <i>Química Inorgánica 2º</i> <i>Química analítica 1º</i> <i>Física teórica y experimental.</i>
Segundo curso: <i>Análisis matemático 2</i> <i>Geometría analítica.</i> <i>Física teórica y experimental</i> <i>Química Inorgánica 1</i>		Cuarto curso: <i>Química analítica 2º</i> <i>Química Orgánica 1º</i> <i>Química Física.</i>
	Quinto curso: <i>Física teórica y experimental</i> <i>Química orgánica 2º</i> <i>Electroquímica</i>	

Tabla 11. Planes de la sección de Físico-Química (1928).

A las mejoras y actualizaciones de los planes de estudio, le persisten los problemas anteriormente citados como falta de experiencia investigadora, falta de atención por parte de la administración y añadimos uno nuevo que es la masificación en la enseñanza. Como nos dice Vicente Iranzu (IRANZO RUBIO, V. (1977), p. 24.) en los

años 70, los problemas de masificación de alumnos en la Universidad existían todavía en unas clases de Química que son tan eminentemente experimentales;

“En una ciencia como la Química, que para ser enseñada “de verdad” hay que tener presente y no olvidarlo nunca, que es eminentemente experimental y que, por lo tanto, no puede prescindir de laboratorios de prácticas proporcionales a la capacidad y dotaciones al número de alumnos. Si la Química ha llegado a su desarrollo actual ha sido, precisamente, porque se la saco del encerado y se la llevo al laboratorio. Ahora, ante la total carencia de éstos, estamos volviendo al siglo XIX, es decir, a la llamada Química de pizarra. A esto, pomposamente le llamamos, “organización o reorganización de un curso”, cuando todos tenemos plena conciencia de que la relación número de alumnos: número de profesores es tal que impide absolutamente una enseñanza no ya de buena calidad, sino de medianas cualidades“.

Respecto al número de alumnos que salían con los estudios terminados de la facultad de Química, tenemos que darnos cuenta que era muy bajo en el primer tercio del siglo y que posteriormente aumenta pero lo hace de un modo muy lento. Las Facultades de España que más alumnos tenían eran medicina y derecho. Los datos que aporta María Fernanda (FERNANDA, M. (1994), p. 291) en su trabajo nos ayuda a conocer lo limitado de las promociones de Química:

“También proporciona una exacta imagen de las facultades el número de sus graduados. La mayoría pertenecen a medicina, ya que es la carrera para el ejercicio práctico por excelencia. Menos son los que se gradúan en derecho y desde luego apenas en las otras facultades – en historia o química que son las ramas que existen, aunque el título sea de Ciencias o de filosofía y letras”.

Universidad de Valencia.														
Años 19__	19-20	20-21	21-22	22-23	23-24	24-25	25-26	26-27	27-28	28-29	29-30	30-31	31-32	
Títulos expedidos por las facultades. Universidad pp. 294.	6	7	6	3	2	3	6	5	6	3	2	7	14	18
Grados de licenciatura de la Universidad de Valencia. Pág. 291.	4	10	6	4	6	9	6	5	9	5	1	7	15	18

Fuente: *Anales de la Universidad de Valencia, varios años. Coinciden los de medicina con algún desplazamiento de año , con J. M. López Piñero y R. Ballester Añon “Demografía de los estudiantes...”*

Tabla 12. *Títulos y grados de licenciatura expedidos por la Universidad de Valencia entre 1919 y 1933.*

La poca salida de licenciados no hace más que añadir una carga al problema de la masificación de estudiantes en las aulas españolas y esto influye en la calidad de la enseñanza que se impartía. La excesiva presencia de alumnos (oficiales y libres), lo empezamos a encontrar citado en la década de los años veinte. Comparando las Facultades de Farmacia de Madrid y Paris, D. Antonio Madinaveitia (MADINAVEITIA Y TABUYO, A. (1927), p 39.) en su discurso de inauguración del curso 1927-28 nos dice:

“En cambio, si comparamos el número de alumnos a los que hay que dar enseñanza en una y otra facultad, nos encontramos con que son alrededor de unos 700 en Paris, mientras que en Madrid tenemos unos 1000 alumnos oficiales mas unos 750 alumnos libres, esa clase de alumnos absurda en enseñanza de carácter práctico, pero que también tenemos que contar puesto que ocupan sitio en nuestra Facultad”.

Muy importante es la aportación de José Pascual Vila (PASCUAL VILA, J. (1951), pp. 23-24.) que en 1951 nos cuenta como aumentó el número de alumnos, mejoró la consideración de la carrera en esa década y nos expone la dificultad que presentaba y el índice de fracaso. Además el autor nos facilita el número de alumnos que pasaban por la Facultad de Ciencias de Barcelona en los años cuarenta:

“En la tercera década de este siglo empieza a crecer la matrícula de la Sección (Químicas) y se convierte en avalancha después de la guerra de la liberación, pudiéndose hoy equipararse a las de muchas Facultades profesionales de varias Universidades. ... No creemos estar muy equivocados al afirmar que más de la mitad de los alumnos que empiezan no llegan a terminar la licenciatura”.

Alumnos	Curso	40-41	41-42	44-45	46-47	47-48	48-49	49-50
Matriculados		238	442	351	541	744	772	742
Primer curso						167	155	126
Licenciados						41	55	69

Tabla 12. *Número de alumnos matriculados y licenciados en Química por la Facultad de Ciencias de Barcelona en la década de los cuarenta.*

En el libro “*Un mar sin orillas*” de Antonio Rodríguez (RODRÍGUEZ PEDREZUELA, A. (1999), p. 41.) encontramos como fueron esos años en la Universidad de Madrid tras la guerra civil. Concretamente en 1944 que es cuando el autor cita su primer contacto con la Universidad y nos recuerda el índice de fracaso en la carrera:

“...fueron años, en fin, de peinados a lo “Arriba España” y arrugados billetes de peseta. Y sobre todo, años de hambre. De hambre y estudio intenso porque en octubre de 1944, tras aprobar el terrorífico Examen de Estado en el caserón de San Bernardo, me matricule en la Facultad de Ciencias. Elegí, naturalmente, la sección de Químicas, que tenía su sede en un edificio... El nivel académico era alto: comenzamos muchos y terminamos pocos. Entre mis compañeros recuerdo a...”

Accediendo a datos de otra facultad, en este caso de la Facultad de Farmacia de Madrid en 1945, el Dr. Cándido Torres (TORRES GONZÁLEZ, C. (1945), p. 48) nos habla del número de tesis doctorales presentadas a partir del final de la guerra hasta 1945. El número de tesis no podía ser de otro modo sino bajo y además hay que recordar que se tenían que presentar en Madrid,

“Desde que la Universidad reanudó sus tareas en 1939 hasta finalizar el presente curso se han juzgado en la Facultad de Farmacia 50 tesis doctorales, de ellas 35 son de temas de Química, 25 están dirigidas y hechas en los laboratorios de la Facultad de Madrid y en los Institutos del Consejo, y siete en los de las facultades de provincias. Ahora bien: de los 25 doctorandos de la Facultad de Madrid, únicamente cinco han sido guiados en la investigación por catedráticos que reciben subvención para esta tarea, y de las restantes, 11 son fruto de la dirección emanada de la capacidad investigadora de un solo profesor, que carece de todo apoyo económico y medios de trabajo para tal labor científica, a pesar de que, desde hace tiempo, es, a mi juicio el mayor prestigio científico y profesional que tiene la clase farmacéutica, y a pesar de que, por su desinterés, su bondad y nobleza de burgalés, toda su vida haya sido siempre un estandarte de españolismo”.

En la década de los cincuenta se implantó el curso selectivo (B. O. del E. –Núm. 167. 14 julio de 1969. pp. 11.102-11.103) en la Universidad. El motivo de la presencia de este curso lo encontramos en la legislación;

“La implantación del curso selectivo en nuestras Facultades Universitarias en 1953 respondió a la necesidad, vivamente sentida por la opinión pública, de que a los restantes cursos de la Universidad accedan sólo aquellos estudiantes que tienen la voluntad real y las condiciones mínimas para aprovechar las enseñanzas que ella ofrece y de los medios de que dispone, limitados por ineludibles exigencias económicas... Artículo primero: En todas las Facultades Universitarias, el primer curso tendrá carácter

selectivo y habrá de ser aprobado en su totalidad para matricularse en el curso siguiente”.

Ya en la década de los sesenta, los estudiantes aspirantes a estudiar en la universidad tenían el curso preuniversitario y además en la universidad los estudiantes de ciencias en los años 60-61 tenían que pasar un curso obligatorio antes de llegar a su carrera. Ya en esta década, la tendencia se invierte, hay más estudiantes de ciencias que de letras. Según Keith P. Anderson (KEITH. A. (1962), pp.316-317.), el número de estudiantes de ciencias superan 4 a 1 a los de letras en España. En la universidad, las preguntas a que se someten a los alumnos en los exámenes son difíciles y requieren tanto de una buena memoria como un claro entendimiento. En la Facultad de Químicas, los programas vienen dados por el Ministerio de Educación Nacional. Además de Química General, el programa de químicas tiene dos cursos de Química Inorgánica, uno de Química Analítica, Química Orgánica y Física Química (Physical Chemistry) también un curso de Ingeniería Química y uno de Química Industrial. Además de prácticas y tres cursos de Física. Los cursos tienen tres horas de clase teórica y una de problemas. A juicio de Keith, el tiempo de clase durante los cinco años es un poco mayor que el tiempo que emplea un estudiante americano en sus cuatro años de universidad. Sin duda ese año extra añade una madurez a los alumnos que no se pueden medir en tiempo de clase. Interesante resulta su apreciación de que los estudiantes españoles tienen textos y materiales de referencia en idioma distinto al español. Los estudiantes logran una gran destreza leyendo francés, inglés y alemán. Normalmente hablan bien Francés pero no entienden inglés hablado. En las clases, a menudo hay una copia de los apuntes a disposición de los alumnos y de fácil acceso. Nosotros en este estudio hemos consultado varios textos obtenidos de los apuntes de clase. Uno de la Escuela Técnica Superior de Ingenieros Industriales que para la asignatura de Química General emplea unos apuntes (DÍAZ, L. (1965), Prólogo.) que publica la delegación de alumnos;

“Los presentes apuntes se hallan basados en las explicaciones de las clases orales del profesor Dn. Luis Díaz. Barcelona, 1965”.

Igualmente otro profesor que facilita a sus alumnos unos apuntes es Luzón Cuesta (LUZÓN CUESTA, R. (1973), Prólogo.) que también publica sus apuntes de química utilizando el servicio de publicaciones y escribe;

“Quedo muy agradecido al departamento de Publicaciones de la Escuela Universitaria de Ingeniería Técnica Industrial de Cartagena, por la amabilidad con que ha aceptado la publicación de estos apuntes”.

Dentro de los apuntes de clase que se realizan en los servicios de publicación de las Universidades encontramos un caso que define muy bien su ánimo que nos es otro de ayudar a los estudiantes y facilitar el desarrollo de la clase. Así en los apuntes del Profesor Dr. A. Vian Ortuño (VIAN ORTUÑO, A. (1970), Prólogo, pp 0.1-0.2.) de la Universidad Complutense de Madrid de la asignatura de Química Industrial, los autores

renuncian a los derecho de autor y el uso de la publicación es sólo para su uso en la asignatura:

“Estos apuntes se han redactado recogiendo mis explicaciones de cátedra en varios años. Aunque no están completos, se editan para facilitar la labor de los alumnos y del profesorado. Por ello, el precio a que se ofrecen –a los alumnos y sólo a los alumnos- es de 300 pesetas, que corresponden a su coste estricto, suplido con fondos de la cátedra. La edición, en tirada muy limitada, la efectúa el servicio de reprografía de la Facultad de Ciencias a cargo del Dr Prinoep, cuya eficacia y diligencia agradecemos. (...) Mis profesores y yo hemos renunciado a los derechos de autor que por esta publicación nos pudieran corresponder y, consecuentemente, no consentiré que se comercie con la reproducción total o parcial de esta obra, que ha sido legalmente registrada“.

2.5. La ciencia española durante 1927-1975.

España y el desarrollo de las Ciencias (Químicas) de 1927 a 1975.

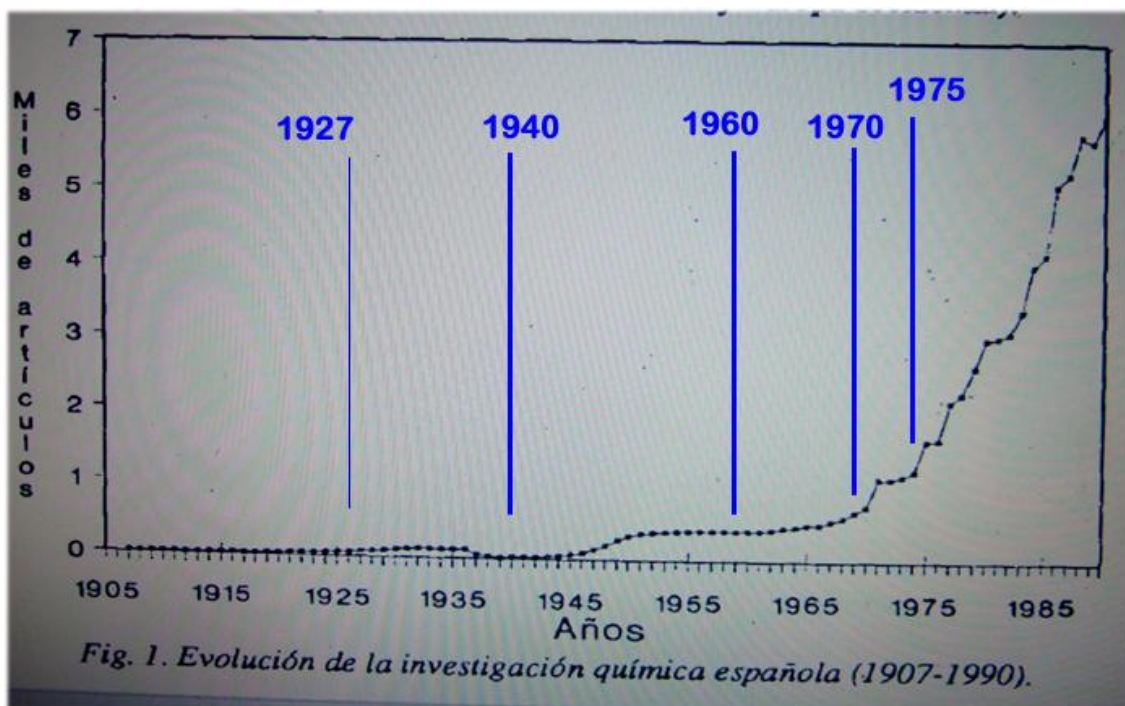
En nuestro trabajo hemos dividido este espacio de tiempo comprendido entre 1927 y 1975 en cuatro periodos que se corresponden con un:

- **Primer período** desde 1927, el año considerado como el de nacimiento de la química cuántica (GAVROGLU K. y SIMÕES A. (2000), p. 417.) hasta el final de la Guerra Civil (1939). Este periodo empieza a nivel universitario con el libro de López Franco de 1928.
- **Segundo Período.** Se corresponde al período de la autarquía en España (1940 a 1959)
- **Tercer período.** Apertura al exterior con la aprobación del Plan de Estabilización (1959 hasta 1969)
- **Cuarto período.** 1970 a 1974. 1970 es el año de publicación de la Ley General de Educación de Villar Palasí.

Aunque los periodos de tiempo que hemos elegido son arbitrarios, pensamos que en los nuestros, sus inicios están marcados por fechas importantes tanto para nuestro objeto de estudio como en la historia de España. Así 1927, es el año de publicación del primer texto a nivel internacional considerado de Mecánica Cuántica. 1939 es el año de finalización de la Guerra Civil y se inicia un periodo de autarquico en España con unas circunstancias especiales que desde luego tenían que influir en el desarrollo de la Ciencia en España. 1960 es el comienzo de una década de apertura de España hacia el exterior con el consiguiente despegue económico y 1970 es el año de publicación de la Ley de Educación de Villar Palasí que afectó tanto a niveles de educación básicos como a niveles superiores.

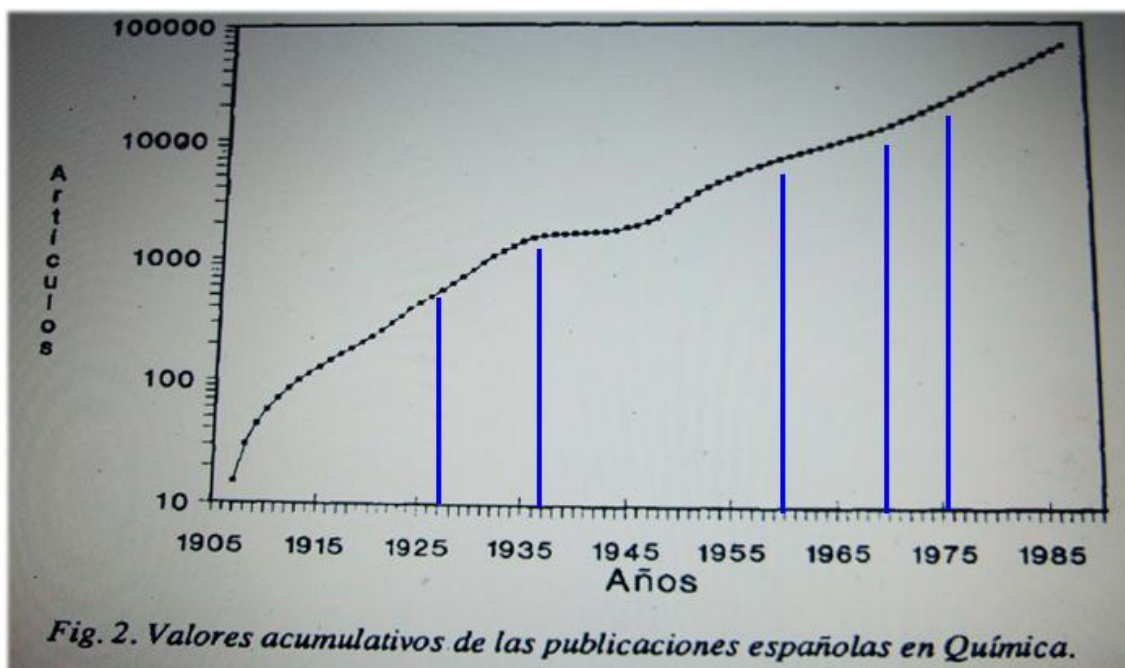
En el siguiente estudio (PALAO, G., VALERA, M., LÓPEZ, C. y MARSET, P. (1984), p. 19.) sobre las publicaciones españolas en el Chemical Abstracts entre 1907-1990, los autores nos aportan gráficas en las que encontramos como aumentan el número de publicaciones españolas a lo largo del siglo XX. En su trabajo encontramos que el número de publicaciones no aumenta de un modo constante sino que está influido por las circunstancias sociales, política, económicas... por las que en un momento determinado atravesaba nuestro país. En su trabajo encontramos que se marcan periodos parecidos a los nuestros. Tenemos que tener en cuenta el bajo nivel del que partía la ciencia española. Así en los artículos publicados por autores españoles vemos que empieza a haber un aumento en 1925 hasta el comienzo de la guerra civil. Este es un periodo de tiempo considerado como la Edad de Plata de la Ciencia española que se frena con el comienzo de la guerra civil. A partir de 1945 hay una recuperación y vuelve a haber un aumento en las publicaciones que se estabiliza en los años cincuenta que es una década dominada por la falta de intercambios con el exterior. En los años sesenta se aprecia que comienza un ligero aumento hasta el año 1970 donde el número de publicaciones aumenta hasta llegar aproximadamente en 1975 a las 1000 publicaciones

al año. A partir de esta década ya el ascenso es muy pronunciado hasta situarse en torno a los 6000 artículos publicados al año en 1990.



Gráfica 2. Evolución de la investigación química española (1907-1990)

En la siguiente gráfica, los autores nos presentan los valores acumulados de las publicaciones. Se observa el parón del periodo de guerra y primeros años de postguerra. A partir de los años cincuenta, se ve una variación en la gráfica que supone una recuperación en la ciencia española pero que sin embargo, este aumento en las publicaciones en el Chemical Abstracts son principalmente debidas a trabajos del CSIC creado a partir de la guerra civil. Pero este aumento no se refleja en la producción de textos para la enseñanza ya que los años cincuenta son los años donde menos libros encontramos para nuestro trabajo. En esta década de los cincuenta encontramos reediciones de textos de los años cuarenta o anteriores pero no textos nuevos.



Gráfica 3. Valores acumulativos de las publicaciones españolas en química.

Respecto a nuestro segundo periodo (1940-1959), tenemos que decir que es el más largo de nuestro estudio. Nos hemos decidido a no desdoblarlo en dos periodos a pesar de que encontramos una diferencia muy grande entre el número de libros que encontramos publicados en la década de los cuarenta frente a los publicados en los años cincuenta. En el trabajo que estamos tratando de las publicaciones españolas, los autores describen una gran parte de este segundo periodo que nosotros hemos considerado uno, también en un único periodo que va desde 1940 a 1955:

“El total de artículos es de 2.215 y su evolución a lo largo del periodo analizado presenta dos etapas diferenciadas: una primera ascendente, que abarca el periodo comprendido entre 1940 y 1955, y otra segunda de estancamiento y ligero retroceso en los años restantes”

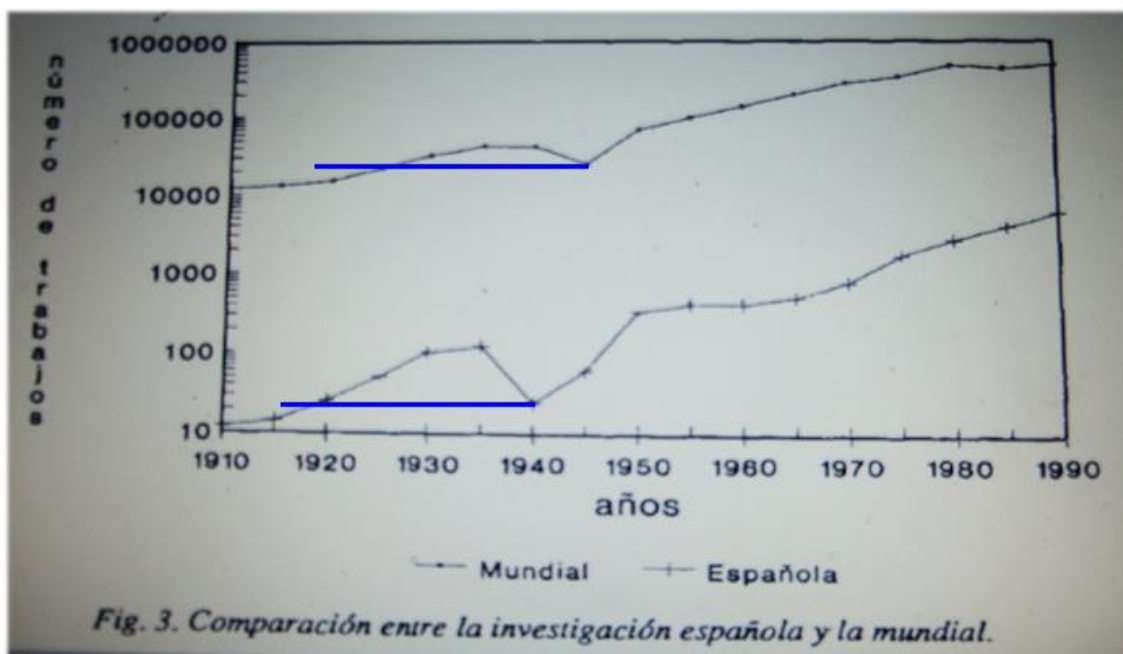
En la gráfica donde presentan la evolución anual de los artículos de Química publicados por autores españoles en los Anales de la RSEFQ entre 1940 y 1965:

AÑOS	ARTÍCULOS	AÑOS	ARTÍCULOS
1940	30	1953	121
1941	40	1954	125
1942	23	1955	86
1943	34	1956	95
1944	73	1957	92
1945	87	1958	98
1946	76	1959	96
1947	80	1960	95

1948	104	1961	96
1949	109	1962	91
1950	80	1963	85
1951	123	1964	88
1952	98	1965	90

Tabla 13. Evolución anual de los artículos de Química publicados por autores españoles en los Anales de la RSEFQ entre 1940 y 1965.

En la siguiente gráfica (CANO PAVÓN, J. (1993), pp.487-488) comparando las publicaciones españolas y las mundiales, nos muestran el retraso que arrastraba España a principios de siglo con unas diez publicaciones frente a más de 10.000 a nivel mundial. También se observa como los periodos de guerra, tanto civil como la segunda guerra mundial, afectan a las publicaciones científicas llegando en ambos caso a volverse a situaciones de publicaciones veinte años atrás, más retraso en el caso español que en el internacional. También se observa que las pendientes de las gráficas después de un periodo de recuperación tras las guerras, es menor en el caso español hasta los años setenta con lo que la recuperación en nuestro país, si tenemos únicamente en cuenta las publicaciones, sin dejar de ser meritoria no ponía a España a nivel internacional. Sin embargo, si nos centramos en ese primer periodo de nuestro estudio que según los estudiosos de nuestra historia científica es la Edad de Plata de nuestra ciencia, la pendiente que muestra como aumentan nuestras publicaciones es muy pronunciada reflejando la alta actividad investigadora de esa época.



Gráfica 4. Comparación entre la investigación española y la mundial.

2.5.1. El primer periodo (1927-1939)

Se caracteriza por la inestabilidad política y la alternancia de gobiernos entre liberales y conservadores que se produjeron desde comienzos del siglo. En este periodo surgieron algunas iniciativas que mejoraron indudablemente la situación educativa teniendo en cuenta el retraso con el que empezaba España el siglo XX. Por decreto de 28 de abril de 1900, se suprimió el anterior Ministerio de Fomento, y se crearon en su lugar dos nuevos ministerios: el de Agricultura, Industria, Comercio y Obras Públicas y el de Instrucción Pública y Bellas Artes. Según José Manuel Sánchez Ron (SANCHEZ RON, J. (1998), p. 32.) por primera vez en la historia de España, la educación alcanzaba los niveles más altos de la administración del Estado. Pero en este comienzo de siglo, los esfuerzos más importantes se centraron en la educación primaria y secundaria, no en la superior. Así, la educación universitaria no progresó demasiado, especialmente en lo que se refiere a facilidades materiales para realizar investigación científica.

Para Leo J. Stevens (STEVENS, L. (1995), p. 413.) el declive de la ciencia en España siguió al declive de España en el siglo XIX debido a las guerras y falta de estabilidad. Con la restauración de los Borbones en 1874, un periodo de relativa calma volvió a España hasta el comienzo de la Guerra Civil en 1937. A pesar de las adversas condiciones, el siglo XIX y el comienzo del siglo XX, vieron una ligera modernización de la educación, aparición de publicaciones científicas periódicas, recursos para la formación de químicos y otros científicos y el desarrollo de una moderna química industrial nacional. Este siglo empieza con el aislamiento y retraso que arrastraba España de los siglos anteriores que según José Ramón Sánchez Ron (SÁNCHEZ RON, J. (2005), p. 6.) se caracterizó por una falta de originalidad en la que se movían matemáticos, físicos y químicos españoles. Sobre esta falta de originalidad podemos citar a Rey Pastor (REY PASTOR, J. (1932), p. 17) en su discurso de 1932 cuando cita a Carracido diciendo;

“Victima del patriotismo espejismo en que tantos otros españoles vivieron fue nuestro inolvidable Carracido, cuando afirmaba que nuestras Universidades producen “excelentes alumnos que conocen hasta en sus últimas novedades la producción científica ajena”.

Esta falta de originalidad española en el campo científico podemos encontrarle uno de sus orígenes en la importancia que se le han dado en España a las artes en detrimento de la ciencia y así citando a Ramón y Cajal (GARCÍA, E. (1970), p. 376.) en su discurso de ingreso de la Real Academia de las Ciencias el 5 de diciembre de 1897:

“Mientras nuestra raza ha dormido secularmente el sueño de la ignorancia y cultivado la religión y el arte (preferentes y casi únicas actividades de los pueblos primitivos), las naciones del centro y norte de Europa se nos han adelantado prodigiosamente. No vamos hacia atrás, sino muy detrás”.

En este periodo, fue la enseñanza el ámbito hacia donde se dirigieron los esfuerzos de los gobiernos y al ser la nuestra una enseñanza poco avanzada, las publicaciones se limitaron a textos compuestos de materiales tomados de distintas fuentes. Con muy pocas excepciones, podemos decir que este periodo empieza heredando del siglo pasado el aislamiento y retraso que sufrió España frente al resto de Europa durante la revolución industrial y la pérdida de las últimas colonias. Lora Tamayo (LORA TAMAYO, M. (1953), p.7.) también se hace eco de ese retraso con el que empezaba España el siglo XX diciendo en su discurso:

“No es de extrañar esta limitación, porque nuestras prolongadas guerras intestinas paralizaron todo movimiento científico amplio, mientras el resto del mundo continuaba su marcha progresivamente”.

Ya abandonando el tema meramente instructivo y entrando en el nivel de la investigación a principios del siglo XX, un análisis muy claro y sintético de la situación española en este periodo lo tenemos en el trabajo de José Manuel Pavón (CANO PAVÓN, J. (1993), p. 482) sobre las publicaciones españolas:

“... hasta comienzo de los años veinte la investigación era muy escasa, publicándose unos 15-20 artículos anualmente. Era una investigación de tipo unipersonal, que se realizaba en centros madrileños en su mayor parte. En los años veinte se inició un crecimiento importante (dentro de los parámetros de la época), hasta alcanzarse en 1930 el centenar de publicaciones. A partir de ese momento se inicia una estabilización, manteniéndose en unos 120 artículos anuales; la investigación en esa época era efectuada principalmente por una serie de grupos muy consolidados (cuyas cabezas visibles eran Moles, García Banús, Obdulio Fernández, Montequi, Garcia Blanco, etc.). La investigación en Madrid era con mucho la más importante, pero ya comenzaban a aparecer trabajos realizados en provincias, principalmente en facultades universitarias, (por ejemplo, en Sevilla se publicaron unos veinte artículos entre 1918-1933. -Cano Pavón, J.M. (1993) La ciencia en Sevilla, Sevilla, Publicaciones de la Universidad de Sevilla-”.

Recapitulando, respecto a la ciencia española en este periodo podemos encontrar como características principales:

1-Los libros de texto están orientados más a la enseñanza que al desarrollo de la Ciencia por lo que se mostraban obsoletos según Sánchez Ron (SÁNCHEZ RON, J. (2005), p.6.).

Un ejemplo de como nuestros libros de texto estaban más orientados a la enseñanza que al desarrollo de la investigación, lo encontramos en la advertencia del autor que hace Lora Tamayo (LORA TAMAYO, M. (1935), Advertencia del autor);

“Advertencia del autor:

Las notas y apuntes que me sirvieron de gui3n en las explicaciones de complementos de Qu3mica para m3dicos en la Facultad de Medicina de C3diz, de la Universidad de Sevilla, han sido la base de este libro”.

2- Exist3a una falta de formaci3n en el exterior de los cient3ficos espa3oles y de intercambios y relaciones con la ciencia internacional. Como Elias Carlos (ELIAS, C. (2001) nos dice;

“El reto de la ciencia espa3ola para Cabrera, el fisico canario, era de establecer una estructura, tradici3n y relaciones internacionales que Espa3a nunca tuvo, pues siempre permaneci3 aislada. Una de las causas del aislamiento internacional lo asocia el autor a que los espa3oles no viajaban al extranjero y al uso de la lengua espa3ola que no ten3a un reconocimiento cient3fico”.

Otro factor a considerar es la formaci3n y preparaci3n de nuestro profesorado. El Doctor Madinaveita (MADINAVEITIA Y TABUYO, A. (1927), p. 22.) refiri3ndose a la Qu3mica Org3nica en 1927, aunque seguramente podamos extrapolar al profesorado universitario en general, nos dice:

“Si estudiamos ahora el problema del profesor, nos encontramos con la triste realidad, que es preferible confesar honradamente, de que en nuestro pa3s carecemos de qu3micos org3nicos de un valor suficiente para estar a la altura que debieran tener los profesores que nuestros alumnos se merecen.”

3- El Empleo del Espa3ol en las publicaciones y nulo reconocimiento exterior de nuestra ciencia. La casi totalidad de las publicaciones realizadas en Espa3a a principios de siglo se realizaban en espa3ol. A esto se une el hecho de que Espa3a no contaba con revistas cient3ficas de impacto editadas en Espa3a. Es claro a juicio de Elias .(ELIAS, C. (2001) que el tren del espa3ol como idioma cient3fico est3 perdido. Lora Tamayo (LORA TAMAYO, M. (1953), p.9.) nos habla no del idioma de nuestras primeras publicaciones pero si de los temas que se trataban en las publicaciones de principio del siglo XX;

“En relaci3n con los temas que absorb3an la atenci3n de los investigadores del mundo, sin duda los de estas primeras aportaciones espa3olas eran de m3nima significaci3n, pero para nosotros representan los primeros pasos de observaciones experimentales e interpretaci3n originales, con expresa exclusi3n de todo otro orden de aportaci3n meramente discursiva”.

Además de la poca relevancia de los temas trabajados como nos dice Tamayo, Cano Pavón (CANO, J, (1996), pp.326-327.) añade otro problema que es la falta de equipos de trabajo:

“Al igual que ocurriría seis años después en el 6º congreso de la AEPPC (Asociación Española para el Progreso de las Ciencias) que se celebró en Sevilla en 1917, el de Granada mostro las deficiencias de la investigación española, que en aquel momento tenía un carácter personalista, sin apenas existencia de grupos de investigación, y con pocas líneas de trabajo claras y definidas”.

Como vemos la lista de deficiencias en el sistema educativo español a cualquier nivel no deja de crecer. Otra situación añadida al aislamiento de la ciencia española por el mantenimiento del español en sus publicaciones, es la ausencia de becarios e intercambios con el exterior. Contra este aislamiento exterior encontramos en el decreto fundacional de la J.A.E. soluciones para que los científicos españoles pudieran salir al exterior (SÀNCHEZ RON, J. (1999), p. 180.)

"El pueblo que se aísla se estaciona y descompone. Por eso todos los países civilizados toman parte de este movimiento de relación científica internacional, incluyendo en el número de los que en ella han entrado, no sólo los pequeños estados europeos, sino hasta las naciones que parecen más apartada de la vida moderna, como China o la misma Turquía, cuya colonia de estudiantes en Alemania es cuatro veces mayor a la española, antepenúltima entre todas las europeas, ya que sólo son inferiores a ella en número Portugal y Montenegro".

En general, el sentimiento de la comunidad científica era la de mejorar. Otro autor consciente de la necesidad de actualizar la química española y resolver su atraso es el Doctor Madinaveitia (MADINAVEITIA Y TABUYO, A. (1927), pp. 12-13.) que escribía:

“Nosotros, desgraciadamente, desde que la Química existe como ciencia, nunca hemos ido muy lejos en su cultivo; no obstante, estamos obligados a mantener nuestro rango científico a no irnos quedando indefinidamente atrás; está nuestro interés en seguir lo más de cerca posible a los países que figuran a la cabeza de la Química”.

Continúa este autor (MADINAVEITIA Y TABUYO, A. (1927), p. 12.) diciéndonos los países que a su juicio son referentes en química:

“Francia se ha hecho cargo, sobre todo a raíz de la sacudida de la guerra, que, a pesar de haber sido el país donde nació la Química, esta ciencia ha pasado a ser alemana; la supremacía de la Química se manifiesta en la industria; la industria Química alemana es muy superior a la francesa; y se

manifiesta también en la influencia moral sobre otros pueblos; los estudiantes extranjeros dejan de ir a los laboratorios franceses para pasar a los alemanes, donde encuentran, en general, más medios y más facilidades de trabajo”.

Contra ese aislamiento y como ejemplo de la puesta al día de la Ciencia y concretamente la Química española, que se llegó a considerar que alcanzó la edad de plata de la ciencia española, tenemos la celebración del IX Congreso Internacional de Química Pura y Aplicada en Madrid en 1934, donde el presidente efectivo del congreso el Doctor Obdulio Fernández (FERNÁNDEZ, O. (1934), p. 3) nos dice:

“Si nuestra satisfacción como químicos es grande, porque nos proporciona el placer de convivir en nuestro solaz con compañeros de todas partes, lo que sentimos como españoles es mucho más intensa: comienza a florecer la química en España a impulsos de recuerdos gloriosos y de la necesidad bien sentida de explotar nuestras fuentes de riqueza”.

4- Los esfuerzos en este periodo por parte del gobierno se dedicaron mayormente a mejorar la educación primaria y secundaria y dejaron un poco de lado los estudios universitarios principalmente en lo que se refiere a investigaciones científicas que eran los que más inversión requerían.

Aunque parece que esa mejora en la enseñanza secundaria no diera los resultados esperados y la preparación con que llegaban los alumnos a las facultades siempre fuera mejorable. Queja que se repite a lo largo del tiempo incluso en nuestros días. En nuestro estudio citamos al Doctor Madinaveitia (MADINAVEITIA Y TABUYO, A. (1927), p. 15) que reflejaba su descontento:

“...llegan (los alumnos) al estudio de la Química orgánica con una falta de preparación muy grandes. Falta que procede principalmente de la enseñanza secundaria, de esta enseñanza secundaria nuestra, que está lejos de ser lo que debiera y que no lleva camino de arreglarse”.

Aunque sea de otro periodo pensamos que la siguiente cita apoya la anterior. Otro autor que desde la Universidad continúa demandando esa mejor preparación de los jóvenes españoles al llegar a la Universidad es el catedrático Cándido Torres (TORRES, C. (1945), p. 49). En este caso se centra en el aprendizaje de la Química a lo largo de la etapa anterior a la universidad. El autor se expresa de este modo:

“Nadie puede pensar, ni siquiera por un momento que el español no es apto para la Química. Al contrario, pues su quietud o temperamento racial, reúne excelentes cualidades para el cultivo de las ciencias experimentales. Lo que ocurre es que el niño español no ha sido bien guiado en la importancia de la Química, por sus padres y maestros. Llega de adolescente

a nuestras Universidades con una falta completa de visión de lo que la Química significa en la vida corriente.

El mal dimana de cómo se enseña la Química en los institutos, donde a jóvenes de catorce a dieciséis años se les hace aprender una serie de monografías o una serie de teorías físico-químicas que no llegan a comprender, en lugar de presentar a su observación los fenómenos químicos, hechos de la vida vulgar, que entre otras cosas son el resultado de interesantísimas reacciones químicas”.

La creación de la J.E.A (Junta de Ampliación de Estudios) en 1907 ayudo a mejorar el nivel de los profesores universitarios con sus becas en el extranjero. En el discurso de Vecino Varona (VECINO Y VARONA, J. (1919), p. 16.) encontramos de primera mano, un ejemplo de como apoyaba la J.A.E a la Ciencia en España.

“...han confirmado la ley de los números enteros de Weiss, pero permitidme que llame vuestra atención por dos físicos eminentes españoles: el sabio catedrático Sr Cabrera y Felipe, mi querido y admirado maestro y mi entrañable amigo y compañero Sr Moles, director el primero y ayudante el segundo, del Laboratorio de Investigaciones Físicas, creado y cariñosamente sostenido por la Junta de Ampliación de Estudios”.

Dentro de la JAE, hablaremos de algunos de los científicos que más participaron en el desarrollo de la Química española. Insistimos en la persona de Enrique Moles por su importancia dentro de la Química española y leemos en el trabajo de José Manuel Sánchez Ron (SÁNCHEZ RON, J. (1998), p. 130.):

“Si Cabrera fue el líder de los físicos españoles durante el primer tercio del siglo, Enrique Moles, que dirigía la Sección de Química del Laboratorio de Investigaciones Físicas, lo fue de los químicos (en ambos casos, se tardaría mucho, tras 1930, en encontrar figuras cuyos logros y prestigio pudiesen compararse con las de estos dos científicos). Posiblemente el mejor y más activo químico en la historia de la Ciencia española, Moles (1883-1953) se había licenciado en farmacia en 1905 en la Universidad de Barcelona, obteniendo el título de doctor el año siguiente en Madrid con una tesis titulada “Procedimientos de análisis cuantitativo de algunas minas españolas”. Al crearse la Junta para Ampliación de Estudios, Moles solicitó de ésta una de las primeras pensiones convocadas, que le fue concedida”.

Otro becado destacado de la JAE dentro de la Química española fue Miguel Antonio Catalán Sañudo (1894-1957). Catalán (SÁNCHEZ RON, J. (1999), p. 231.) había estudiado Química en Zaragoza graduándose en 1909. Como otros estudiantes y científicos vinculados a la J.A.E., Catalán obtuvo una beca de ésta institución, en su caso para Londres, a donde llegó en septiembre de 1920. Tras algunas dudas, terminó

asociándose con Alfred Fowler, uno de los espectroscopistas más importantes del mundo.

En el trabajo de Palao Poveda (PALAO POVEDA, G. (1997), pp. 191-192) cuando nos habla del impacto de la Guerra Civil en la comunidad química española encontramos a los científicos españoles relacionados con la química y sus trabajos publicados en Anales antes y después de la guerra. Aún hablando del mismo país, la recomposición de los trabajos en Química se convirtió por motivos políticos en dos situaciones son muy diferentes:

“... si nos referimos a los doce autores más prolíficos de la RSEFQ anteriores a la guerra, en la disciplina de la química, estos son E. Moles, J. Muñoz del Castillo, O. Fernández, S. Piña de Rubies, A. del Campo, J. Guzmán, A. Madinaveitia, A. Garcia Banus, M. Crespí, C. del Fresno, J. Rodríguez Carracido, y J. Rodríguez Moruelo. Los dos últimos fallecieron antes de la guerra, de los diez restantes hay seis que ya no publican nada después de la misma, tres publican un solo artículo (O. Fernández en 1943, C. del Fresno en 1944 y A. del Campo en 1945); sólo J. Guzmán tiene una labor más continuada, pues publica cinco artículos (en 1940, 1941, 1942 y 1946 (dos), que supone una cota muy inferior a la de antes de la guerra.

Podemos completar la visión de acuerdo con la tabla 1⁴, que además de los citados recoge a otros autores que su producción, aunque sea de Química Física, se ajusta más a la Física, como M.A. Catalán que sólo publicó un artículo tras la guerra, a los diez años de acabar la misma, lo que unido a la ausencia de S. Piña de Rubies, nos lleva a pensar que la espectroscopia sufrió un duro golpe; igual que la Inorgánica con la pérdida de E. Moles y M. Crespí y la poca producción de C. del Fresno. En general y como primera aproximación podemos suponer que con la desaparición de los investigadores destacados habría una desaparición de los equipos de trabajo creados en su entorno.

La continuidad de la investigación la encontraríamos en las figuras de T. Batuecas, J. Pascual y F. Calvet (de Barcelona), que son de los pocos investigadores importantes de la primera época que no dejaron de publicar tras la guerra civil. Con ellos habría otros investigadores modestos que tomaron el relevo tras la guerra aumentando su producción e impulsando nuevos equipos, como era el caso de F. Burriel, A. Rius, M. Lora, etc., en Madrid, I. Ribas en Santiago, F. García González en Sevilla, F. Sierra en Murcia, etc., además se fueron asentando equipos en los nuevos centros de CSIC creados entre 1945 y 1955 y en torno a las numerosas cátedras cubiertas entre 1940 y 1960 (a un ritmo de 30 por año)”.

<i>Relación de los autores químicos más prolíficos de la preguerra</i>			
<i>Autor</i>	<i>Artículos publicados</i>	<i>Área</i>	<i>Periodo 1940-1965</i>
<i>E. Moles</i>	<i>111</i>	<i>QI-QF</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>J. Muñoz del Castillo</i>	<i>76</i>	<i>QA</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>S. Piña de Rubies</i>	<i>61</i>	<i>QF</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>O. Fernández</i>	<i>42</i>	<i>QO</i>	<i>1 ARTÍCULO</i>
<i>J. Palacios</i>	<i>40</i>	<i>QF</i>	<i>SI</i>
<i>J. Guzmán</i>	<i>40</i>	<i>QF</i>	<i>SI</i>
<i>A. Del Campo</i>	<i>36</i>	<i>QA</i>	<i>1 ARTÍCULO</i>
<i>M. A. Catalán</i>	<i>34</i>	<i>QF</i>	<i>1ARTÍCULO</i>
<i>A. Madinaveitia</i>	<i>33</i>	<i>QO</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>A. García Banús</i>	<i>28</i>	<i>QO</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>E. Hauser</i>	<i>28</i>	<i>QT</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>M. Crespi</i>	<i>25</i>	<i>QF-QI</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>J. Rodríguez Carracido</i>	<i>24</i>	<i>QO</i>	<i>(+)</i>
<i>J. Rodríguez Moruelo</i>	<i>22</i>	<i>Q</i>	<i>(+)</i>
<i>C. del Fresno</i>	<i>22</i>	<i>QI</i>	<i>1 ARTÍCULO</i>
<i>J. M. Clavera</i>	<i>20</i>	<i>QA</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>J. Casares</i>	<i>19</i>	<i>QA</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>T. Batuecas</i>	<i>19</i>	<i>QF</i>	<i>SI</i>
<i>F. Giral</i>	<i>19</i>	<i>QO</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>E. Jimeno</i>	<i>19</i>	<i>QF-QT</i>	<i>SI</i>
<i>F. Díaz de Rada</i>	<i>18</i>	<i>QA</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>J. Pascual</i>	<i>18</i>	<i>QO</i>	<i>SI</i>
<i>J. Ranero</i>	<i>18</i>	<i>QO</i>	<i>SI</i>
<i>F. Calvet</i>	<i>17</i>	<i>QO</i>	<i>SI</i>
<i>J. M. Pertierra</i>	<i>17</i>	<i>QT</i>	<i>SI</i>
<i>J. Puyal</i>	<i>17</i>	<i>QO</i>	<i>NO PUBLICA</i>
<i>F. Moreno Martín</i>	<i>16</i>	<i>QA</i>	<i>SI</i>

Fuente: P. Marset & M. Valera y elaboración propia (Palao Poveda, Gerardo)

Tabla 14. Relación de los autores químicos más prolíficos de la preguerra y su continuidad en la postguerra.

Continuando con la labor de la JAE, presentamos un resumen de la amplitud y los países que recogieron a nuestros estudiantes gracias a las ayudas que proporcionó en sus años de existencia. Estos datos los encontramos en el trabajo de Juan Vergara (VERGARA DEL TORO, J. (2004), p. 117.):

“A lo largo de su existencia se beneficiaron de las pensiones casi dos mil personas siendo los países más solicitados: Francia (29%), Alemania (22%), Suiza (14%), Bélgica (12%), Gran Bretaña (6%) y Estados Unidos (3%). La JAE consecuente con la premisa de que, para formar buenos profesionales, había antes que formar al profesorado, dedicó la mayor parte de sus esfuerzos a inculcar las nuevas ideas pedagógicas en los maestros y profesores de enseñanza media (18,9%), seguida muy de cerca por la medicina. A pesar de su voluntad de mejorar los intercambios

científicos con el extranjero, las pensiones concedidas para el conjunto de todas las ciencias experimentales se pueden considerar modestas en número y cuantía, ocupando la química en todas sus ramas el 7% del total. Un porcentaje, de todos modos, nada despreciable si se compara con las Ciencias Naturales (5,1%), la Física (2,4%) y las Matemáticas (2,1%)”.

Por último, a pesar de los intentos de mejora, vemos que la situación no se llegó a corregir completamente. Eran muchas las deficiencias, buenas las intenciones y como ejemplo, tenemos la falta de medios para enseñar eficazmente la Ciencia Química. Situación que se prolongaba desde antes del comienzo de este primer periodo de estudio y que afectaría al siguiente. En el discurso del catedrático de Farmacia D. Cándido Torres (TORRES GONZÁLEZ, C. (1945), p.15-16) en su discurso correspondiente a la apertura del curso académico 1945-46 nos hace un estupendo repaso de los discursos inaugurales de curso en donde se recogen peticiones de mejora llegando en convertirse la falta de medios en la universidad en casi un problema crónico:

“En la inauguración del curso 1887-1888, el Dr. D. José Rodríguez Carracido, el entonces catedrático de química orgánica de la Facultad de Farmacia, mi muy querido maestro de Química Biológica, maestro de muchas generaciones de farmacéuticos, en un brillante y elocuente discurso, como todos los suyos, hacía ver claramente cómo en realidad no existía la enseñanza de las ciencias experimentales en nuestra Universidad, por carecer de locales y medios para ello.

Unos años más tarde, en la apertura del curso 1907-1908, su sucesor en la cátedra de Química Orgánica, el Doctor D. Baldomero Bonet, mi primer profesor de Química Orgánica, aprovechó la ocasión para poner de relieve las angustias de la Universidad en su discurso “Organización de la enseñanza” y diez años más tarde, en circunstancias muy parecidas a las presentes, mi más directo y querido maestro en la Química, el Dr. D. Obdulio Fernández, ocupa esta tribuna en la apertura del curso de 1909-1910, con toda valentía y elegancia de dicción, llama la atención a los gestores de la política universitaria y económica, en su discurso “Relaciones entre la Universidad y la Industria”

Muy poco debió conseguirse, pues, transcurridos otros cinco años nuestro actual Decano, Dr. D. José Casares Gil, para discurso de la inaugural del año 1922-1923, eligió el tema “Necesidad de una reforma en la enseñanza de la Química” y mi antecesor en la cátedra de Química Orgánica, el Dr. D. Antonio Madinaveitia y Tabuyo, conocedor, como pocos en España, de la organización de la enseñanza de la Química en diferentes países, y a cuyos consejos de compañero de laboratorio debo mucho de mi preparación científica y técnica, se ocupa de “La enseñanza de la Química Orgánica”

cuando en la apertura de curso de 1927-1928 llevó la voz de la facultad de Farmacia.

Pues bien, por necesidad imperiosa más sentida en estos momentos que nunca, en los que parece factible una eficaz reorganización de nuestra Universidad, yo sigo también esa a modo de costumbre de mis antecesores en la cátedra y uno la mía a la preocupación constante de nuestro compañero de claustro el Dr. D. Emilio Jimeno, catedrático de la Facultad de Ciencias, sobre la orientación de la enseñanza de la Química, reflejada en sus aportaciones “Algunos problemas de la enseñanza”, “Ciencia y técnica”, “Ciencia y Sociedad”, en los que bosqueja primero y se detalla después, la posible solución del problema que en este aspecto tenemos planteado en la Universidad”.

2.5.2. El segundo periodo (1940 a 1959). Según Francisco J. Ayala-Carcero (AYALA CARCERO, F. (2002). las dificultades que atravesó España por la destrucción de infraestructuras y capital humano producidas durante la guerra hicieron que el país no recuperara los niveles de PIB que tenía al comienzo de la guerra civil hasta bien entrados los años 50.

Centrándonos en el ámbito científico, en el trabajo de Palao Poveda (PALAO POVEDA, G. (1990), p. 132.) encontramos muy trabajado como fueron esas dificultades que a nivel institucional se afrontaron en este periodo y los cambios que ocurrieron en las instituciones científicas y en el personal investigador:

“Si todas las guerras suponen un retroceso, o al menos un estancamiento para la investigación científica, la guerra civil supuso un trauma mucho mayor, ya que desaparecieron instituciones como la Junta de Ampliación de Estudios (JAE) y aparecieron otras como el Consejo Superior de Investigaciones Científicas (CSIC), cambio el funcionamiento de la Universidad y de la Real Sociedad Española de Física y Química (RSEFQ). La comunidad científica, profesores e investigadores, sufrió una importante convulsión por las depuraciones, el exilio e, incluso la muerte de una parte del mismo y el dogmatismo al que fue sometido el resto.

El cambio de instituciones, las depuraciones de científicos y el dogmatismo al que hago referencia, forman parte de una intención del régimen de borrar el pasado inmediato de la contienda, lo que supuso que la influencia de los investigadores antes de la guerra fuese mínima en las nuevas generaciones y que se rompieran las relaciones o se interrumpieran los contactos de los científicos españoles con los extranjeros, debido a la política de aislamiento internacional a que fue sometido nuestro país”.

Para seguir haciéndonos idea de como fue esa década de los cuarenta, ahora respecto a la investigación y los medios económicos, leeremos a José Pascual (PASCUAL VILA, J. (1951), pp. 25-26.) que compara el número de tesis doctorales que se presentaban en la sección de Químicas antes y después de la Guerra Civil:

“Desde el año 1921 al 1936, o sea durante dieciséis años, la sección (Químicas) presenta y aprueba nueve tesis doctorales y publica 28 trabajos en los Anales, con un total de 266 páginas. En el periodo de once años que corresponde de 1940 a 1950, ambos inclusive, el número de tesis es de 15, de las cuales tres están pendientes todavía de próximo juicio, y el de los trabajos en “Anales” de 31 con 213 páginas, que si se tiene en cuenta las variaciones de formato y sobre todo el amplio uso del tipo de letra pequeña para evitar el gasto de papel, equivalen probablemente a vez y media el número de igual clase anterior a 1936”.

Respecto a la ruptura con el pasado impulsado por el régimen, citaremos las conclusiones del trabajo de Palao, Valera, López Fernández y Maset (PALAO, G., VALERA, M., LÓPEZ, C. y MARSET, P. (1984), pp. 43-44.) sobre la investigación española a través de las publicaciones en *Anales* que nos habla de la poca o nula continuidad de este segundo periodo con lo que se trabajaba antes de la guerra:

“La investigación química española, que había alcanzado un notable desarrollo en los años treinta, se vio gravemente afectada por la guerra civil, lo que se manifiesta en diversos aspectos: los principales productores de dicha época apenas si publican posteriormente, hay una disminución cuantitativa en los trabajos publicados (el nivel de los años treinta no es alcanzado hasta casi los años cincuenta), así como en los artículos realizados en colaboración, no existe además, coincidencia temática en la producción analizada ahora y la anterior, etc. Todo ello apunta a que la investigación química en los años cuarenta y posteriores no supuso una continuación de la realizada anteriormente, sino en gran medida, un reinicio de la misma”.

Para desarrollar más esta información sobre el desligamiento entre la investigación posterior y la anterior a la guerra, seguimos trabajando con Palao Poveda (PALAO, G., VALERA, M., LÓPEZ, C. y MARSET, P. (1984), pp. 43-44.) que nos cita otras fuente como González Blasco:

“GONZALEZ BLASCO, P. (1980) El investigador científico en España. Madrid, centro de investigaciones sociológicas. Este autor demuestra que la comunidad de científicos españoles está desligada del pasado anterior a la guerra, sobre todo los químicos y los matemáticos. VILLANUEVA, J. R., Op. Cit. (Nota 1)”

Sin embargo a pesar de la ruptura, la recuperación o crecimiento siguió aunque por otros caminos distintos a los que se marcaron en la década de los treinta. José Manuel Cano (CANO PAVÓN, J. (1993), pp. 482-483.) nos habla del cambio respecto al número de publicaciones, lugares predominantes y el aumento de catedráticos, condiciones de trabajo...:

“La guerra supuso –como también han comprobado Maset y colaboradores (MARSET, P. VALERA, M. & LÓPEZ, C. (1981) “Repercusiones de la guerra civil española (1936-1939) en la producción científica en Física a través de los Anales de la Real Sociedad Española de Física y Química (1903-1975), Dynamis 1, 179 -202) en el caso de la Física- una brusca ruptura tanto a nivel cuantitativo como cualitativo, ya que desaparecieron a efectos prácticos gran parte de los científicos y los temas de trabajo; de todas formas, no todos los centros fueron igualmente afectados, como ocurrió en el caso de la Universidad de Sevilla, cuya

contribución global en los primeros años cuarenta representó el 30% de la investigación química total española.

El crecimiento a partir de 1943 fue muy rápido, alcanzándose en 1950 el número de 335 artículos publicados, casi el triple de la producción en los años anteriores a la guerra. Este crecimiento puede atribuirse al aumento del profesorado universitario y a la creación y desarrollo de los centros del Consejo Superior de Investigaciones Científicas (CSIC) y coincide con la época de la autarquía económica. Entre 1940 y 1960 se cubrieron –tras las pertinentes oposiciones– unas 600 cátedras universitarias, a un ritmo bastante uniforme de unas treinta por año. Los centros del CSIC con su correspondiente platilla de investigadores, se crearon preferentemente en el periodo de 1945-55, teniendo especial incidencia en la investigación aplicada (Edafología, Química de Grasas, etc.). En esa época se constituyeron nuevos grupos de investigación, por lo general agrupados en torno a catedráticos de la Universidad de Madrid (Fernando Buriel Martí, Antonio Rius Miró, Manuel Lora Tamayo, etc.). Esto pudo deberse en parte al monopolio que la Universidad de Madrid ejerció sobre el doctorado hasta mediados de los años cincuenta, así como a las mejores dotaciones de los centros de investigación de la capital. De todas formas, en este periodo se crearon y consolidaron en diversas ciudades españolas diferentes grupos de investigadores (por ejemplo, en el caso de la Química Orgánica, estaban los grupos de Ignacio Ribas Marques en Santiago, José Pascual Vila en Barcelona y Francisco García González en Sevilla), que fueron rompiendo poco a poco el monopolio madrileño en el terreno científico.

A partir de 1950 se produjo una estabilización (en torno a los 400 trabajos anuales), que duro hasta mediados de los años sesenta. Este estancamiento ha sido observado también por López Fernández et al (LOPÉZ FERNÁNDEZ, C. Y VALERA CANDEL, M. (1983), “Estudio bibliométrico-multivariante de los artículos de Física publicados en los Anales de la Real Sociedad de Física y Química durante el periodo franquista (1940-1975)” LLULL 6, 37-56) para el caso de la Física, y resulta de difícil interpretación. Coincide con un periodo de estabilidad de la enseñanza universitaria, en el que no varió apenas el número de facultades científicas, ni tampoco hubo un incremento apreciable en los centros del CSIC; las becas predoctorales eran muy escasas y de poca cuantía económica, mientras que el profesorado universitario auxiliar tenía unas retribuciones muy bajas, que fomentaban el pluriempleo, lo que se traducía en una menor dedicación a las tareas investigadoras”.

En este intento por recomponer la ciencia española, ya hemos visto que se enfrentaron a muchas dificultades y los resultados no fueron todo lo bueno que se esperaba. Para hacernos una idea de la importancia investigadora de España, vamos a ver la tabla que

presenta Palao Poveda (PALAO POVEDA, G. (1990), pp. 134.) en su trabajo de las influencias extranjeras en la investigación española entre 1940 y 1965 cuando estudia las referencias idiomáticas en los artículos de Anales:

“Para valorar la importancia de la investigación propia frente a la extranjera, en la investigación española, nos servimos de las referencias idiomáticas que aparecen en los 307 artículos de la muestra tomada en Anales; estas referencias se elevan a 3947, de las que 779 son a autores españoles, lo que supone el 20% del total, que equivale a afirmar que el 80% de las referencias de los artículos se hacen a autores extranjeros o a trabajos realizados fuera de nuestro país”.

<i>Evolución quinquenal de las referencias idiomáticas de los artículos</i>								
	<i>E</i>	<i>E(A)</i>	<i>A</i>	<i>I</i>	<i>F</i>	<i>It</i>	<i>Ot</i>	<i>TOTAL</i>
<i>Numérica</i>								
<i>1940-1945</i>	<i>31</i>	<i>65</i>	<i>264</i>	<i>142</i>	<i>38</i>	<i>23</i>	<i>18</i>	<i>581</i>
<i>1946-1950</i>	<i>59</i>	<i>102</i>	<i>266</i>	<i>328</i>	<i>90</i>	<i>17</i>	<i>52</i>	<i>914</i>
<i>1951-1955</i>	<i>41</i>	<i>104</i>	<i>206</i>	<i>366</i>	<i>59</i>	<i>18</i>	<i>53</i>	<i>847</i>
<i>1956-1960</i>	<i>28</i>	<i>142</i>	<i>135</i>	<i>382</i>	<i>54</i>	<i>6</i>	<i>32</i>	<i>779</i>
<i>1961-1965</i>	<i>41</i>	<i>166</i>	<i>107</i>	<i>383</i>	<i>38</i>	<i>20</i>	<i>71</i>	<i>826</i>
<i>Porcentual</i>								
<i>1940-1945</i>	<i>5,3</i>	<i>11,2</i>	<i>45,4</i>	<i>24,4</i>	<i>6,5</i>	<i>4</i>	<i>3,1</i>	
<i>1946-1950</i>	<i>6,5</i>	<i>11,2</i>	<i>29,1</i>	<i>35,9</i>	<i>9,8</i>	<i>1,9</i>	<i>5,7</i>	
<i>1951-1955</i>	<i>4,8</i>	<i>12,3</i>	<i>24,3</i>	<i>43,2</i>	<i>7</i>	<i>2,1</i>	<i>6,3</i>	
<i>1956-1960</i>	<i>3,6</i>	<i>18,2</i>	<i>17,3</i>	<i>49</i>	<i>6,9</i>	<i>0,8</i>	<i>4,1</i>	
<i>1961-1965</i>	<i>6</i>	<i>20,1</i>	<i>13,0</i>	<i>46,4</i>	<i>4,6</i>	<i>2,4</i>	<i>8,6</i>	
<i>E= Español, E(A)= Español (Autoreferencias), A= Aleman, I= Inglés, F= Frances, It= Italiano, Ot= Otras</i>								

Tabla 15. Evolución quinquenal de las referencias idiomáticas de los artículos.

Por un lado tenemos las pocas referencias en nuestros trabajos a autores de nuestro país y por otro tenemos que considerar los grupos de trabajo. Encontramos en las conclusiones del trabajo de Palao, Varela, López Fernández y Marset (PALAO, G, VALERA, M, LÓPEZ, C. y MARSET, P. (1984), p. 44.) que a lo largo de este periodo se consolida de nuevo el trabajo en equipo en la realización de publicaciones, así leemos:

“A través de la época estudiada se consolida el trabajo en equipo, llegando a representar los artículos con tres o más firmas el 40% del total de la producción”

Este periodo se caracteriza por la autarquía económica donde nuestro país se encontraba aislado del resto de una Europa que participaba de ayudas para su reconstrucción con lo que España tuvo que recomponerse con sus propios recursos. Fue una etapa que comenzó con escasez y hambre y el autoconvencimiento de que España contaba con los recursos necesarios para desarrollar el país por sus propios medios. Respecto a la

situación de la Ciencia española en este periodo, encontramos ejemplos del autoconvencimiento obligado que nos marcamos y el apoyo al régimen. Con cierto tono de crítica lo podemos encontrar en el discurso del curso inaugural de 1945-46 cuando Don Cándido Torres (TORRES GONZÁLEZ, C. (1945), pp.17-18.) se expresa de este modo:

“Son muchos ya los que entre nosotros clamamos porque sea atendida esa necesidad para hacer frente al presente y porvenir de España, en el concierto de pueblos civilizados amantes del progreso y de la paz pero firmes en su personalidad histórica y en su posible independencia económica. En nuestro país, la colaboración entre la Universidad (sostenida y protegida por el Estado) y la Industria, es casi insignificante, por no decir nula, y en determinados sectores industriales, que a mi me preocupan en estos momentos más directamente por razón de profesión, pero no más importantes que otros de interés general, la inteligencia entre la Universidad y la Industria, prescindiendo de contadísimas relaciones económicas particulares, no puede ser menor”.

Tratando de organizar los factores que desde el punto de vista de nuestro trabajo caracterizan a este periodo tenemos:

1-El aislamiento internacional produjo un retraso en una etapa muy importante en el desarrollo de la ciencia. Historiadores económicos como Carreras (CARRERAS, A. (1984). concluyen que el pobre balance del periodo 1936-1950, durante el primer franquismo, es:

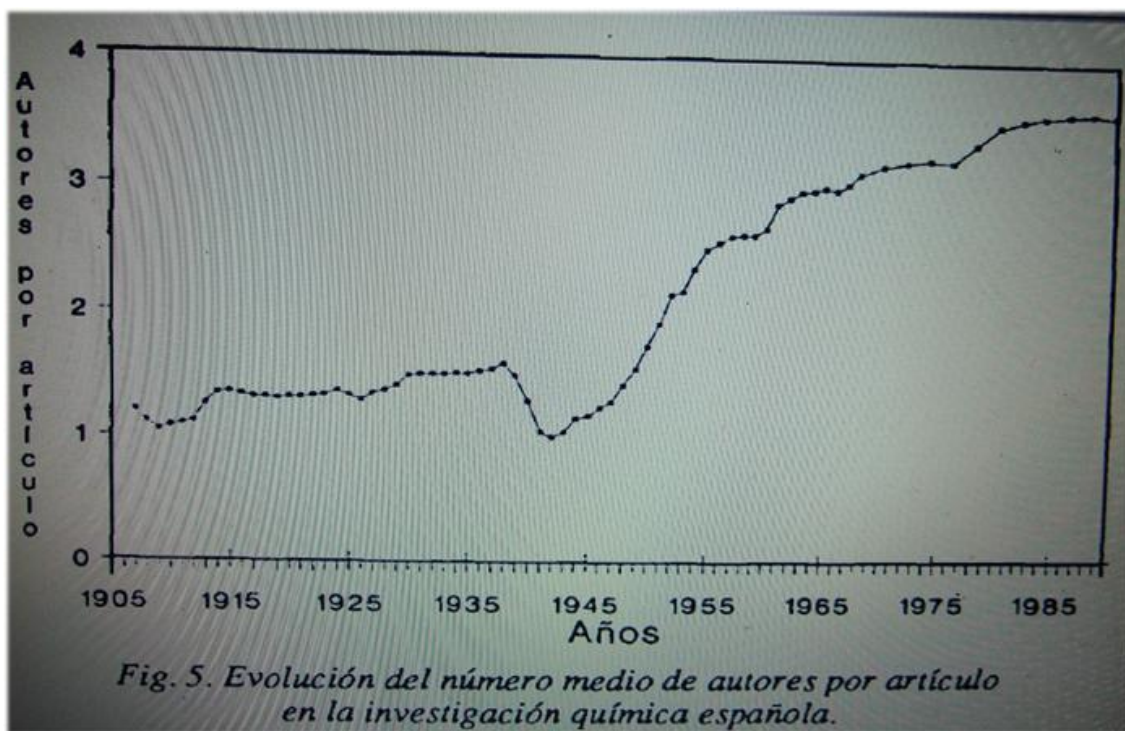
“El único que puede explicar el atraso industrial de España. En realidad, la influencia del franquismo, alzado mediante una guerra civil que supuso una caída del PIB del 30% es más amplia y negativa en términos económicos y científicos”

En el discurso de Manuel Lora Tamayo (LORA TAMAYO, M. (1953), p.19.) sobre los 50 años de Física y Química en España encontramos como el régimen trata de solucionar esa situación de aislamiento y así leemos:

“No puede silenciarse en esta relación de acontecimientos, que en cincuenta años del acaecer español se han producido, afectando al desarrollo de la Física y Química en España, la creación del Instituto Nacional de Industria, por Ley de 25 de septiembre de 1941. Su finalidad es la de “propulsar y financiar, en el servicio de la nación, la creación y resurgimiento de nuevas industrias, en especial de las que se propongan como fin principal la resolución de los problemas impuestos por las exigencias de la defensa del país o que se dirijan al desenvolvimiento de nuestra autarquía económica (B.O. del 30 de septiembre de 1941)”.

A pesar de esa inquietud gubernamental por impulsar la Ciencia de modo que permitiera desarrollar la económica de postguerra, las consecuencias negativas de la guerra también se dejaron ver en la disminución en el número de publicaciones y en la destrucción de los grupos de trabajo. En el trabajo de Manuel Pavón (CANO PAVÓN, J. (1996), p. 334-335) encontramos como se van reorganizando los grupos de trabajo para publicar artículos, dándose el caso de que el número de autores cae en los años posteriores a la guerra hasta volver a niveles unipersonales:

“La guerra civil supuso un fuerte retroceso en la investigación española, fácilmente comprobable por la disminución del número de artículos publicados, así como del número de autores por artículo, que se aproximó al valor mínimo de uno, lo que indica que desaparecieron los grupos de investigación existentes y que esta tuvo un carácter unipersonal. Otro hecho importante, puesto pronto de manifiesto fue la realización de una investigación de carácter autárquico, en la que favorecieron los temas de carácter aplicado a problemas o cuestiones de interés regional o nacional, en detrimento de los de carácter general, predominantes antes de la guerra”.



Gráfica 5. Evolución del número medio de autores por artículo en la investigación química española. (CANO PAVÓN, J. (1993), p. 489.)

A esta ruptura de los grupos de trabajo debemos añadir la falta de formación en el exterior de nuestros investigadores y la falta de científicos extranjeros que vinieran a España a trabajar. Para hacernos una idea tenemos el gran trabajo de Palao Poveda

(PALAO POVEDA, G. (1990), pp. 139-140.) que estudia los artículos publicados en colaboración con autores extranjeros:

“Si hacemos una valoración global del número de artículos en colaboración, los 101 artículos citados suponen el 4,6% del total de los 2215 artículos firmados por españoles y publicados en los anales entre 1940 y 1965. La cifra es algo escasa teniendo en cuenta que se reiniciaba la investigación y era necesario formar a nuestros científicos; quizás la guerra mundial acaecida en el primer periodo estudiado (1940-1945), junto con el posterior aislamiento internacional y los problemas económicos de España en el cuarto quinquenio (recortes presupuestarios económicos del Plan de estabilización), supusieron un frenazo o un estancamiento a la salida de científicos españoles para formarse fuera de nuestro país.

<i>Artículos publicados en Anales, realizados en colaboración con extranjeros</i>						
	<i>Q. Física</i>	<i>Q. Orgánica</i>	<i>Q. Analítica</i>	<i>Q. Inorgánica</i>	<i>Q. Técnica</i>	<i>TOTAL</i>
<i>1940-1945</i>	5	-	-	-	-	5
<i>1946-1950</i>	8	5	-	1	4	18
<i>1951-1955</i>	24	10	3	1	3	41
<i>1956-1960</i>	2	5	1	5	-	13
<i>1961-1965</i>	2	12	6	4	-	24
<i>TOTAL</i>	41	32	10	11	7	101

Tabla 16. *Artículos publicados en Anales, realizados en colaboración con extranjeros (1940-1965).*

Considerando el hecho de que un científico extranjero viniera a España como un signo del nivel de las investigaciones españolas en determinada área o línea de investigación, he recogido los artículos en colaboración que aparecen en los Anales y que se realizaron en nuestro país, que suman un total de 15 y que, en primera aproximación, nos parece insignificante frente a los 2215 artículos publicados entre 1940 y 1965, lo que no es una impresión favorable acerca de nuestra investigación de entonces.”

<i>Trabajos realizados en España, en colaboración, publicados en Anales.</i>						
	<i>Q. Física</i>	<i>Q. Orgánica</i>	<i>Q. Analítica</i>	<i>Q. Inorgánica</i>	<i>Q. Técnica</i>	<i>TOTAL</i>
<i>1940-1945</i>	-	-	-	-	-	0
<i>1946-1950</i>	-	-	-	-	-	0
<i>1951-1955</i>	-	-	-	-	3	3

1956-1960	-	2	-	2	2	6
1961-1965	-	3	-	1	2	6
TOTAL	0	5	0	3	7	15

Tabla 17. Trabajos realizados en España, en colaboración, publicados en Anales (1940-1965).

En esta escasez de medios podemos añadir a nuestro trabajo como llega hasta los alumnos universitarios este recorte económico, dificultando el acceso de los alumnos a la Universidad ya que se impuso el curso selectivo (Ministerio de Educación y Ciencia. Decreto 1419/1969, de 26 de junio por el que se refunden las normas sobre el curso selectivo en las Facultades Universitarias. B. O. del E. –Núm. 167. 14 julio de 1969. p. 11.102) a partir de 1953 debido a lo limitado de los medios económicos con que se contaban;

“... acceder a los restantes cursos de la Universidad accedan sólo aquellos estudiantes que tienen la voluntad real y las condiciones mínimas para aprovechar las enseñanzas que ella ofrece y de los medios de que dispone, limitados por ineludibles exigencias económicas”.

El aislamiento exterior, la falta de recursos y el pobre reconocimiento español en el exterior lo recoge el trabajo de José Manuel Cano (CANO PAVÓN, J. (1993), pp. 479-492.) que nos explica donde publicaban los científicos españoles de esa época y así leemos:

“Por lo que respecta a las revistas en las que se ha publicado la investigación española en Química, en el periodo de 1933-36 correspondió un 16,2% a revistas extranjeras y el resto (83,3%) a españolas, mientras que en 1945-50 sólo se publicaron en revistas extranjeras el 3,6% del total. Se produjo en este periodo, por lo tanto un repliegue de las publicaciones hacia las propias revistas nacionales, posiblemente por motivaciones políticas (eran los años de la autarquía económica y el bloqueo internacional). En ambos momentos históricos la revista más utilizada por los investigadores españoles fue Anales de la Real Sociedad Española de Física y Química, aunque en la postguerra destacaron también otras: Ión, Información de Química Analítica, Revista española de Fisiología, Revista clínica española, etc.”

De todos modos, el sentimiento de estar poco valorados en el exterior continuaba en nuestro pensamiento unos años después de que terminara la etapa autárquica y así encontramos un recuerdo de nuestro aislamiento y la falta de reconocimiento exterior en la respuesta de Obdulio Fernández (MONTEQUI DÍAZ DE PLAZA, R. (1962), p. 56.) al discurso de Montequi Díaz de Plaza para la Real Academia de Medicina;

“...película en la que se comentan sólo tres reacciones productoras de cristales, una de ellas la reacción de Montequi, con gran honra para los

españoles, tan acostumbrados al mal trato o al silencio. (Contestación de Obdulio Fernández Rodríguez)”

2- La creación del Consejo Superior de Investigaciones Científicas. A decir de J. Elías (ELIAS, C. (2001), el cambio de la JEA a una institución que representaba la conexión ideológica ante el régimen franquista y lo que consideraba que debía ser la Ciencia vinculada siempre a la religión y la política y sin ningún criterio de independencia fue un retroceso. Coincide J. Ayala Cercero (AYALA CARCERO, F. (2002) con Elías y así encontramos que *”Simplemente, el franquismo produjo un atraso suplementario del país de unos veinte años en años decisivos”*. El CSIC se constituyó sobre la Junta de Ampliación de Estudios y nació inicialmente de la voluntad de control ideológico de la comunidad científica para hacer “ciencia católica”. Según Ibáñez Martín, ministro del régimen tras la guerra- fue el Consejo Superior de Investigaciones Científicas, que, en su opinión, adecuadamente remozado, debería desempeñar un papel clave en la coordinación del sistema público de I+D.

Más ejemplos, donde apreciamos que el espíritu del CSIC estaba impregnado de connotaciones políticas lo podemos encontrar en el preámbulo de la ley que lo regula y así en el trabajo de Poveda (PALAO POVEDA, G. (1990), pp. 142.) encontramos:

“Baste como ejemplo que en el preámbulo de la ley de la creación del Consejo Superior de Investigaciones Científicas (CSIC), se habla de ... imponer con ayuda de la cultura las ideas esenciales que han inspirado nuestro glorioso Movimiento Nacional... En la bibliografía citada en las notas 1 y 2 hay un muestrario inacabable”.

Juan Manuel Sánchez Ron (SÁNCHEZ RON, J. (2005), pp. 8-9.) nos habla de la pérdida que para la Física supuso la abolición de la Junta;

“La junta fue abolida por decreto, siendo sustituida por el Consejo Superior de Investigaciones Científicas, institución central en la historia de la ciencia española desde su creación en 1939 hasta el presente, aunque ahora (y desde hace décadas) compartiendo protagonismo con la universidad. La física, que con los Blas Cabrera, Miguel Catalán, Arturio Duperier, Julio Palacios y otros que habían comenzado a despuntar en el que sería el siglo de la Física, el siglo de la relatividad y la física cuántica, el de los Einstein, Heisenberg, Schrödinger, Bethe y Feynman, por citar algunos, retrocedió décadas: el Instituto Nacional de Física y Química de la Junta, que había sido construido con el dinero de la Fundación Rockefeller (algo insólito en la historia de la Ciencia Española) se convirtió en un Instituto de Química-Física, en el que se prohibió la entrada a Catalán, que tanto prestigio internacional había dado al centro”.

En este periodo, el trabajo de Palao, Varela, López Fernández y Marset (PALAO, G., VALERA, M., LÓPEZ, C. y MARSET, P. (1984), p. 42.) sobre las publicaciones en *Anales* es muy importante para que veamos el peso que llegó a adquirir el CSIC en la

producción científica española en el periodo de posguerra. En este caso nos ofrece una tabla con los centros de procedencia de las publicaciones (Centros Universitarios principalmente las Cátedras de las Facultades de Química, de Farmacia y de Escuelas de Ingenieros Industriales, CSIC, centros públicos, laboratorios industriales y otros:

<i>DISTRIBUCIÓN DE ARTÍCULOS POR CENTROS DE TRABAJO. EVOLUCIÓN QUINQUENAL.</i>						
<i>I VALORES ABSOLUTOS</i>						
<i>Centros de trabajo</i>	<i>1940-45</i>	<i>1946-50</i>	<i>1951-55</i>	<i>1956-60</i>	<i>1961-1965</i>	<i>TOTAL</i>
<i>UNIVERSIDAD</i>	<i>115</i>	<i>251</i>	<i>334</i>	<i>259</i>	<i>230</i>	<i>1.189</i>
<i>CSIC</i>	<i>143</i>	<i>205</i>	<i>208</i>	<i>201</i>	<i>158</i>	<i>915</i>
<i>CENTROS PÚBLICOS</i>	<i>27</i>	<i>10</i>	<i>15</i>	<i>21</i>	<i>61</i>	<i>143</i>
<i>LABORATORIOS INDUSTRIALES</i>	<i>22</i>	<i>4</i>	<i>1</i>	<i>9</i>	<i>8</i>	<i>44</i>
<i>OTROS CENTROS</i>	<i>11</i>	<i>25</i>	<i>39</i>	<i>9</i>	<i>26</i>	<i>110</i>
<i>II VALORES PORCENTUALES</i>						
<i>UNIVERSIDAD</i>	<i>37,0</i>	<i>50,7</i>	<i>55,9</i>	<i>51,9</i>	<i>47,6</i>	<i>49,7</i>
<i>CSIC</i>	<i>44,4</i>	<i>41,4</i>	<i>34,8</i>	<i>40,3</i>	<i>32,7</i>	<i>38,3</i>
<i>CENTROS PÚBLICOS</i>	<i>8,4</i>	<i>2,0</i>	<i>2,5</i>	<i>4,2</i>	<i>12,6</i>	<i>5,6</i>
<i>LABORATORIOS INDUSTRIALES</i>	<i>6,8</i>	<i>0,8</i>	<i>0,2</i>	<i>1,8</i>	<i>1,7</i>	<i>1,8</i>
<i>OTROS CENTROS</i>	<i>3,4</i>	<i>5,1</i>	<i>6,6</i>	<i>1,8</i>	<i>5,4</i>	<i>4,6</i>

Tabla 18. Distribución de artículos por centros de trabajo, evolución quinquenal (1940-1965).

Contagiado el cambio de régimen a todas las instituciones, una institución que sufrió el devenir de la guerra civil y la posterior influencia política fue la Real Sociedad Española de Física y Química. En palabras de Juan Vergara (VERGARA DEL TORO, J. (2004), p. 105.):

“Tras tres años de parálisis, acabada la guerra, expulsados, perseguidos o exiliados sus miembros más dinámicos, la nueva Junta Rectora comenzó la reorganización. Fue nombrado presidente Luis Bermejo aunque por poco tiempo (moriría en 1941). En 1940 aparecieron los Anales y se convocó a los socios para la celebración, en Zaragoza, de la III Reunión general de la Sociedad, demorada por causa de la guerra donde, de paso, “los reunidos ganaran el jubileo” (Anales). Corrían nuevos tiempos. La política se inmiscuía en la Ciencia de forma determinante”.

Otra cita que encontramos donde la política dirige el devenir de la Ciencia, la encontramos en la RSEFQ y nos la da Palao Poveda (PALAO POVEDA, G. (1990), p. 141.) en las conclusiones de su trabajo sobre la influencia extranjera en la investigación Química española al hablar del idioma en que se escribían los resúmenes de este periodo:

“Tanto la RSEFQ como la investigación química pasan por tres etapas en sus relaciones o influencias internacionales, una primera de acercamiento a los países de Eje, entre 1940 y 1943, una segunda de neutralidad en que se intentan reforzar los lazos con los países iberoamericanos, debido al aislamiento internacional, que llega hasta 1948 y una tercera etapa de apertura a los países occidentales. Las bodas de oro de la RSEFQ, en 1953, coinciden con el fin del aislamiento internacional de nuestra investigación.

En relación con lo anterior, los resúmenes de los artículos publicados en los Anales durante 1940 y 1941 se escriben casi todos en alemán; entre 1942 y 1947 se escriben exclusivamente en español y desde 1948 casi exclusivamente en inglés”.

Un ejemplo de ese acercamiento a los países del eje que nos citaba el anterior autor, lo tenemos en el libro de Rocasolano (ROCASOLANO, A. (1941), portada) que se presenta como:

“Catedrático de la Universidad de Zaragoza, Vicepresidente del CSIC; de la real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales; del instituto de España, de la Pontificia Accademia della Science, Nuovi Linceo; de Die Gesellschaft der Wissen chaffen su Göttinger”.

3-Perdida de investigadores en el exilio. Carlos J. Elias (ELIAS, C. (2001). se refiere a los pensionados de la JAE que tras la Guerra Civil tuvieron que exiliarse. Por ejemplo, el matemático Julio Rey Pastor (exiliado en Argentina) y el caso de Miguel Catalán (1894-1957), uno de los jóvenes científicos más prometedores de la época y que aunque químico de formación, a él se debe la aportación más destacada de España a la Física Mundial: introdujo la definición de los multipletes, los cuales constituyen un paso fundamental en el desarrollo de la teoría cuántica y permitía la interpretación de la estructura atómica de los átomos a través de los espectros producidos por los elementos químicos. Este autor (Catalán) también es citado por Lora Tamayo (LORA TAMAYO, M. (1953), pp.23-24.) dentro de las mejores aportaciones de la Ciencia Española durante los primeros cincuenta años del siglo XX diciendo;

“... y Catalán en sus trabajos sobre los espectros del manganeso y del cromo con los que inicia una intensa y sistemática labor felizmente continuada, pudo demostrar que existen términos de multiplicidades más altas que tres, en los elementos de las últimas columnas de la tabla periódica, confirmándolo en el molibdeno, cloro, selenio y otros elementos.

El nombre de “multipletes” con que Catalán denominó a los grupos de líneas de multiplicidad superior a tres, por él descubiertos, en esos espectros, ha adquirido rango internacional y su interpretación ha sido discutida por Sommerfeld y Heisenberg desde el punto de vista de los cuantos internos”.

Otro ejemplo que recuerda la importancia mundial que tuvo Catalán en el desarrollo de la Química lo encontramos en un libro de texto de COU (MIRALLES, L., NAGORE, E. y PASCUAL, R. (1978), p.59). En el capítulo 2.5 dedicado al efecto Zeeman nos dice;

“Fueron muy decisivas las investigaciones del profesor español Miguel Catalán Sañudo (nacido en Zaragoza en 1894 y fallecido no hace muchos años; catedrático de Instituto y Universidad). Observó que en algunos espectros habían rayas más o menos separadas que aparecían o desaparecían según las condiciones experimentales. El desdoblamiento en varias rayas formaba un término múltiple o multiplete”.

Otro pensionado de la JAE que adquirió relevancia internacional y tuvo que exiliarse tras la guerra civil fue el químico Enrique Moles considerado el líder de la química Española en el primer tercio del siglo pasado según Carlos J. Elías (ELIAS, C. (2001). Tras volver a España y pasar por la cárcel, salía en 1945 pero nunca recuperaría su cátedra y tuvo que trabajar para la industria privada.

Un ejemplo de la importancia de Enrique Moles no sólo como científico sino como organizador y preocupado por el desarrollo, mejora y promoción exterior de la Química en España lo tenemos en el discurso del Doctor Obdulio Fernández (FERNÁNDEZ, O. (1934), p. 3) cuando se refiere a él de este modo:

“Después de aquella fecha, los delegados de la Federación Española de Sociedades Químicas no han cesado de propagar las ideas, y de un modo muy especial nuestro diligente secretario, el profesor Moles, cuya terquedad nunca vencida, se ve hoy satisfecha en su noble ambición de ver convertido en realidad, un sueño varios años, turbado por los incidentes de la preparación de una Asamblea de la importancia que podréis apreciar por el número y calidad de los químicos de todos los países del mundo aquí congregados”.

Haciendo un resumen de la pérdida de potencial investigador tras la guerra utilizaremos el trabajo de Palao, Valera, López Fernández y Maset (PALAO, G., VALERA, M., LÓPEZ, C. y MARSET, P. (1984), pp. 43-44.) que claramente nos explica la ruptura que supuso la guerra civil:

“...de los doce autores más productivos indicados en INIESTA y col (1982) (INIESTA M. A.; VALERA, M.; INIESTA, M. A.;MARSET, P. Evolución

de la producción científica en Química en el primer tercio del siglo XX a través de los Anales de la Real Sociedad Española de Física y Química, II congreso de la Sociedad Española de Historia de las Ciencias, Jaca, 1982, (en prensa)) en el periodo anterior a la guerra civil, dos ya habían fallecido antes de su inicio, y de los diez restantes, seis no publican nada, tres publican un solo artículo y sólo uno, J Guzmán publica cinco, todos ellos entre 1940 y 1946”

Para entender aún mejor como fue esa ruptura entre este segundo periodo y el anterior a la Guerra Civil respecto al cambio que se sufrió en el personal investigador, el trabajo de Palao Poveda (PALAO, G. (1990), p. 134.) estudia las autoreferencias en los artículos que se publicaban en los Anales de la Real Sociedad Española de Física y Química, y que son especialmente bajos en el caso de la Química inorgánica:

“...la existencia de escuelas de investigación, o sea, de una investigación continuada vemos que para el periodo de 1940-1945 algo más de los artículos tomados en la muestra no tienen autoreferencias, evolucionando esta situación rápidamente de forma que en el quinquenio siguiente, 1946-1950, suben al 71% los artículos que las llevan, lo que indica que las escuelas se han ido asentando, o, visto desde otra perspectiva, más de la mitad de la investigación española inmediatamente posterior a la guerra, no tiene precedente en la efectuada con anterioridad a la misma”.

<i>Evolución quinquenal de Artículos con autoreferencias, por áreas.</i>					
<i>Numericas.</i>	<i>Q. Física</i>	<i>Q. Orgánica</i>	<i>Q. Analítica</i>	<i>Q. Técnica</i>	<i>Q. Inorgánica</i>
<i>1940-1945</i>	<i>9</i>	<i>8</i>	<i>3</i>	<i>6</i>	<i>3</i>
<i>1946-1950</i>	<i>12</i>	<i>13</i>	<i>8</i>	<i>4</i>	<i>7</i>
<i>1951-1955</i>	<i>11</i>	<i>12</i>	<i>11</i>	<i>7</i>	<i>7</i>
<i>1956-1960</i>	<i>11</i>	<i>12</i>	<i>9</i>	<i>8</i>	<i>8</i>
<i>1961-1965</i>	<i>14</i>	<i>13</i>	<i>10</i>	<i>10</i>	<i>8</i>
<i>Porcentual</i>	<i>Q. Física</i>	<i>Q. Orgánica</i>	<i>Q. Analítica</i>	<i>Q. Técnica</i>	<i>Q. Inorgánica</i>
<i>1940-1945</i>	<i>64,3</i>	<i>53,3</i>	<i>30</i>	<i>60</i>	<i>30</i>
<i>1946-1950</i>	<i>80,0</i>	<i>86,7</i>	<i>66,7</i>	<i>40</i>	<i>70</i>
<i>1951-1955</i>	<i>73,3</i>	<i>80</i>	<i>91,7</i>	<i>70</i>	<i>70</i>
<i>1956-1960</i>	<i>73,3</i>	<i>80</i>	<i>75</i>	<i>80</i>	<i>80</i>
<i>1961-1965</i>	<i>93,3</i>	<i>86,7</i>	<i>83,3</i>	<i>90,9</i>	<i>88,9</i>

Tabla 19. Evolución quinquenal de Artículos con autoreferencias, por áreas entre 1940 y 1965.

Por desgracia únicamente no podemos decir que fue la pérdida de los que tuvieron que exiliarse o perdieron sus puestos de trabajo, sino que también se dieron los casos de aquellos que fueron víctimas de la guerra, así en su trabajo, José Manuel Pavón (CANO, J. (1996), p. 332) encontramos:

“Por último, de Jesús Yoldi Bereau, catedrático de de Química General – desde 1924 a 1936, año en que murió fusilado por su pertenencia a la Izquierda Republicana-...”

Como en todas las guerras, las víctimas civiles fueron en ambos bandos y ya no sólo en el área investigadora sino otros ámbitos como puedan ser el de la publicación de textos. La guerra destruyó relaciones de muchos años y así en el prólogo de la doceava edición del libro del profesor Eduardo Vitoria (VITORIA, E. (1940), prólogo.) , leemos;

“Ésta 12ª edición va acompañada del recuerdo de nuestro editor, D. MIGUEL CASALS GAMBUS, asesinado vilmente por los rojos en la noche del 6 de septiembre de 1936. Recuerdo triste por un lado, al perder un amigo tan querido y tan bondadoso, glorioso por otro, pues su alma voló al cielo, ostentado la palma del martirio; porque el Sr Casals fue fusilado por la sola razón de haber sido siempre fervoroso católico y sincero amante de España”.

En el prólogo de la primera edición del texto de Eduardo Vitoria (VITORIA, E. (1910), prólogo), el autor reconoce los esfuerzos y la importancia del editor anterior en la publicación de su obra y podemos hacernos idea de lo larga que fue la relación entre el autor y el editor.

“El manual sale, pues, dentro de sus estrechos límites, iluminado con profusión y elegancia; por su parte el editor, Sr Casals, no ha perdonado gasto ni cuidado a fin de lograr que el libro, que ofrece al público, no vaya a la zaga de las mejores obras que sobre análogos temas se publicaran: prueba de ello son la excelente clase del papel, la perfección de los tipos, la limpieza de las figuras y el hermoso conjunto de la obra, cuya impresión honra a su acreditado establecimiento”.

4- El que se permitiera la lectura de tesis fuera de la Universidad madrileña (hacia 1954 en las otras universidades de España, empezando por la de Salamanca, recuperan la capacidad de expedir títulos de doctor) fue un hecho que favoreció la investigación en España como nos dice Cano Pávon (CANO, J. (1996), p. 347):

“Un hecho que, a la larga, tendría una gran importancia sobre la investigación española sería la autorización de que las tesis doctorales pudieran ser leídas en cualquier universidad, ya que hasta entonces sólo la Universidad de Madrid estaba autorizada para ello. Esto resto importancia administrativa a los catedráticos madrileños y aumento la independencia de los grupos investigadores del resto de España”.

2.5.3. El tercer periodo (1960 a 1969). Es un periodo de apertura al exterior y establecimiento de relaciones internacionales. Se beneficia el país de la inversión exterior aunque mantiene el mismo régimen político que transcurrió en el periodo anterior. Como características destacables para nuestro estudio podemos encontrar:

1- Apertura internacional y un desarrollo económico acelerado basado en la entrada de capital extranjero.

Según Francisco J. Ayala-Carcero (AYALA, F. (2002), la idea de que tras más de un siglo de lenta preparación, el arrastre del fuerte desarrollo europeo a partir de 1945 (turismo, remesas de la emigración, inversión extranjera) hizo que España, en la década de 1960, durante el franquismo, materializara el despegue económico de la etapa anterior.

Palao Poveda (PALAO, G. (1993), p. 143) encuentra una interesante relación en su trabajo de la influencia económica extranjera y el dinero destinado del PIB a la investigación química española por parte del CSIC. A mayor dinero destinado del PIB a investigación mayor es el número de artículos publicados:

“Existe un paralelismo impresionante entre el número de artículos recogidos en los Anales, los artículos realizados en colaboración fuera de nuestro país y el % del PIB destinado al CSIC. Este último supuso el 0,018% en 1945, el 0,031% en 1950, el 0,028% en 1955, el 0,019% en 1960 y el 0,056% en 1965. Como vemos, sube entre 1940 y 1950, baja hasta 1960 y tiene una subida importante a partir del plan de desarrollo”.

2.5.4. El cuarto periodo (1970 a 1974)

Según Carlos J. Elias (ELIAS, CARLOS, (2001), las universidades españolas mejoraron en 1969 con la ley Villar Palasí. Hasta entonces los hitos científicos más importantes en la ciencia española están relacionados con el regreso de científicos españoles con éxito profesional demostrado en otros países, fundamentalmente los Estados Unidos. Por ejemplo podemos citar el regreso de Nicolás Cabrera (hijo de Blas Cabrera) desde la Universidad de Virginia donde era catedrático de Física a la Universidad Autónoma de Madrid, creada en 1969 gracias a la Ley Villar Palasí. Sin embargo, al principio de los setenta, la Ley Villar Palasí que propugnaba la autonomía universitaria- se crearon, además de la Autónoma de Madrid, la de Bilbao y Barcelona- fue restringida y muchos de los científicos que vinieron a España entre ellos Luis Bel, inventor del tensor que lleva su nombre y que trabajaba en el Instituto Luis Poincaré de París, se fueron de España al no ver claro en que acabaría la transición política española.

La realidad educativa española comienza con el establecimiento de la Ley General de Educación (Ley 14/1970, de 4 de agosto, General de Educación y Financiación de la Reforma Educativa. B. O. del E. Núm. 187. 6 agosto 1970, p. 12.525.) afectó a todo el sistema educativo. En ella leemos;

“El sistema educativo nacional asume actualmente tareas y responsabilidades de una magnitud sin precedentes. Ahora debe proporcionar oportunidades educativas a la totalidad de la población para dar así plena efectividad al derecho de toda persona humana a la educación y ha de atender a la preparación especializada del gran número y diversidad de profesionales que requiere la sociedad moderna”.

Por otro lado, además de la reforma en la legislación educativa, tenemos que contar en este principio de la década con el despegue de la economía española que ya venía de los años 60 y la llegada de ayudas económicas del exterior en forma de convenios (Orden de 12 de enero de 1971 por la que se ratifica el Convenio de Crédito firmado por el Distrito Federal de los estados Unidos de Norteamérica el 30 de junio de de 1970 por el Señor Embajador de la nación en Washington y el Presidente del Banco Internacional de Reconstrucción y Fomento para educación. B. O. del E.- Núm. 16. 19 enero 1971. p. 773.) para obtener créditos como por ejemplo con los Estados Unidos de América;

“... por el que se autoriza a este Ministerio para firmas un Convenio de Crédito con el banco Internacional de reconstrucción y Fomento por la equivalencia en divisas de 12 millones de dólares de los Estados Unidos, para la financiación de un proyecto sobre construcción, equipo y puesta en marcha de determinados Centros de educación. ... El texto literal de dicho Convenio se publicó en el “Boletín Oficial de Estado del 23 de octubre de 1970”.

Respecto a las publicaciones científicas, en la segunda mitad de los años sesenta, y en especial de los años setenta, se produjo una fuerte subida que con ligeras fluctuaciones, se mantiene actualmente, pasándose de los 741 artículos de 1970 a los casi 6000 de 1990; es decir, el volumen de publicaciones se ha multiplicado por ocho en veinte años. Las causas de este despegue no pueden atribuirse únicamente a causas económicas como nos explica Cano Pavón (CANO, J. (1990), pp. 483-484.):

“Este crecimiento, realmente espectacular, también constatado por López Fernández et al para la Física, ha debido tener, indudablemente causas múltiples, que no pueden asociarse exclusivamente con la expansión económica española, pues durante los últimos veinte o veinticinco años ha habido periodos de expansión (desde mediados de los sesenta a 1972), y desde 1985 a 1990, alternados con épocas de recesión. Estas causas múltiples se han traducido en el aumento del número de investigadores, de los centros de investigación, y de los medios materiales. El incremento del número de personas dedicadas a la investigación ha sido significativo, a causa de: a) el establecimiento, a partir de 1969 del sistema de dedicación exclusiva del profesorado universitario, b) la dotación a fines de 1968 de las becas de formación del personal investigador, con unas retribuciones aceptables, c) la creación de nuevos cuerpos de profesorado universitario estable (1965: profesores agregados, 1972: profesores adjuntos), d) el incremento espectacular de las plazas de profesores universitarios, tanto por el aumento del número de facultades como por los incrementos de plazas dentro de cada una de ellas. Entre 1970 y 1990 el número de plazas de catedráticos universitarios se ha quintuplicado (5000 en la actualidad), y aún ha sido mayor el aumento en las plazas de profesores adjuntos titulares. Las plazas de investigadores del CSIC, por el contrario no han experimentado incrementos importantes en los últimos veinte años, aun cuando se ha producido un relevo generacional en los diferentes centros investigadores”.

CAPÍTULO III. INVESTIGACIÓN EMPÍRICA DE LOS LIBROS DE TEXTO.

3.1. Objetivos específicos.

3.2. Muestra estudiada. Selección de libros.

3.3. Selección de ítems, términos significativos. Índice analítico del campo de estudio para facilitar un estudio posterior.

3.3.1. División de los ítems en categorías: clásica, precuánticas y cuánticas.

3.4. Aparición de los códigos en los textos.

3. Investigación empírica de libros de texto.

3.1. Objetivos específicos.

Uno de los objetivos de este trabajo es hacer un estudio cuantitativo de como las ideas sobre la constitución del átomo se fueron introduciendo en los libros de texto en España. En el periodo de nuestro estudio se solapan en los textos, el desarrollo de las ideas clásicas, precuánticas y cuánticas sobre la constitución del átomo. Pensamos que el estudio de esta evolución de las ideas según distintos niveles (universitarios y preuniversitarios) puede ser interesante para estudios posteriores tanto para el modelo atómico como para extrapolar la introducción de nuevas ideas en otros ámbitos. Otro objetivo de nuestro trabajo ha sido realizar un catalogo de los libros y de los contenidos que aportan respecto a la constitución del átomo. Así presentamos dos anexos conteniendo los códigos encontrados: Uno con los códigos ordenados cronológicamente (Anexo I) y otro con cada libro con sus códigos correspondiente (Anexo II)

3.2. Muestra estudiada. Selección de libros.

La búsqueda de libros para nuestro trabajo se ha realizado principalmente en la Biblioteca Nacional de España, además de en las bibliotecas de las Facultades de Química, Físicas y Farmacia de la U.C.M, la Universidad Politécnica de Madrid, la Biblioteca del C.S.I.C y en la biblioteca central de la U.N.E.D. De la búsqueda se han eliminado los libros de Física General que aunque pudieran contener capítulos referidos a la constitución del átomo no son el motivo de este estudio. Aunque seguramente no se hayan encontrado todos los libros publicados en nuestros periodos de estudio pensamos que el volumen de libros que contienen estas bibliotecas hacen significativa nuestra muestra aunque sin embargo se podrá ampliar en el futuro.

Nuestro material de estudio consiste en 62 publicaciones repartidas de la siguiente forma:

- Libros y publicaciones específicas de Mecánica Cuántica. Hemos consultado 8 libros. Los dos primeros son de 1935 y pertenecen al mismo autor, Juan Puig Villena. Uno es una breve idea de la mecánica ondulatoria y el otro trata de la teoría corpuscular de la luz. Puig Villena era profesor de Instituto en Alcoy. El siguiente libro que hemos encontrado es de un Químico y farmacéutico, Pla Dalmau que introduce las ideas cuánticas en su libro de *la materia y el átomo* con una primera impresión de 1939. Posteriormente encontramos una publicación de la Universidad de Sevilla de 1942, *los enlaces químicos según la mecánica ondulatoria* y ya en el segundo lustro de los años cuarenta es donde encontramos 3 libros más. Con estos tres libros pensamos que los contenidos que tratan son lo suficientemente amplios y actualizados para reconocer que el nivel de los libros específicos de esta nueva mecánica realizado por autores españoles es suficiente claro de que las ideas de la Mecánica Cuántica están totalmente asentadas en los cursos específicos.
- Libros de Química General de primer curso de Universidad. (24). El primer libro de Universidad que hemos utilizado es de 1928 y el último de 1977 que aunque se sale del año límite del último periodo (1975) se muestra en la línea de los anteriores de su década. Los textos están nombrados como tratados, manuales, compendios, elementos y fundamentos de Química General o Química inorgánica o simplemente Química General o Química Inorgánica. Siempre que ha sido posible hemos elegido las primeras ediciones y si alguna de las ediciones posteriores mostraba algún cambio significativo en los contenidos de la constitución del átomo se ha incluido de nuevo en la lista de libros.
- Libros de texto de los cursos preuniversitario de químicas. (38). El primer texto que hemos encontrado es de 1932 y el último analizado es de 1978. Nos ocurre lo mismo que en el caso anterior, aunque algunos se salen del año 1975, se mantienen en la línea de los anteriores y por eso los hemos considerado. Hemos intentado que los libros fueran del curso previo a entrar a la Universidad aunque

debido al curso selectivo de carácter general implantado en 1953 hemos incluido los libros de química de este selectivo también en este apartado.

Para conocer si los libros que hemos consultado en nuestra muestra son significativos, hemos encontrado muy útiles las distintas bibliografías que hemos encontrado en los textos.

Para los libros de Química General del nivel universitario hemos encontrado un libro muy interesante que nos permite conocer los textos importantes de nuestro primer periodo. La Documentación Bibliográfica de María Serrallach (SERRALLACH, M. (1946), p. 3.) en donde la autora nos explica las intenciones que persigue para la recopilación de los textos de su documentación bibliográfica y en su que capítulo referido a los elementos bibliográficos de la literatura química nos dice:

“...no pretende presentar una relación completa de todas las obras publicadas hasta la fecha en sus respectivas especialidades, pues no nos sería posible ni por su número, ni las circunstancias actuales nos permiten tenerlas a nuestro alcance (ni aun en forma de referencia)... Nos limitaremos a dar una idea, además de las obras clásicas, de las principales aparecidas a partir de 1920 aproximadamente, los cuales hemos...”

De los libros que cita la autora para su índice bibliográfico en Química General de autores españoles contamos en nuestro estudio con todos los autores y sus libros. Luis Bermejo Vidal; Emilio Jimeno; Manuel Lora Tamayo; Ignacio Puig; Eugenio Saz; Eduardo Vitoria. De los libros que nos cita hay dos que no aportan ninguna idea sobre la constitución del átomo; Él de Antonio Rius Miró *Curso Experimental de Química* dedicado a prácticas de laboratorio y él de José Clavera y Ramón Portillo *Practicum de Química* que es un libro de bolsillo para seguir la marcha analítica en las prácticas de Química Analítica. Encontrar un libro como este de 1946 nos ha sido muy útil para hacernos una idea de los libros que se consideraban importantes en esa fecha.

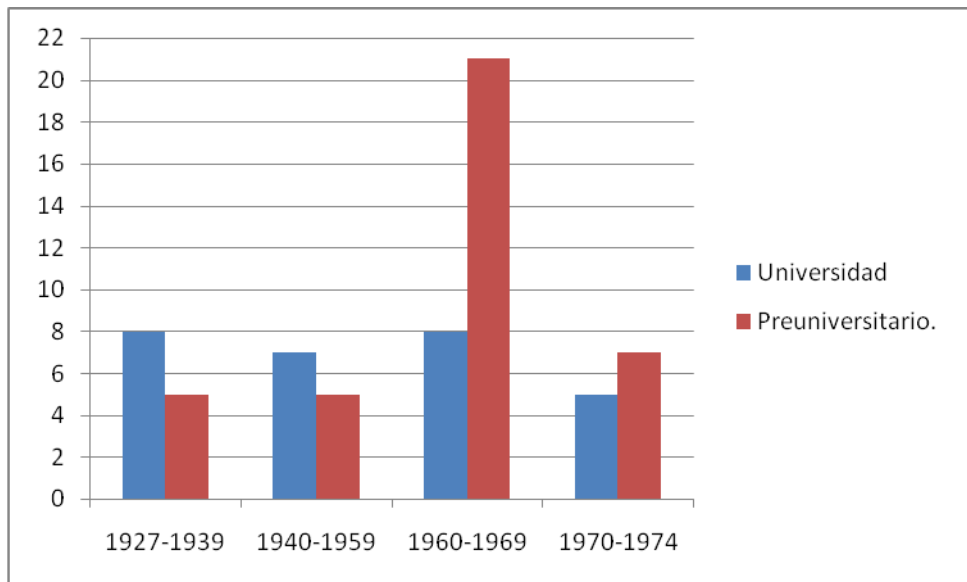
Ya a finales de la década de los setenta en la bibliografía del libro de apuntes para COU de Norberto Cuartero Requejo encontramos que cita varios libros españoles como el de Esteban J. M. y Cabanillas J. M. *“Iniciación a la Química Superior”* de la editorial Alhambra S.A., Madrid, (1965), Fernández M. *“Introducción a la Química Superior”* de Ediciones Anaya, Salamanca, (1973), Sancho J. *“Química General”* Editorial Romo, Madrid, (1973) y Usón R. *“Química Universitaria Básica”*, Editorial Alhambra S.A. Madrid, (1970) que se encuentran en nuestro estudio. Hay un libro citado en esta bibliografía que no hemos consultado por no poder conseguirlo de ninguna manera y son unos apuntes de Ferrando I. *“Apuntes de Química general”* Editado por la Universidad de Zaragoza. Zaragoza (1978). El resto de los libros de la bibliografía son extranjeros. No es fácil encontrar textos que citen bibliografía española para hacernos una idea de la relación entre los textos extranjeros y españoles que se usan en los libros de nuestro estudio. Los libros que aporta el texto de Norberto Cuartero de COU los hemos organizado en una tabla:

Libros que aporta la bibliografía.	Libros Españoles consultados en nuestro estudio	Libros españoles NO consultados en nuestro estudio	Libros extranjeros presentados en la bibliografía.	Libros no consultados por salirse del periodo de estudios
15	4	1	9	ARIÑO A. y SEBASTIÁN C. "Química, temas básicos" Editorial general. Zaragoza. (1978)

Tabla 20. Libros que aporta la bibliografía del libro de C.O.U de Norberto Cuartero.

Sin embargo en un libro del mismo año para COU escrito por profesores del Instituto Químico de Sarriá (I.Q.S) (GILLEN, J., JULIA, S., MASANA, J. y PASCUAL, A. (1981). de los 15 libros citados en su bibliografía general ninguno es español con lo que puede parecer que el nivel de nuestros textos españoles no es del todo adecuado o preferido por algún sector de nuestros químicos. Ya hemos comentado anteriormente que un problema de nuestros textos ha sido la falta de contenido original.

Ahora presentaremos los libros consultados separados por periodos y niveles.



Gráfica 5. Libros consultados en nuestro estudio por periodos y niveles.

Aunque nuestros periodos de tiempo no recogen la misma cantidad de años, sorprende el hecho de que la década de los sesenta a nivel preuniversitario hayamos encontrado 21 libros muy por encima de la media. Ya hemos comentado que en los años sesenta la tendencia en España había cambiado respecto a un mayor número de estudiantes de

ciencias que de letras, 4 a 1. El éxodo rural en la postguerra a las ciudades, el aumento de la natalidad una vez terminada la guerra civil, la mejora de la economía y un mayor acceso a la educación pueden justificar este incremento en la presencia de textos de química de uso común para todos los estudiantes de ciencias.

3.3 Selección de ítems. Términos significativos. Índice analítico del campo de estudio para facilitar un estudio posterior.

Para clasificar la información contenida en los textos, hemos establecido 44 ítems que se refieren a conceptos, autores o experiencias establecidos en la constitución del átomo tanto desde el punto de la Mecánica Clásica como de la Mecánica Cuántica intentando en la medida de lo posible ir de menor a mayor complejidad y en orden cronológico. Para nuestros libros específicos de Mecánica Cuántica no se han observado todos los códigos (teoría clásica y precuántica) sino solo los que se refieren a esta nueva Mecánica Cuántica.

Los ítems seleccionados son los expondremos a continuación. Estos ítems se podrían ampliar en estudios posteriores.

En la elección de los ítems hemos partido de libros de Química General de los años ochenta buscando encontrar un referente para un libro podamos definir como un texto modelo. Sin embargo, como ya hemos leído en la descripción de los libros de texto a lo largo del capítulo 2, hay diversos factores que influyen como puedan ser la introducción de aspectos históricos, la presencia de ideas ya superadas, complejidad matemática de los conceptos expuestos, su utilidad para apoyar sus clases presenciales, objetivos de los textos, presencia de modelos más fáciles de visualizar... que han considerado en mayor o menor medida los autores a la hora de redactar sus textos y que puede hacer que una categoría u ítem no esté desarrollada en el texto pero sin embargo el concepto y la idea subyazca en el texto y sea dado por supuesto o evitado su cita por el autor por como hemos dicho, muchos motivos. Como ejemplo de esta ausencia premeditada pro el autor, presentamos el ítem de la experiencia de Geiger y Marsden (Rutherford) bombardeando una lámina de oro que en el texto de Inpiens Lacasa (IPIENS, A. (1954), p. 26) no lo consideramos presentado al no describir la experiencia aunque es claro que el autor la conoce y la utiliza en el desarrollo de su texto y así escribe:

“En virtud de una serie de observaciones experimentales, cuya descripción no cabe aquí supuso Rutherford, en 1911, que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente alrededor del cual giran electrones negativos...”

Y lo mismo ocurre con Jimeno Emilio (JIMÉNEZ, E. (1944), p. 46.) en el mismo ítem;

“Rutherford fue el primero en aceptar la teoría nuclear. Experimentos que no corresponden al propósito de este libro...”

Para localizar e identificar los ítems, haremos un pequeño resumen de las teorías y los acontecimientos que llevaron al desarrollo de la teoría atómica en las tres primeras décadas del siglo XX. Para ellos utilizaremos el buen trabajo de Francisco Aragón (ARAGON DE LA CRUZ, F. (2004), pp. 235-244.) que los desarrolla magníficamente

y nos permite presentar con una breve y clara explicación todos los ítems que vamos a ir recogiendo en los libros de texto y es el grueso de nuestro estudio.

“En principio presentamos las partículas nucleares que su descubrimiento iba empezando a desentrañar la constitución atómica. J. J. Thomson (1856-1940), trabajando con gases a muy bajas presiones, o gases enrarecidos, a los que comunicaba una corriente eléctrica de alto voltaje, detectó un hecho experimental que resultó transcendental en el estudio de la naturaleza de la materia. Descubrió que los gases se escindían en una corriente de partículas de masa pequeñísima y de carga negativa y que eran siempre iguales, cualquiera que fuese el gas empleado, y en una corriente de partículas de masa ya considerable. Los primeros constituidos por electrones, y los segundos, los rayos positivos o rayos canales, que ya habían sido descubiertos por el físico alemán E. Goldstein, en 1886.

Thomson en el estudio de los rayos canales llega al descubrimiento del protón y el aislamiento de los isótopos. Por el conjunto de estos trabajos obtuvo el Premio Nobel de Física del año 1906

Se han encontrado más partículas nucleares pero no las necesitamos para el conocimiento de la estructura nuclear al nivel que lo estamos estudiando. La última en descubrirse aunque ya se había predicho su existencia fue el neutrón que lo descubrió Chadwick en 1932. La dificultad para descubrirlo radica en su carga neutra que la hace no reaccionar en presencia de campos eléctricos.

*Como modelos, el primer modelo fue el de Thomson (1904) que era muy simple. Para él el átomo consistiría en una esfera de carga positiva en cuyo interior estarían unos gránulos de carga negativa, los electrones. Thomson, profesor de Física de la Universidad de Cambridge, publica en el *Philosophical Magazine* un trabajo titulado “On the structure of the atom, an investigation of the stability and periods of oscillation of a number of corpuscles arranged at equal intervals around the circumference of a circle, with application of the results to the theory of atomic structure” utilizando por primera vez la mecánica y el electromagnetismo clásico propone su modelo que consiste en una esfera de electricidad positiva y un cierto número de electrones con carga negativa girando en órbitas sumergidas en esta esfera y neutralizando su carga.*

*De un modo paralelo aunque con menor repercusión en 1904, un profesor japonés de la Universidad de Tokio, H. Nagaoka, interesado en espectroscopia atómica, publica en el *Philosophical Magazine* del mes de mayo un trabajo, donde describe un modelo atómico semejante al planeta Saturno, e inspirado, según él, en los estudios de Maxwell sobre este*

planeta; en este modelo los electrones giran alrededor de un núcleo de carga positiva.

En 1908, von W. Ritz, experto en espectroscopia atómica, desde Gotinga (Alemania), publica una serie de trabajos, que destaca el titulado, "Magnetische atomfelder und serienspektren", donde describe un modelo abstracto a base de dipolos magnéticos, que permite una formulación adecuada para relacionar las líneas de los espectros atómicos, llamado "el principio de combinación de Ritz".

En 1909, H. Geiger y E. Marsden, ayudantes de Rutherford, publican el trabajo "On a diffuse reflection of the α particles" y dicen textualmente en la página 495: "una pequeña fracción de las partículas α lanzadas sobre una lámina metálica cambiaron su dirección de tal forma que emergieron de nuevo por el lado de incidencia" esta observación experimental fue fundamental para el modelo atómico desarrollado por E. Rutherford.

Rutherford, profesor de Física de la Universidad de Manchester, en 1911 propone otro nuevo modelo, el átomo sería una especie de sistema planetario en pequeño, en el que alrededor del núcleo girarían los electrones en unas órbitas. No obstante, este modelo estaba en completa contradicción con las leyes electromagnéticas, por lo que el electrón terminaría por precipitarse sobre el núcleo cumpliendo la ley de Maxwell.

El físico Danés Niels Bohr en 1913 combina la idea del modelo de Rutherford con la teoría cuántica de Planck, teoría por la que este último obtuvo el premio Nobel de Física (1918) y a la que también acudió Einstein para explicar el fenómeno fotoeléctrico descubierto por él y por el que recibió el premio Nobel de Física en 1921. Bohr de regreso de Manchester, en Copenhague, publica tres trabajos que llevan el título común "On the constitution of atoms and molecules". El primero apareció en julio de 1913 "En orden de explicar los resultados sobre la dispersión de los rayos α por la materia, el profesor Rutherford ha dado una estructura de los átomos; de acuerdo con esta teoría, los átomos consisten en un núcleo cargado positivamente rodeado de un sistema de electrones retenidos por las fuerzas atractivas del núcleo, la carga total negativa de los electrones es igual a la carga positiva del núcleo. Además se asume que en el núcleo está la parte esencial de la masa del átomo y que tiene unas dimensiones considerablemente menores que las del átomo. El número de electrones se deduce que es aproximadamente igual a la mitad del peso atómico. Es de gran interés este modelo atómico, pues la existencia del núcleo como Rutherford ha puesto de manifiesto, es necesaria para dar cuenta de los resultados de los experimentos sobre el gran ángulo de dispersión de los rayos α "

Bohr necesita introducir una serie de postulados para justificar la existencia de unas órbitas que serían estacionarias y para determinar cuando se producirían en un átomo una absorción o emisión de energía. Con este modelo se consiguieron calcular con una gran concordancia las rayas del espectro del hidrógeno y determinar de forma teórica la constante de Rydberg, obtenida empíricamente por Balmer.

Sommerfeld en 1916, introdujo ciertas modificaciones para perfeccionar el modelo de Bohr considerando que las órbitas de los electrones además de ser circulares podían ser elípticas. En su trabajo “Zur quantentheorie spektrallinien” introduce nuevos números cuánticos, para poder situar los electrones en órbitas elípticas en el espacio; serán tres para fijar sus coordenadas tridimensionales, posteriormente será necesario introducir otro nuevo número cuántico, para ajustar más la teoría a la realidad; se justificará con el giro del electrón sobre sí mismo, llamado espín, del electrón con dos opciones de giro.

A su vez a estos modelos dinámicos aparecen otros estáticos donde los electrones se sitúan en unas posiciones fijas manteniendo una simetría. Son los modelos de W. Kossel (1916), Gilber N. Lewis (1916) y Langmuir (1919) pero tanto unos como los otros se tuvieron que sustituir por la mecánica cuántica y los métodos estadísticos que pudieran explicar el modelo del átomo y olvidar definitivamente la búsqueda de una imagen del mundo atómico semejante al que nos rodea.

Louis de Broglie en 1924, introdujo los principios de la mecánica ondulatoria en el concepto y propiedades del electrón. Lanza la hipótesis de que los electrones en movimiento, como cualquier otra partícula, llevarían asociada una onda cuya longitud de onda dependería de su velocidad y de su masa. Con ello supone al electrón dotado de una naturaleza dual, como partícula y como onda. En la tesis de de Broglie “Investigación sobre la teoría de los cuántos” solamente aparece una vez su famosa fórmula $\lambda = h/m_0v$ de una forma explícita en el capítulo de mecánica estadística donde de Broglie calcula el momento de las moléculas de un entorno que forma ondas estacionarias. Con la prueba experimental de la difracción de los electrones llegaría el Premio Nobel para Luis de Broglie en 1929.

El principio de incertumbre expresado por el físico alemán W. Heisenberg en 1927, lanza la idea de sustituir la exactitud en el conocimiento de la posición y la velocidad del electrón por la noción de probabilidad. Y en 1926 el físico suizo Schrödinger realiza un complejo desarrollo matemático mediante el cual consigue establecer una relación entre la amplitud de las ondas de de Broglie y la densidad electrónica en cualquier punto del espacio atómico”.

Un breve resumen de las fechas más significativas de nuestro estudio es el siguiente;

1900	Planck, Teoría cuántica.
1905	Einstein, teoría especial de la relatividad, concepto del fotón.
1911	Rutherford, Átomo nuclear
1913	Bohr, teoría cuántica del átomo.
1915	Einstein, teoría general de la relatividad.
1923	Louis de Broglie, Se inicia la mecánica cuántica.
1925	Heisenberg, mecánica de matrices
1926	Schrödinger, mecánica ondulatoria

Tabla 21. Fechas significativas en las teorías clásicas y cuánticas del modelo atómico.

De todos estos descubrimientos y teorías sobre la constitución atómica hemos seleccionado los siguientes ítems para nuestro trabajo;

- | | | |
|--|--|---|
| 1- Discontinuidad de la materia. Átomos. | 2- Tubo de Crookes. | 3- Experiencia de Millikan. |
| 4- Experiencia de Glodstein. | 5- Neutrones (Chadwick, electrones nucleares) | 6- Otras partículas nucleares |
| 7- Hacer referencia a p,n,e para el estudio del átomo. | 8- Modelo de Thomson. | 9- Experiencia de Geiger y Marsden (Rutherford) |
| 10- Espectros de emisión. | 11- Balmer, Lyman, Paschen, Brackett y Pfund. | 12- Cita a Rutherford |
| 13- Modelo planetario. | 14- $Fc = Fe$ (estable) | 15- Cita a Bohr. |
| 16- $Fc = Fe$ (inestable) | 17- Cita a Maxwell. | 18- Órbitas definidas. |
| 19- Pisos y subpisos. | 20. $2n^2$ | 21- K, L, M, N... |
| 22- s, p, d, f. | 23- Órbitas como niveles de energía. | 24- Órbitas estacionarias no emiten energía. |
| 25- $\Delta E = h\gamma$ pero no aporta la fórmula. | 26- $\Delta E = h\gamma$. Aportando la fórmula. | 27- $mvr=h/(2\pi)$. No aporta la fórmula. |
| 28- $mvr=h/(2\pi)$ | 29- Sommerfeld. | 30- Órbitas elípticas. |
| 31- Números cuánticos. | 32- Principio de exclusión de Pauli. | 33- Planck. No aporta la fórmula. |
| 34- Planck. Aporta la fórmula. $E = h\gamma$. | 35- Cuerpo negro. | 36- Fotón. |

37- $E = mc^2$.	38- Teoría de Lorentz-Einstein.	39- De Broglie
40- Schrödinger.	41- Heisenberg.	42- Densidad, nube electrónica orbital, probabilidad...
43- Hibridación.	44- spin.	45- Principio de Hund.

Para tener una explicación más detallada de cada uno de los códigos que hemos empleado en nuestro estudio, emplearemos principalmente las explicaciones del profesor Lahera (LAHERA, J. (1995). pp. 83-114) que los presenta clarísimamente;

- 1- Discontinuidad de la materia: Antes de que la física estableciera alguna teoría consistente sobre la estructura íntima del átomo, la química se había desarrollado sobre la idea básica de la discontinuidad de la materia: la materia está constituida por partículas indivisibles llamadas átomos. Aunque ya en la antigua Grecia se formularon suposiciones filosóficas (Demócrito) en este sentido, la teoría atómica de la materia fue establecida con base experimental por Dalton. (LAHERA 1995, p.96)
- 2- En 1879 Crookes observó que si en un tubo que contiene gas a baja presión, se aplica en sus extremos un potencial elevado se producen unos rayos que emergen desde el polo negativo (cátodo) al positivo (ánodo) del tubo. Perforando el ánodo y recogiendo tales rayos en una copa metálica colectora, puede comprobarse que se trata de cargas eléctricas negativas. (LAHERA, 1995, p. 97)
- 3- Millikan (1900) con su célebre experimento de la gota de aceite lograría una nueva medida de la carga del electrón. (LAHERA, 1995, p. 98)
- 4- Era evidente, que si los átomos, neutros, contienen electrones, debe haber otras partículas positivas. Glodstein había observado, en 1886, que en condiciones adecuadas también en los tubos de descarga tipo Crookes se producían rayos que emergen hacia el polo negativo del tubo, Estos rayos podían estudiarse experimentalmente haciéndolos pasar por campos eléctricos u magnéticos, de la forma habitual. Se infirió así una partícula positiva, denominada protón. (LAHERA, 1995, p. 99)
- 5- Muy tardíamente los neutrones fueron detectados por Chadwick en 1932. (LAHERA, 1995, p. 99)
- 6- Otras partículas elementales, neutrinos, positrón, mesones... (LAHERA, 1995, pp.99-100.
- 7- Para el desarrollo de la física atómica es suficiente hacer referencia solo al protón, neutrón y electrón. (LAHERA, 1995, p. 100)
- 8- J. Thomson sugirió un modelo en el que los átomos son como esferas compactas por un conglomerado de electrones y protones, unidos y revueltos, las acciones eléctricas entre las cargas se neutralizan mutuamente, dando estabilidad al conjunto. (LAHERA, 1995, p. 100)
- 9- La exploración del átomo fue así diseñada por Geiger y Marsden en sus experiencias clásicas realizadas en 1911 por sugerencia del propio Rutherford.

Utilizaron como proyectiles las partículas procedentes de una partícula radioactiva, que hicieron incidir sobre finísimas laminas de materia (en particular, oro, fácilmente laminable) (LAHERA, 1995, p. 100)

10- En los comienzos de la física atómica se estudiaron con detalle los espectros de emisión de gases (hidrógeno, helio...) contenidos en tubos Geissler, a los que se aplicaba una elevada diferencia de potencial. Se encontró que el hidrógeno daba un espectro no continuo, sino formado por unas determinadas radiaciones (espectro de rayas). (LAHERA, 1995, p. 102)

11- Cita a Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. (LAHERA, 1995, pp. 102-103)

12- Cita el nombre de Rutherford.

13- Rutherford fue el primero que supuso la estructura general, que actualmente se atribuye a los átomos: un núcleo central con una corona, o mejor, envoltura de electrones, que giran alrededor de dicho núcleo en órbitas circulares o elípticas, y sobre sí mismos con movimientos de rotación, distribuidos en pisos y subpisos, según explicaremos más adelante. (SAZ, E. (1940), p. 90.)

14- $F_c = F_e$ (estable) En 1913, Bohr propuso, desde la base de los hechos experimentales de su época, un modelo del átomo más sencillo, el hidrógeno, como un sistema constituido por un protón nuclear y un electrón externo en órbita a su alrededor. Ya que la fuerza centrípeta proviene de un campo de interacción electrostática protón-electrón, ambos con la misma carga (en valor absoluto) tendremos; $mv^2/r = e^2/(4\pi\epsilon r^2)$ (LAHERA, 1995, p. 103)

15- Cita a Bohr.

16- 906. Esta representación de Rutherford implica inestabilidad esencial espontánea en el átomo, porque el electrón gira alrededor del núcleo, acabará por precipitarse sobre éste, porque al perder energía en su rotación, el círculo de giro se irá achicando continuamente. –Además deja sin explicar la distribución de las rayas espectrales. (VITORIA, E. (1929), p. 907)

17- Pero su velocidad cambia sin cesar de magnitud y dirección, y según la teoría electromagnética de Maxwell, cualquier aceleración del electrón va acompañada de emisión de ondas electromagnéticas, con lo que, al perder energía, el electrón perdería velocidad y disminuiría el radio de su órbita hasta precipitarse en el núcleo, describiendo una espiral y, de este modo, desaparecería el átomo. Esta onda electromagnética debería, según eso, comprender todas las frecuencias posibles, con lo que el espectro del átomo sería continuo, en lugar de presentar las rayas espectrales características que la experiencia nos manifiesta. (DE LA GRANJA, A. (1969), p. 15.)

18- En aquella época (1930), y también hoy, se supone que alrededor, a modo de sistema planetario, se mueven en círculos o elipses o esferas concéntricas, otros electrones negativos o negatrones (satélites) con determinada velocidad y a determinada distancia. (VITORIA, E. (1943), p. 839.)

19- Capas, Subpisos, subgrupos, suborbitas. ...envoltura de electrones, que giran alrededor de dicho núcleo en órbitas circulares o elípticas, y sobre sí mismos con movimientos de rotación, distribuidos en pisos y subpisos, según explicaremos más adelante. (Saz, S. J. Eugenio. Fundamentos de la Química general según la teoría de las valencias positivas y negativas, 1943, Pág 90.) Para poder explicar esto había que suponer que cada nivel energético determinado por el número cuántico n, era en realidad una serie de subniveles muy próximos. (BUSTOS, C. (1964), p. 83.)

- 20- Deducir que el número máximo de electrones posibles en el nivel de número cuántico n es dado por $N=2n^2$. (LAHERA, 1995, p. 116.)
- 21- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. (IPIENS LACASA, A. (1934), p. 27)
- 22- Generalizando, cada nivel tiene tantos subniveles como indica el número cuántico n . (LAHERA, 1995, p. 114)
- 23- Órbitas como niveles de energía. la teoría muestra la existencia en el átomo de niveles de energía discretos; la espectroscopia indica que los espectros del hidrógeno y similares son discontinuos: hay una relación formal evidente. (LAHERA, 1995, p. 107)
- 24- La órbita estable del electrón se caracteriza porque corresponde a una longitud de onda “completa” de la correspondiente onda asociada del electrón. (LAHERA, 1995, p. 105)
- 25- $E - E' = h\nu$. Parece razonable la suposición de Bohr de que en el tránsito de un electrón desde un estado excitado a otro más bajo, la aparente pérdida de energía se emite en forma de fotón de radiación y es aplicable la radiación cuántica $\Delta E = h\nu$. No aporta la fórmula. (LAHERA, 1995, p. 107)
- 26- Código 25 sin fórmula y código 26 presenta la fórmula $E - E' = h\nu$.
- 27- La realidad indica también que el electrón considerado, mediante aportaciones de energía externa, pasa a otras órbitas más lejanas del núcleo, cuyos radios deben cumplir también la condición de estabilidad: $mvr = h/(2\pi)$. (LAHERA, 1995, p. 105)
- 28- Código 27 sin fórmula y 28 con fórmula.
- 29- Cita a Sommerfeld.
- 30- Teoría de Sommerfeld. Desde la perspectiva de la física clásica, el átomo, como sistema de fuerzas centrales admitía un tratamiento más amplio; posibilidad de órbitas elípticas. (LAHERA, 1995, pp. 111-112)
- 31- Números cuánticos, n, l, m, s . (LAHERA, 1995, pp. 114-115)
- 32- Principio de exclusión de Pauli. Un estado cuántico viene determinado por unos valores concretos de estos números cuánticos. En general, el principio de exclusión de Pauli postula que en un átomo no puede haber dos electrones que posean iguales los cuatro números cuánticos, es decir, que estén en el mismo estado cuántico; aun en el caso de mayor analogía, los electrones tendrán espines opuestos. (LAHERA, 1995, p. 114)
- 33- Planck sugirió la hipótesis de la discontinuidad de la emisión de energía. Los átomos radiantes se comportan como osciladores, pero cada oscilador puede absorber o emitir energía en forma cuantizada, no continua y cada cuanto de radiación es $E = h\nu$. (LAHERA, 1995, p. 78)
- 34- Código 33 sin fórmula y 34 con fórmula. $E = h\nu$.
- 35- Los físicos de la época manejaron como cuerpo emisor de radiación el modelo del cuerpo negro. (Lahera, 1995, pág. 78). Se denomina cuerpo negro, aquel que es capaz de absorber todas las radiaciones que inciden sobre él, cualquiera que sea su longitud de onda, y por ello al calentarlo emitirá todas las radiaciones absorbidas en forma de la llamada radiación negra (realmente no es negra a altas temperaturas). (LÒPEZ, C. (1964), p. 76-77.)
- 36- Einstein, en 1905, con mayor audacia, propuso la idea de cuantización también para su propagación y, singularmente, interacción con la materia. La

concepción cuántica del fotón permitió describir con brevedad y elegancia la teoría de los nuevos fenómenos: emisión fotoeléctrica y efecto Compton. (LAHERA, 1995, pp. 78-79)

37- Según la teoría relativista de Einstein, a una pérdida de masa le corresponde un aumento de energía. Ahora bien, la suma de dos protones y dos neutrones que forman el núcleo de helio, en estado libre, es igual a 4,032076; en cambio, constituyendo el núcleo, su peso global es: 4. Luego ha habido una pérdida de materia igual a la diferencia de los dos pesos, a esto se llama índice de ligadura o efecto de empaquetamiento. Así parece razonable la suposición de Bohr de que en el tránsito de un electrón desde un estado excitado a uno más bajo, la aparente pérdida de energía se emite en forma de un fotón de radiación, y es aplicable la relación cuántica $\Delta E = h \cdot \gamma$. (LAHERA, 1995, p. 107)

38- Además, suponiendo las órbitas elípticas en el perihelio, o sea, en las proximidades del núcleo, la velocidad de los electrones mayor que en las lejanías; de aquí que resulte un desplazamiento del perihelio, fenómeno que influye también en los espectros atómicos. (GALMES, J. (1946), p. 43.)

38- Por fin, de Broglie, en 1924, ha corregido unir al caso triunfal de la cuantización la energía de las partículas en movimiento no periódico, asociando a cada una de ellas una onda cuya longitud λ está relacionada con su cantidad de movimiento o impulso conforme a la fórmula $\lambda = h/mv$. La idea, un tiempo antagónica, de corpúsculo y onda, la naturaleza, irreducible de rayos corpusculares y electromagnéticos, se funden ahora en la misma concepción integradora como la cara y cruz de una misma realidad. (SAZ, E. (1943), p. 106.)

39- Schrödinger. En la ecuación de Schrödinger el cuadrado de (ψ) nos mide la probabilidad de encontrar allí al electrón. Obsérvese que se trata de probabilidad y no cabe ya hablar por lo tanto de órbitas en las que necesariamente tendrían que encontrarse los electrones sino de zonas de máxima probabilidad, pues fuera de ellas existe posibilidad también de encontrarles, mientras que en los espacios comprendidos entre las órbitas de Bohr eran zonas "prohibidas" para los electrones. La función (ψ) se denomina función orbital o simplemente orbital. Cada orbital puede tener como máximo dos electrones (Pauli). (LÓPEZ, C. (1964), p. 88.)

40- La causa de las diferencias entre unas y otras teorías deberemos explicárnosla admitiendo que, como dice Heisenberg, es muy probable que las concepciones que no pueden revelarse ni medirse de ningún modo, ni siquiera mediante experiencias ideales, no corresponden exactamente a la realidad, tal como nosotros la imaginamos. (CALVET, E. (1934), p. 250.)

41- A partir de 1926, principalmente por Schrödinger y Heisenberg, se desarrolló la física cuántica moderna. (LAHERA, 2005, p. 118) Conceptos como mecánica cuántica, orbitales, nube electrónica, probabilidad.

42- Hibridación de orbitales. La configuración del átomo de carbono aislado es: $1s^2 2s^2 2p^2$. Ello es debido a que un electrón, se ha elevado desde el orbital 2s al 2p (menos estable) adquiriendo la configuración: $1s^2 2s^2 p^3$. Ello es debido a que el orbital 2s y los tres orbitales 2p forman 4 orbitales híbridos (combinados) equivalentes entre sí. (DÍAZ, L. (1965), p. 77.)

43- Spin. El electrón (-) tiene dos movimientos, de translación y de rotación. Pág 827-437. Según investigaciones hechas por Uhlenbeck y Goudsmit, los electrones, no sólo giran alrededor del núcleo, sino también de sí mismos,

movimiento análogo al de la rotación de la Tierra. (VITORIA, E. (1940), p. 492.)

44- Principio de Hund. El principio de máxima multiplicidad o de Hund, que puede enunciarse diciendo que: cuando para valores dados de n y l existen varios orbitales definidos por diferentes valores de m_s , estos orbitales se semiocupan primero y el emparejamiento de electrones no comienza hasta que todos los orbitales están semiocupados. (USÒN LACAL, R. (1970), p. 46.)

3.3.1. División de los ítems en categorías: Clásicas, precuánticas y cuánticas.

Los ítems para nuestro estudio los hemos clasificado en tres categorías. Una primera perteneciente a ideas clásicas de la concepción atómica principalmente siguiendo las ideas de Rutherford como puede ser seguir un sistema planetario, órbitas definidas, espectros..., otra categoría que hemos llamado precuántica conteniendo las ideas de Borh basadas en Planck con ideas como los saltos electrónicos, niveles de energía, números cuánticos... y en la tercera categoría llamada cuántica hemos recogido a los autores de la mecánica cuántica y las ideas asociadas como orbital, nube electrónica...

De los 44 ítems que hemos presentado en el apartado anterior no todos los hemos empleado para esta parte de nuestro estudio. Hay ítems como el modelo de Thomson, citar los protones, neutrones y electrones como las partículas necesarias para explicar el modelo atómico... que aunque los hemos recogido en nuestro trabajo no los hemos considerado dentro de estas tres categorías por presentarse muy dispersamente citados en los textos.

IDEAS CLÁSICAS	IDEAS PRECUÁNTICAS.	IDEAS CUÁNTICAS.
Crookes Exp de Millikan Rayos anódicos Electrones_nucleares Neutrón=protón+neutrón Neutrón Átomo de Thomson Exp. de Rutherford Espectros Espectroscopistas Rutherford Sistema planetario Fc=Fe Órbitas definidas Capas Subcapas 2,8,18,32 $2n^2$ Electrones por capa K,L,M,N... O. elíptica	Cita Bohr Fc=Fe inestable Cita Maxwell Niveles energía Subniveles energía s.p.d.f Órbitas estacionarias $E - E' = h\nu$ sin fórmula $E - E' = h\nu$ con fórmula $mvr = h/(2\pi)$ sin fórmula $mvr = h/(2\pi)$ con fórmula Sommerfeld Números cuánticos Principio de Pauli Planck sin fórmula Planck con fórmula Cita Planck Cuerpo negro fotones $E = mc^2$ Lorentz Einstein	De Broglie Schrödinger Heisenberg Nueva mecánica Orbital Nube electrónica Probabilidad Hibridación Spin Principio de Hund
17 códigos.	17 códigos.	10 códigos

Tabla 22. Códigos separados por teorías; clásica, precuántica y cuántica.

3.4. Aparición de los códigos en el tiempo.

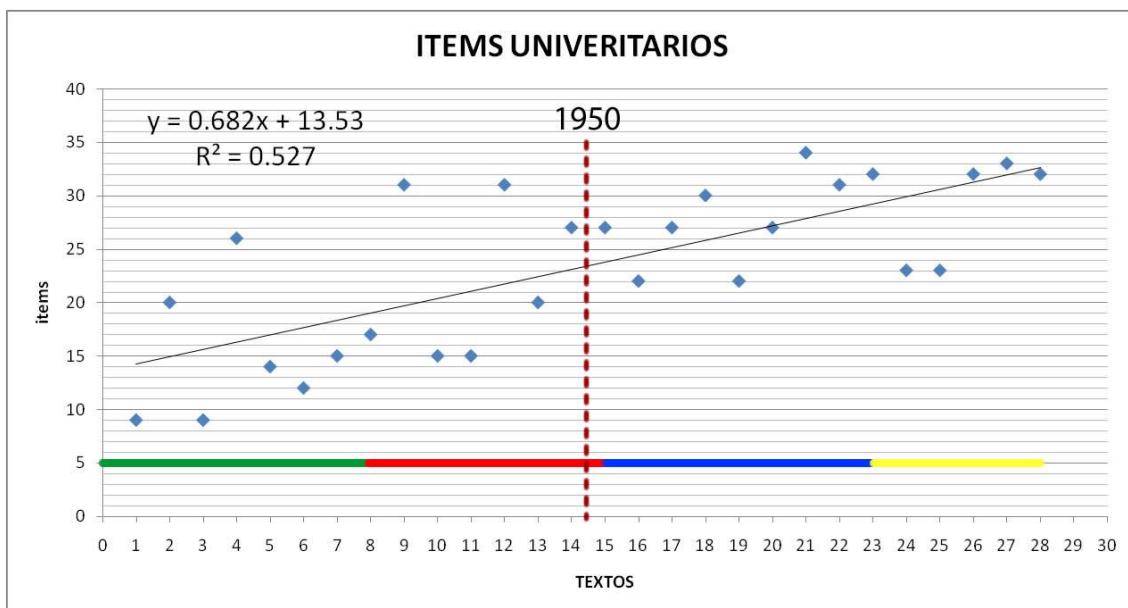
La aparición de los ítems en los libros de texto universitarios y preuniversitarios va aumentando según pasa el tiempo, es decir, los autores van incluyendo ítems en los textos y construyendo así el cuerpo teórico del modelo atómico con conceptos y experiencias que los autores estiman que deben presentar en sus textos. En el caso español, son muchos los libros que pretenden apoyar las clases y pocos los que se quieren establecer como un texto de referencia y consulta. Esta introducción de ítems en los textos, se hace de un modo gradual. Partiendo del caso de los textos universitarios desde los 13 ítems y los 9 en los preuniversitarios al principio de nuestro estudio, estos aumentan con el tiempo hasta que se igualan al final de nuestro estudio sobre los 32 ítems sumando los dos niveles. Estos 32 ítems los encontramos citados en la totalidad de los libros de texto de Química General de la década de los ochenta. Aun aumentando tanto en textos preuniversitarios y universitarios, en los textos universitarios, la aparición de los ítems se presenta un poco más “agrupada” y “temprana” que en los textos preuniversitarios .

De los 44 ítems primeramente seleccionados, hemos terminado trabajando con 38 ítems que son los siguientes;

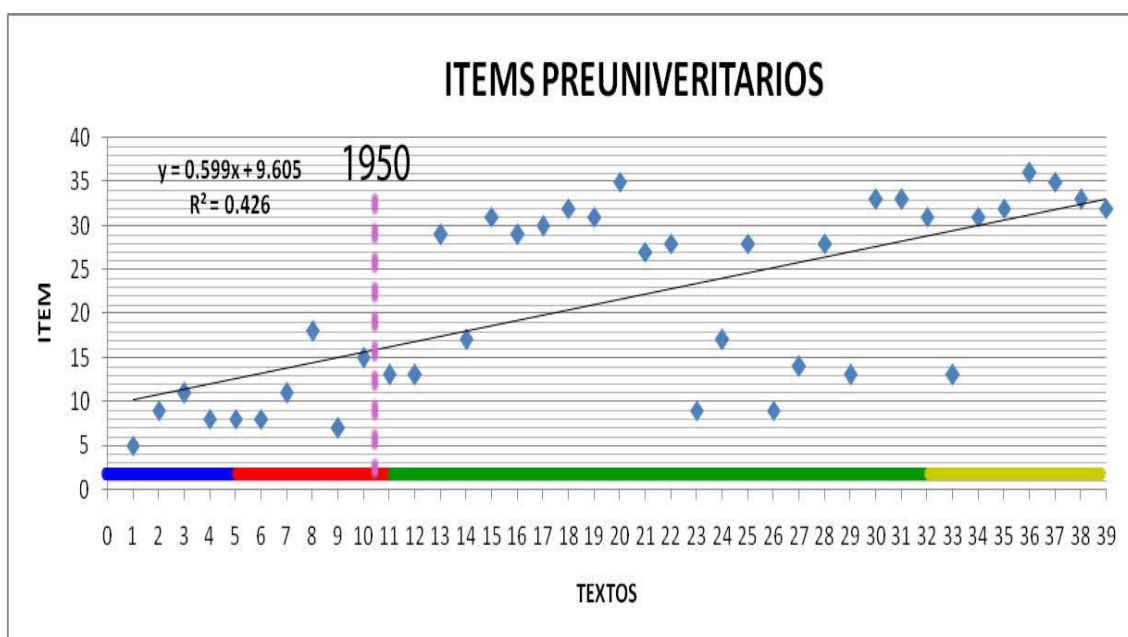
Ítems considerados en esta parte del estudio.		
CLÁSICA	PRECUÀNTICA	CUÀNTICA
1. Tubo de Crookes.	16. Cita a Bohr.	29. Cuerpo negro.
2. Experiencia de Millikan.	17. $F_c = F_e$ inestable.	30. Fotón.
3. Experiencia de Goldstein.	18. Cita a Maxwell.	31. $E = m \cdot c^2$.
4. $n = p + e$ o neutrón.	19. s, p, d, f.	32. Teoría de Lorentz-Einstein.
5. Átomo de Thomson.	20. Órbitas como niveles de energía.	33. De Broglie.
6. Experiencia de Geiger y Marsden (Rutherford).	21. Órbitas estacionarias no emiten energía.	34. Schrödinger.
7. Espectros de emisión.	22. $\Delta E = h \cdot \gamma$.	35. Heisenberg.
8. Cita espectroscopistas.	23. $mvr = h / (2\pi)$.	36. Nube, densidad, probabilidad electrónica.
9. Cita a Rutherford.	24. Sommerfeld.	37. Hibridación.
10. Modelo planetario.	25. Números cuánticos.	38. Principio de Hund.
11. $F_c = F_e$.	26. Principio de exclusión de Pauli.	
12. Órbitas estacionarias.	27. Spin.	
13. Número de electrones $2n^2$	28. Planck.	
14. K, L, M, N...		
15. Órbitas elípticas.		

Tabla 23. Ítems considerados en esta parte del estudio.

En las siguientes gráficas presentamos el número de items que presentan los 28 textos universitarios y los 39 textos preuniversitarios de nuestro estudio por orden cronológico.



Gráfica 6. Presentacion en el tiempo de los items en los libros universitarios.



Gráfica 7. Presentación en el tiempo de los códigos en los libros preuniversitarios.

Al trabajar en nuestro estudio con producciones intelectuales encontramos que las rectas presentan unos valores de R^2 muy bajos (0,527 en los textos universitarios y 0,426 en los preuniversitarios). Al influir tantos factores no fácilmente cuantificables como la claridad de la presentación de los contenidos, utilización de aspectos históricos ya superados, empleo de modelos muy visuales o abstractos, factores sociales como las reformas de los planes de estudio, políticos como una guerra civil con su postguerra

desvinculada de la etapa anterior. económicos como el coste de imprimir reediciones mejoradas o corregidas... difícilmente podríamos encontrar una progresión lineal pero entendemos que son gráficas que aportan una lectura interesante.

Lógicamente el cambio producido en la enseñanza de la Química a mediados de los años cincuenta pasándose de la descripción de elementos y compuestos a adquirir un mayor cuerpo teórico pensamos que se refleja en la mayor aparición de ítems relacionados con el modelo atómico. Hemos señalado el año 1950 y aunque en el caso español esa tendencia seguramente llegará más tarde, la escasa publicación de libros nuevos en la década de los cincuenta hace pensar que no encontraremos muy mezclados ese planteamiento tan descriptivo con el que propone un mayor desarrollo teórico de la estructura atómica. En principio, un mayor desarrollo teórico respecto a la estructura del átomo supone un mayor número de ítems reflejados y en contra, un mayor peso de la parte descriptiva limita la presentación de ítems referidos a la descripción del átomo. Así encontramos que anteriormente al año cincuenta hay mayoría de textos por debajo de esa recta que supone el aumento lineal en lo ítems a lo largo del tiempo y a partir de esa fecha la mayoría de los textos se muestran por encima de esa recta.

Textos		Anterior a 1950	Posterior a 1950
Universitarios	Encima	5 textos 36%	8 textos 62%
	Debajo	9 textos 64%	5 textos 38%
Preuniversitarios	Encima	1 textos 10%	19 textos 68%
	Debajo	9 textos 90%	9 textos 32%

La siguiente tabla muestra la numeración y el año que corresponde a cada libro de las gráficas anteriores (gráfica 6 y 7).

1	LFA28	9	20	SGJ64	27	1	PI32	5	20	FGRIA65	35
2	VE29	20	21	LBC64	34	2	MPJ33	9	21	CE65	27
3	GRA31	9	22	DL65	31	3	MDPR33	11	22	BEMB65	28
4	CE34	26	23	DGAM69	32	4	MGJ33	8	23	RVJ66	9
5	ILA34	14	24	ULR70	23	5	OZL35	8	24	GJ66	17
6	PDJM35	12	25	DLA72	23	6	GLLJ42	8	25	RCI66	28
7	GRA35	15	26	LCR73	32	7	VA44	11	26	RFRV67	9
8	LTM35	17	27	ESA74	33	8	DPL46	18	27	PBM67	14
9	VE40	31	28	MRJ77	32	9	YMRCL46	7	28	ELD67	28
10	BVL40	15				10	NGELC47	15	29	MCVF68	13

11	ILA41	15				11	ESACS59	13	30	GMCNC68	33
12	ES43	31				12	MRO60	13	31	VSP68	33
13	JE44	20				13	CMR61	29	32	VFAJ69	31
14	GJ46	27				14	LFJL61	17	33	GBC72	13
15	ILA54	27				15	BRU63	31	34	FGM73	31
16	GJ61	22				16	RVM64	29	35	VFAJ75	32
17	CMR61	27				17	RG64	30	36	MLAGM76	36
18	EBJMCR63	30				18	GRF65	32	37	CCMA77	35
19	OBJ63	22				19	SSJVB65	31	38	MLAC78	33
									39	EEFA78	32

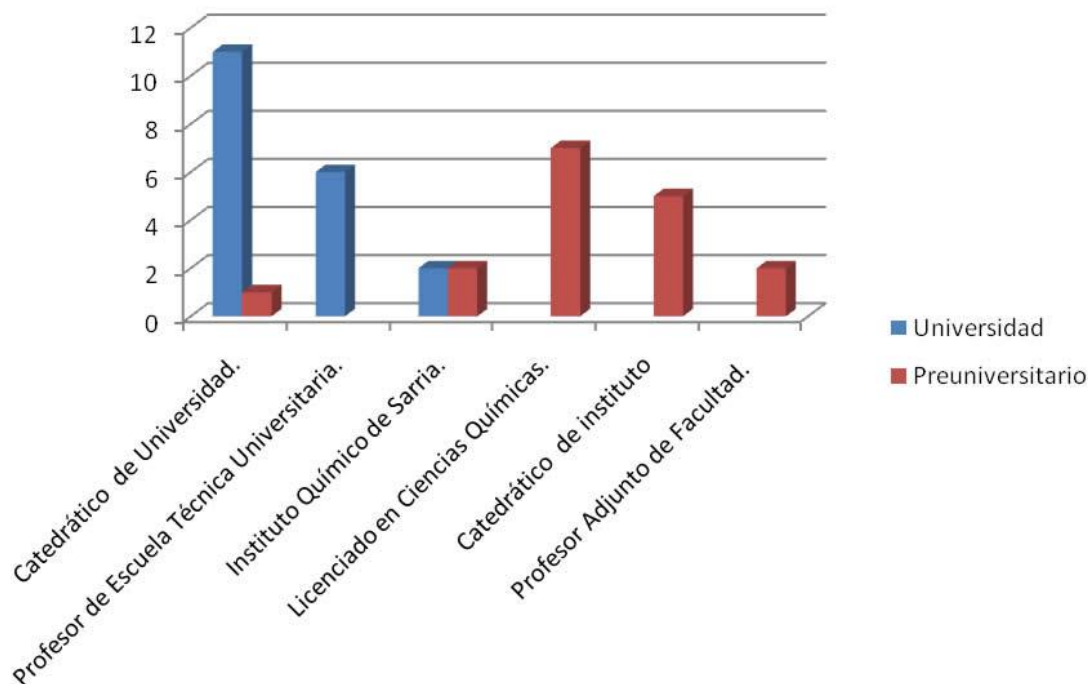
Tabla 24. Numeración correspondiente a los libros universitarios y preuniversitarios consultados y empleados en los anexos I y II.

Capítulo 4- ANÁLISIS

- 4.1. Titulaciones de los autores.
- 4.2.1. Libros de texto Universitarios de Química General.
 - 4.2.1.1. Primer periodo.
 - 4.2.1.2. Segundo periodo.
 - 4.2.1.3. Tercer periodo.
 - 4.2.1.4. Cuarto periodo.
- 4.2.2. Libros de texto Preuniversitarios de Química.
 - 4.2.2.1. Primer periodo.
 - 4.2.2.2. Segundo periodo.
 - 4.2.2.3. Tercer periodo.
 - 4.2.3.4. Cuarto periodo.
- 4.2.3. Comparación libros Universitarios y Preuniversitarios.
- 4.2.4. Libros específicos de Mecánica cuántica.
 - 4.2.4.1. Primer periodo.
 - 4.2.4.2. Segundo periodo.
 - 4.2.4.3. Resto de periodos.
- 4.3. Relación entre los códigos según aparecen en los periodos para los niveles de química general universitaria y preuniversitaria.

4. Análisis.

4.1 Titulaciones de los autores: El lugar donde realizaban su trabajo los autores que han escrito los textos que hemos estudiado, los podemos clasificar a nivel universitario y preuniversitario en la siguiente tabla:



Gráfica 8. Titulación y lugar de trabajo de los autores de los textos de nuestro estudio.

Para ver una mayor descripción de las titulaciones de los autores de los libros por niveles podemos ver el ANEXO III. En general podemos decir:

Libros de Química General: La totalidad de los textos escritos para la universidad están escritos por profesores que trabajan en la Universidad. Los textos los escriben Catedráticos de Universidad principalmente de las facultades de Química y Farmacia aunque también encontramos un porcentaje elevado de autores, catedráticos, de Escuelas Técnicas Universitarias. El Instituto Químico de Sarriá (Universidad privada vinculada a los Jesuitas) presenta dos textos muy importantes y conocidos que con sus distintas ediciones se prolonga a lo largo de todo nuestro estudio.

Los libros de Preuniversitario: En esta categoría ocurre lo mismo que en el caso anterior, los libros están escritos por autores que trabajan en el nivel para el que escriben. Los libros los escriben Catedráticos de Instituto y profesores de Instituto aunque encontramos algún caso de profesor adjunto de Universidad. Otro grupo importante son los que se identifican solamente como licenciados en Química aunque parece segura su relación con la docencia quizás en la escuela privada.

Como conclusión podemos decir que los libros a nivel de Química Cuántica y Química General para los estudios de Universidad son escritos por catedráticos de Universidad, con una alta presencia de farmacéuticos. A nivel de cursos del nivel de Preuniversitario se escribe mayoritariamente desde los institutos o licenciados en Química seguramente relacionados con la docencia y desaparece la presencia de autores provenientes de la Facultad de Farmacia.

4.2. Concepciones atómicas según los ítems encontrados en los distintos periodos por niveles.

En este apartado tratamos de presentar que idea del modelo atómico ofrecían los libros de texto en los distintos periodos. Los descubrimientos de las partículas elementales obligó a proponer un modelo de cómo estaban distribuidas en el átomo. En nuestro estudio sobre la introducción de las nuevas ideas sobre la constitución del átomo en los libros de texto nos encontramos con un modelo clásico que fue novedoso en la primera década del siglo XX y que se tenía que introducir en los textos. Este modelo corregido por Bohr con las ideas cuánticas de Planck con sus éxitos al poder explicar el átomo de hidrógeno se enfrentaba también a sus fracasos ya que no podía explicar el equilibrio del electrón en su órbita estacionaria si no era con un postulado. A grandes rasgos estos nuevos descubrimientos junto a esta nueva teoría tenían que hacerse con un espacio en los textos ocupado completamente por la descripción de propiedades y reacciones de elementos y compuestos que suponían el cuerpo de conocimiento de la Química. Este modelo atómico no estaba totalmente asentado y buscaba encontrar su lugar en la enseñanza de la química ya que todavía no dotaba a ésta de un cuerpo teórico que explicara el comportamiento de las reacciones y propiedades de átomos y moléculas, lo que generaba una situación poco estable para un modelo atómico. En la década de los veinte, se propone un modelo que rompe con las ideas que gobernaban el mundo macroscópico proponiendo para el mundo microscópico del átomo ideas donde la masa, la luz y la energía se entremezclan y aspectos tan tangibles hasta entonces como la masa y la posición pierden su sentido puramente clásico para entrar a formar parte de una probabilidad a la hora de cuantificarla y localizarla. En esta situación donde se mezclan modelos es donde comienza nuestro trabajo de estudiar cómo se introducen en los textos estas distintas ideas.

Hemos ido libro a libro, localizando los ítems y ahora es el momento de presentar y estudiar los ítems. Anteriormente hemos tratado de conocer los factores sociales, económicos, políticos... que influyeron en los autores pero también hemos tratado de conocer que planteamientos didácticos y opiniones tenían los autores y que les ha podido llevar a presentar unos ítems o no en sus textos; la claridad en los planteamientos eliminando toda polémica, la utilidad para los estudiantes, la actualización científica... El primer problema a la hora de estudiar los textos que se nos plantea es; ¿Cómo podemos considerar que la mayoría de los textos aceptaban un ítem en un periodo determinado? ¿Cómo podemos conocer que ideas del átomo se presentaban mayoritariamente en los textos en un periodo concreto?

No hemos encontrado estudios que nos pudieran orientar en cuanto a establecer un porcentaje que nos marcara que un ítem está aceptado. Hemos decidido que la presencia de un ítem citado por encima del 70% en los textos de un periodo determinado es suficiente para considerarlo como aceptado a la hora de establecer un modelo que en general se debía enseñar y conocer para un nivel y periodo determinado pero siempre tendremos que tener en cuenta nuestros resultados dentro de un contexto y una relación

entre los periodos. Entendemos que el 70% es un valor que hemos establecido de un modo arbitrario pero la progresión que muestran muchos de los ítems que encontramos en nuestro trabajo nos hace pensar que su aparición es razonable y sigue, desde nuestro punto de vista, una secuencia lógica.

A pesar de nuestra amplia búsqueda, la falta de textos suficientes para hacer un amplio estudio estadístico ha sido un inconveniente. Las circunstancias sociales, políticas, económicas... en que se encontraba nuestro país ya hemos visto que no eran las más adecuadas y encontrándonos en la periferia de la actualidad científica mundial nuestra producción propia no podía ser muy amplia. Además no hemos considerado porque se salía de nuestro estudio aunque sería interesante considerarlos para futuros trabajos, los textos traducidos de autores extranjeros que podían haber sido utilizados tanto como ampliación y consulta de los textos españoles usados en las clases o como los únicos libros de texto para usar durante el curso por los alumnos.

El número de libros consultados, por periodos y niveles son los siguientes.

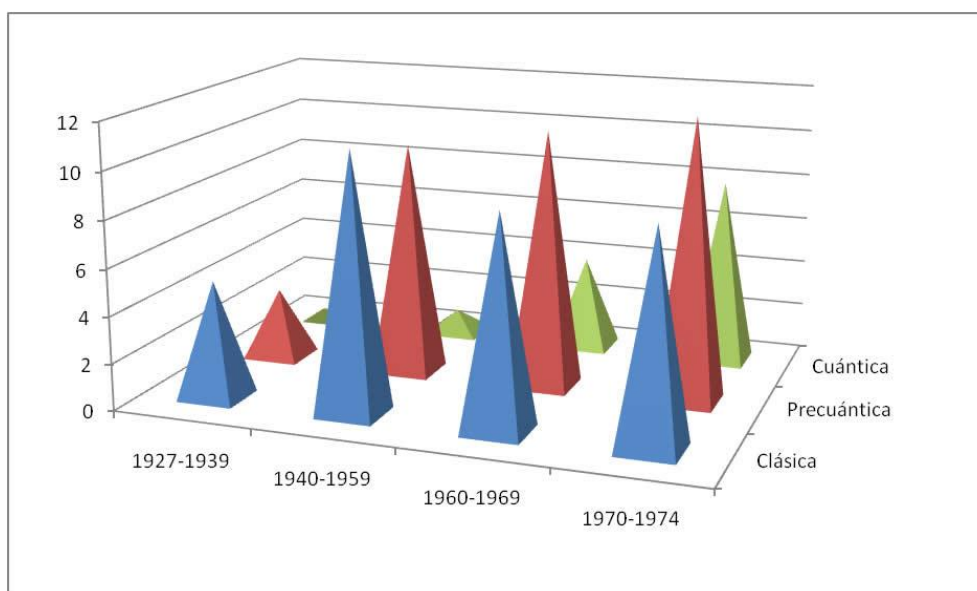
Códigos	1918- 1939		1940-1959		1960-1969	1970-1975
Específicos de mecánica cuántica		1935-39 3 libros	1940-50 6 libros			
Universitarios	8		7		8	5
Preuniversitarios	5		6		21	7

Tabla 25. Número de libros consultados según periodos y niveles.

4.2.1. Libros de texto Universitarios de Química General.

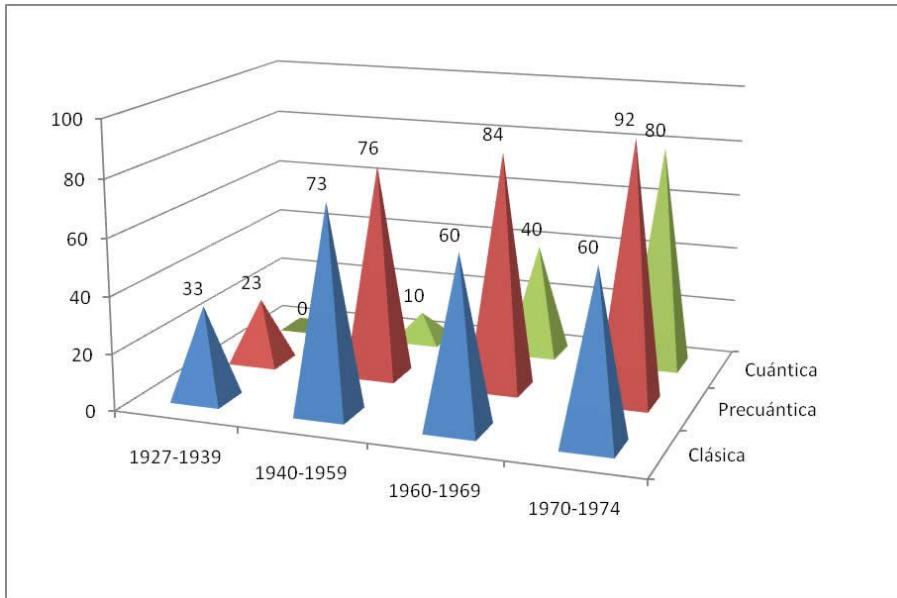
Los ítems analizados aumentan su presencia en los textos a lo largo del tiempo. En general, a mayor complicación conceptual como es pasar de unas ideas clásicas a unas cuánticas, más tardan en aparecer. Así en el primer periodo, hasta los años cuarenta predominan las ideas clásicas dedicadas principalmente a presentar las partículas atómicas y una idea de órbita fija para los electrones. Ya en el segundo periodo entran con fuerza las ideas precuánticas del átomo compartiendo importancia con las clásicas. En los años sesenta empiezan a introducirse ideas cuánticas haciendo que la parte clásica de descripción de las partículas atómicas pierda presencia a medida que las ideas precuánticas de Borh aumentan. En los años setenta sigue la tendencia de aumentar la presencia de ítems precuánticos y cuánticos manteniéndose los ítems clásicos que a lo largo del tiempo se han consolidado como básicos.

Como hemos dicho anteriormente, hemos aceptado un ítem cuando se presenta citado por encima del 70%. Aunque entendemos que es una decisión arbitraria, por ejemplo en la siguiente gráfica, encontramos sentido a esta selección ya que primero se introducen conceptos clásicos fácilmente asimilables por la comunidad científica que van aumentando su presencia hasta que llegan a ser superados por otras ideas más complejas y disminuyen su presencia al llegar a los años sesenta donde se mantienen las ideas clásicas en los textos pensamos que por un motivo histórico. Los ítems precuánticos entran con fuerza en el segundo periodo y en los siguientes periodos se afianzan aumentando hasta llegar prácticamente a lo que considerábamos se debíamos encontrar en un libro de texto de ese nivel en los años setenta. Lo mismo podemos decir de los ítems cuánticos pero dos décadas más tarde ya que es a partir de los años sesenta que entran aumentando rápidamente en estos quince años de los dos periodos.



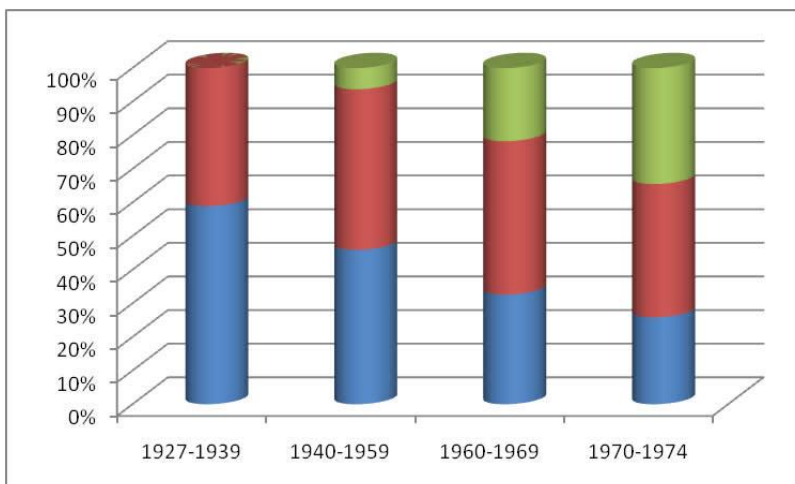
Gráfica 9. Items según periodos y categorías clásica, precuántica y cuántica en textos universitarios.

Hay que recordar que las categorías contienen 15, 13 y 10 ítems respectivamente. La gráfica anterior nos muestra la idea de su incorporación a los textos y su desarrollo en el tiempo pero en la siguiente gráfica consideramos los porcentajes respecto a los ítems que pensamos íbamos a encontrar en nuestro estudio y así nos podemos hacer una idea más fiable respecto a su presencia.



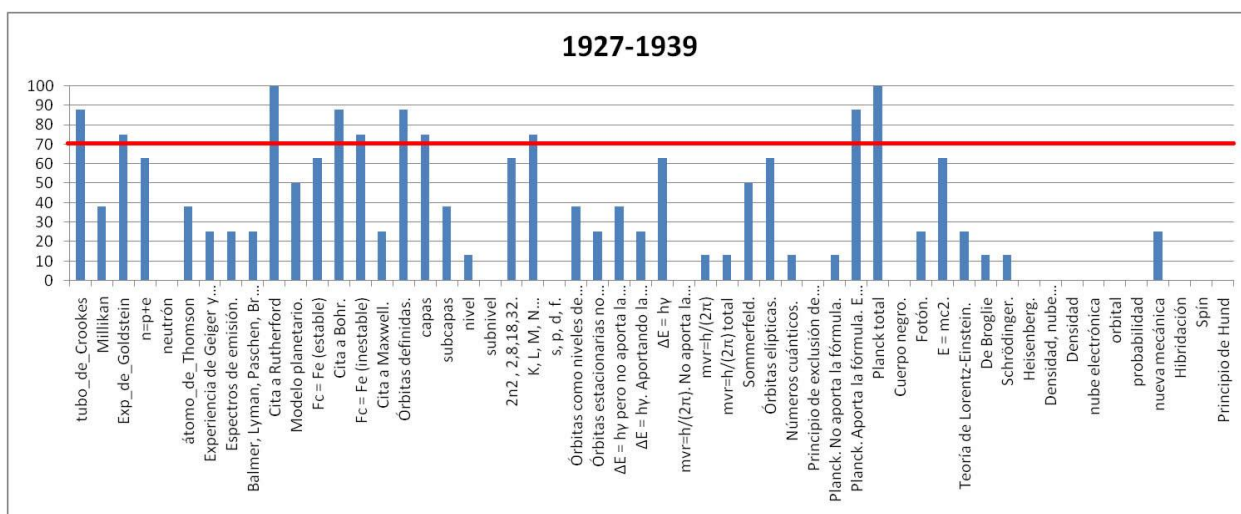
Gráfica 10. Porcentaje de ítems por categorías y periodos en textos universitarios.

La siguiente gráfica nos muestra que categoría predomina en cada periodo, así vemos que en el primer periodo son importantes las categorías clásica y pecuántica, el segundo periodo siguen siendo las mismas categorías importantes pero ya se invierte el porcentaje siendo mayoritaria la categoría pecuántica. El tercer periodo la presencia de la categoría pecuántica sigue dominando pero las categorías clásica y pecuántica se reparten su presencia y en el cuarto periodo ya dominan las categorías pecuántica y cuántica disminuyendo la categoría clásica.



Gráfica 11. Relación porcentual de ítems por periodos en texto universitarios.

4.2.1.1. Primer periodo. 1928-1939.



Gráfica 12. Presencia de códigos (ítems) en los libros universitarios en el primer periodo.

- Libros de química general para primer curso de universidad. (8 Códigos \geq 70%)

Códigos citados: Rayos anódicos, rayos catódicos, Rutherford, Borh, Fc=Fe inestable, órbitas definidas, capas, K, L, M, N, cita a Planck aporta $E=h \cdot v$.

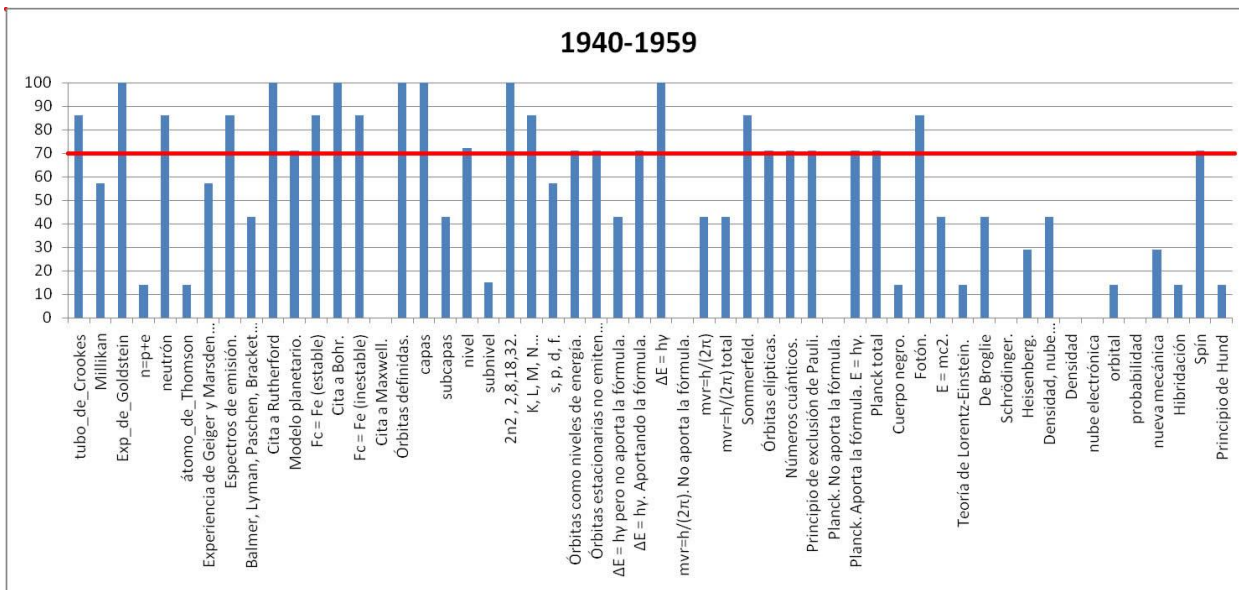
El modelo que podemos encontrar de un modo generalizado en este periodo es uno donde se presentan las partículas elementales (protón y electrón) descubiertas con las experiencias de los rayos catódicos y anódicos. El modelo del átomo tiene un núcleo compuesto por protones y electrones nucleares y en donde su corteza contiene electrones satélite girando en unas órbitas definidas en capas conocidas como K, L, M, N... aunque reconociendo que la situación no es estable ($F_c = F_e$ inestable). Los autores con los que se justifica este modelo son Rutherford y mejorado por Bohr, autor que se apoya en los cuantos de Planck ($E=h \cdot v$). Autores que cita pero sin llegar a desarrollar sus ideas practicamente.

4.2.1.2. Segundo periodo. 1940-1959.

En este periodo hay que recordar que la publicación de libros de Química General en la década de los cincuenta es muy pequeña en relación con las publicaciones que encontramos en la década de los cuarenta y así encontramos en este periodo tenemos:

Textos Universitarios de Química general	
Década de los 40	6 textos
Década de los 50	1 texto

Tabla 26. Libros de Química en el segundo periodo.



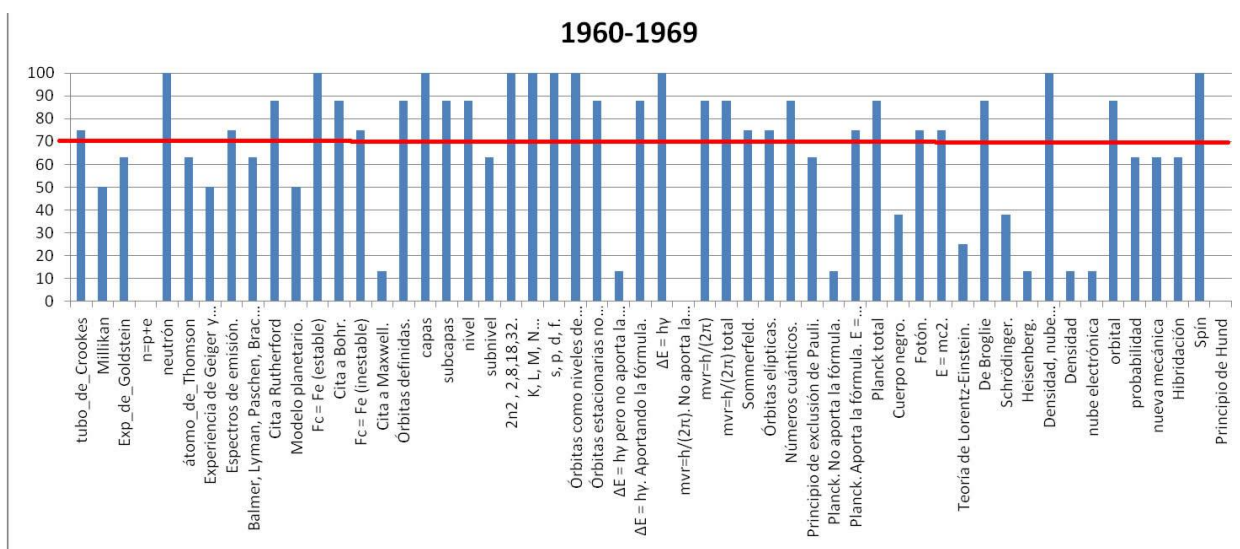
Gráfica 13. Presencia de códigos (ítems) en libros universitarios en el segundo periodo.

- 1940-1959. Libros de química general para primer curso de universidad. (22 Códigos \geq 70%)

Ítems citados; Crookes, rayos anódicos, neutrón, Rutherford, espectros, modelo planetario, $F_c = F_e$ (estable), cita a Bohr, $F_c = F_e$ (inestable), órbitas definidas, capa, $2n^2$, K, L, M, N... niveles de energía, órbitas estacionarias, $\Delta E = h \cdot \nu$, Sommerfeld, órbitas elípticas, números cuánticos, principio de exclusión de Pauli, cita a Planck aporta $E = h \cdot \nu$, fotones, spin.

La idea del átomo que ofrece este periodo es a grandes rasgos la siguiente; Se conocen las 3 partículas fundamentales (protón, neutrón y electrón) mediante las experiencias de los rayos catódicos y anódicos. Se cita el modelo planetario de Rutherford con los electrones satélites girando en órbitas definidas cumpliendo con el equilibrio de fuerzas $F_c = F_e$ en unas capas determinadas que se llaman K, L, M, N... conociéndose el número de electrones por cada capa (2, 8, 18...). El conocimiento de la posición de los electrones se realiza a partir del estudio de los espectros. El modelo de Rutherford es mejorado por las aportaciones de Bohr-Sommerfeld apoyados en la teoría de los cuantos de Planck con su fórmula ($E = h \cdot \nu$) donde los electrones además de en órbitas circulares estacionarias que no emiten energía recorren órbitas elípticas girando además los electrones sobre sí mismos. En este modelo mejorado, los electrones se organizan en niveles de energía donde en sus saltos entre niveles emiten o absorben energía en forma de fotones con la fórmula ($E_f - E_i = h \cdot \nu$) aunque reconociendo que este modelo no puede ser estable, $F_c = F_e$ (inestable). Los electrones se identifican y diferencian con 4 números (cuánticos) cumpliendo en el átomo el principio de exclusión de Pauli.

4.2.1.3. Tercer periodo. 1960-1969.



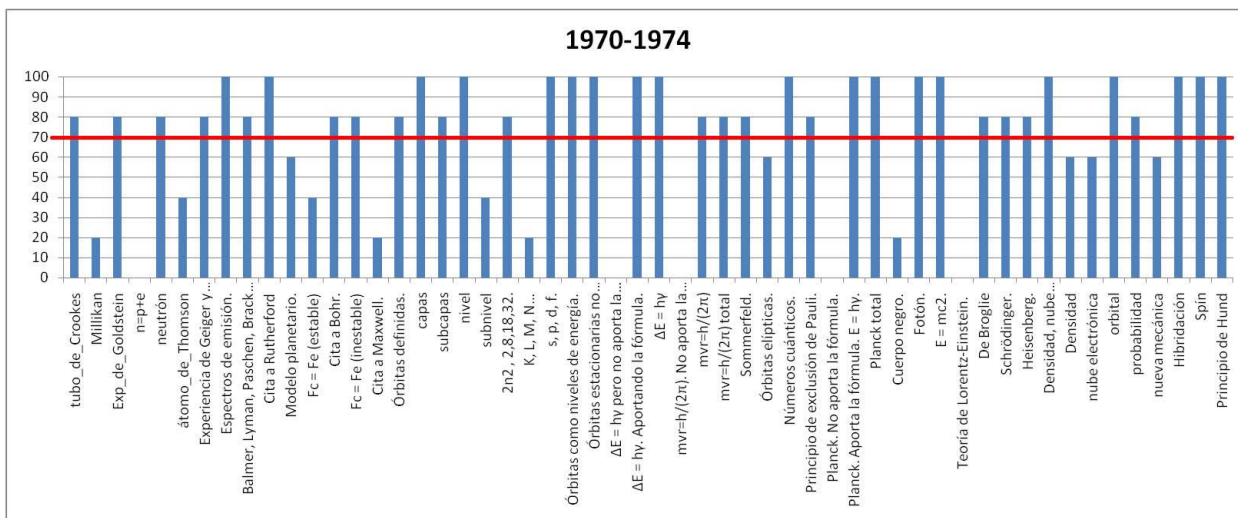
Gráfica 14. Presencia de códigos (ítems) en libros universitarios en el tercer periodo.

- 1960-1969. Libros de química general para cursos Universitarios. (24 Códigos ≥ 70%)

Los ítems encontrados en este periodo son: Crookes, neutrón, espectros, cita a Rutherford, Fc=Fe estable, Bohr, Fc=Fe inestable, órbitas definidas, capas, subcapas, electrones por capa, K, L, M, N..., s, p, d, f, niveles de energía, órbitas estacionarias, $E_1 - E_2 = h \cdot \nu$, $m \cdot v \cdot r = h/2\pi$, Sommerfeld, órbitas elípticas, números cuánticos, cita a Planck con fórmula, $E = m \cdot c^2$, fotones, de Broglie, nueva mecánica, orbital y spin.

El modelo que se plantea en este periodo presenta el protón, electrón y **neutrón**, explicando únicamente como se identificó el **electrón**. Los átomos siguen el modelo de **Rutherford** que tiene un núcleo con protones y neutrones donde los electrones giran alrededor de **sí mismos** y en **órbitas estables** en **capas** divididas en **subcapas** cumpliendo con el equilibrio **Fc=Fe**. Con los estudios de los **espectros** se conoce la posición y el **número** de electrones ($2n^2$) en las capas llamadas **K, L, M, N...** Este modelo es mejorado por **Bohr** que basándose en los cuantos de **Planck** organiza los electrones en **niveles de energía**, cumpliendo tres postulados; los electrones giran en **órbitas estacionarias** sin emitir energía, el salto energético está cuantificado emitiendo o absorbiendo energía en forma de **fotones** según $(E_1 - E_2 = h \cdot \nu)$ y $m \cdot v \cdot r = h/2\pi$. El modelo de Bohr es mejorado por **Sommerfeld** que añade a las orbitas circulares, las **órbitas elípticas**. Los electrones en sus subcapas llamadas **s, p, d y f** se diferencian por sus **números cuánticos**. En este periodo los modelos clásicos y precuánticos se sabe que son inestables (**Fc=Fe inestable**) y se ofrece como solución una **nueva mecánica** basada en las ideas de de **Broglie** que unifica las ideas de masa y onda, $E = m \cdot c^2$ y $E = h \cdot \nu$, donde se elimina la idea de órbita fija asociada a la mecánica clásica por la de **orbital** para definir el lugar donde se sitúa el electrón.

4.2.1.4. Cuarto periodo. 1970-1974.



Gráfica 15. Presencia de códigos (ítems) en libros universitarios en el cuarto periodo.

- 1970-1974. Libros de química general para cursos Universitarios. (29 Códigos ≥ 70%)

Ítems citados; rayos anódicos, rayos catódicos, neutrón, experiencia de Geiger, espectros, espectroscopistas, Rutherford, Bohr, Fc = Fe órbitas inestables, órbitas definidas, capa, subcapa, 2n², s, p, d, f, niveles de energía, órbitas estacionarias, E₁ – E₂ = h·ν, m·v·r = h/2π, Sommerfeld, números cuánticos, Planck con fórmula, principio de exclusión de Pauli, fotones, E=mc², de Broglie, Schrödinger, Heisenberg, Nueva mecánica, orbital, probabilidad, hibridación, principio de Hund, spin.

En este periodo se presentan las partículas fundamentales (electrón, protón y **neutrón**) y como se conocieron con las experiencias de los rayos **catódicos** y **anódicos**. Apoyándose en la experiencia de **Geiger-Marsden**, **Rutherford** presenta el átomo constituido por un núcleo que contiene la mayoría de la masa del átomo y los electrones girando alrededor del núcleo y **sobre sí mismos** en unas **órbitas definidas**. Los **espectroscopistas**; Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund estudiando los **espectros** localizan y conocen el número de electrones (2n²) en su giro alrededor del núcleo atómico en **capas** y **subcapas** (s, p, d y f). Este modelo es mejorado por **Borh** (y posteriormente por **Sommerfeld**) que apoyándose en las ideas de **Planck** sitúa a las órbitas sujetas a **niveles de energía** y propone tres postulados que se debían cumplir; los electrones giran en **órbitas estacionarias** sin emitir energía, el salto energético está cuantificado emitiendo o absorbiendo energía en forma de **fotones** según (E₁ – E₂ = h·ν) y se cumple también **m·v·r = h/2π**. Los electrones están definidos en sus órbitas por cuatro **números cuánticos** sujetos a principios como el principio de **exclusión de Pauli** que no permite un mismo electrón con todos sus números iguales. A pesar de todos los intentos por mejorar, este modelo se muestra **inestable** y solamente permite explicar el átomo de

hidrógeno y surge como solución una nueva mecánica basada en las ideas de de Broglie que unifica las ideas de masa y onda, $E = m \cdot c^2$ y $E = h \cdot \nu$, donde se elimina la idea de órbita fija asociada a la mecánica clásica por la de orbital para definir el lugar donde se sitúa el electrón. Estos con sus nuevas reglas para cubrirlos como es la regla de Hund. Estas nuevas ideas desarrolladas por dos autores, Schrödinger y Heisenberg que por distintos planteamientos llegan a iguales resultados, han mejorado las bases de la Química cambiando por ejemplo conceptos clásicos como el de localización por el de probabilidad o beneficiando a la Química Orgánica con la idea de hibridación.

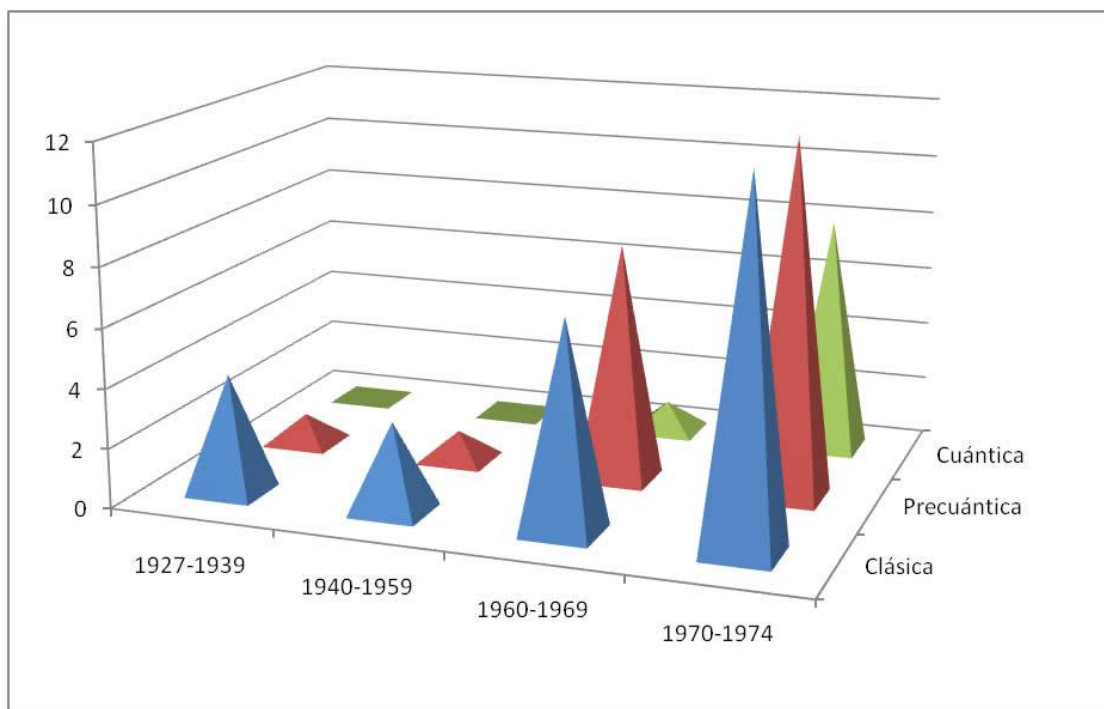
4.2.2. Libros preuniversitarios.

En nuestro estudio de los textos preuniversitarios hemos encontrado los siguientes ítems cuya presencia supera el 70%, separados por categorías.

	1928-1939	1940-1959	1960-1969	1970-1979
Clásica	4	3	7	12
Precuántica	1	1	8	12
Cuántica	0	0	1	8

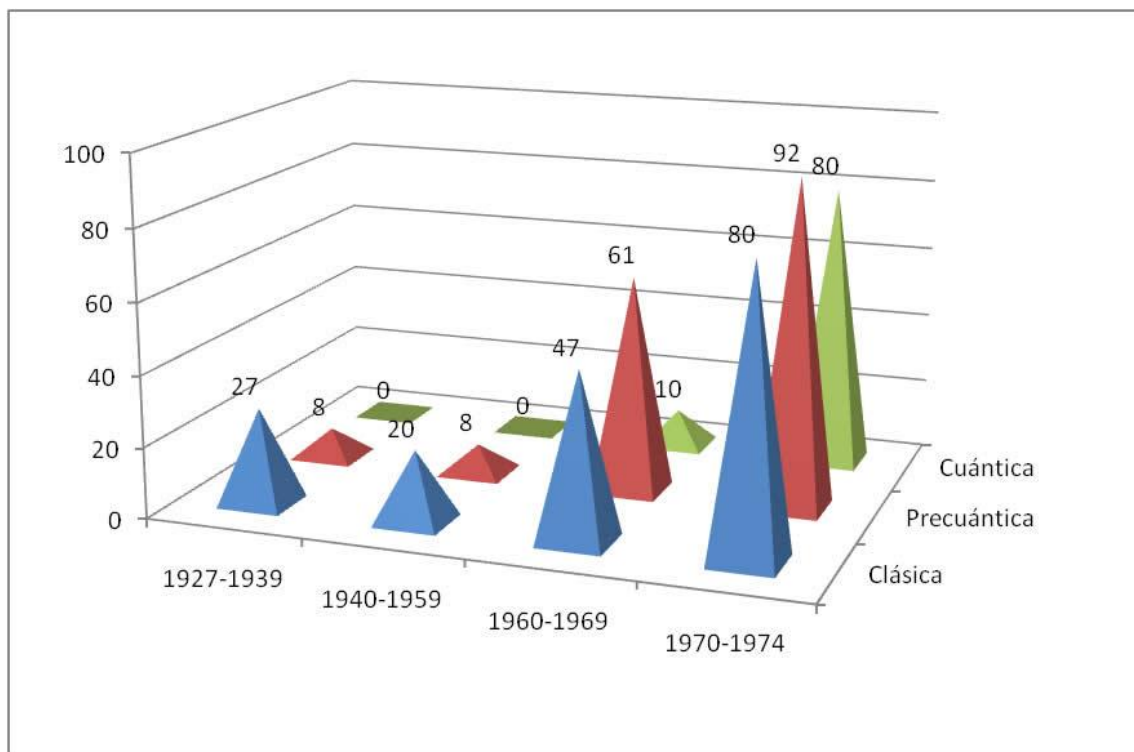
Tabla 27. Presencia de ítems en categorías clásica, precuántica y cuántica en libros preuniversitarios en los cuatro periodos.

La presencia y complejidad de los ítems va aumentando a medida que aumentan los periodos. Los ítems clásicos aumentan desde el principio aunque muy lentamente en los dos primeros periodos incluso disminuyendo en el periodo posterior a la guerra y a partir de los años sesenta aumenta llegando en los años setenta al nivel que esperábamos encontrar en los libros de texto al final de nuestro estudio. La categoría precuántica aunque aparece desde el primer periodo principalmente nombrando a los autores (Borh, Sommerfeld) no es hasta los años sesenta que adquiere importancia a partir de la llegada de textos de COU. La categoría cuántica no la encontramos desarrollada en los textos hasta los años setenta.



Gráfica 16. Códigos (ítems) según categorías clásica, precuántica y cuántica en libros preuniversitarios por periodos.

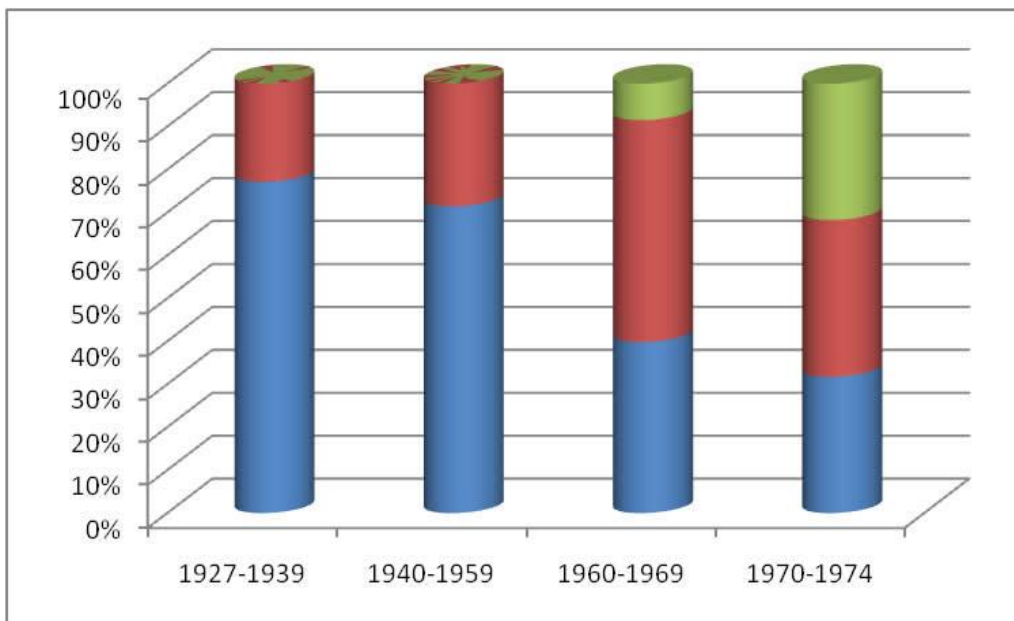
Al tener las categorías distinta cantidad de ítems presentamos los porcentajes de ítems adquiridos en cada periodo. Por ejemplo un 27% de ítems marcados en el primer periodo frente a un 80% de ítems en el cuarto periodo nos da idea de cómo aumenta la presencia de contenidos en los textos mas que decir que se ha pasado de los tres a los nueve ítems citados ya que no todas las categorías tienen el mismo número de ítems.



Gráfica 17. Comparación de los tantos por ciento de los distintos ítems que superan el 70% por categorías y periodos.

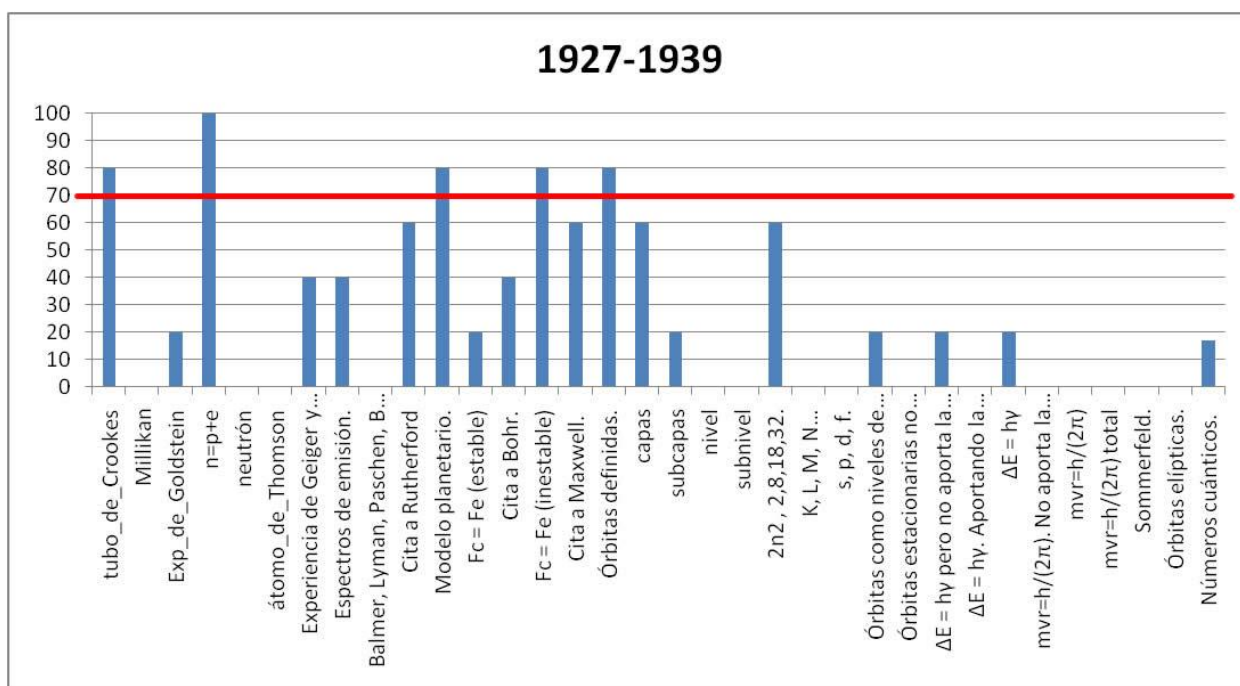
La siguiente gráfica nos presenta el porcentaje que representan las distintas categorías en los periodos. En los dos primeros periodos domina la categoría clásica en color azul mientras que en el tercer periodo predomina la categoría precuántica en color rojo y en el último periodo ya se iguala la presencia de todas las categorías apareciendo en color verde la categoría cuántica (color verde).

Como vemos el comportamiento de los ítems en el tiempo lleva mucho más retraso que en los textos universitarios. Solamente en el último periodo es cuando se iguala la presencia de ítems en textos preuniversitarios y universitarios. Es lógico pensar que son los textos universitarios los que indican que debe ser enseñado en los años previos y que sus contenidos posteriormente se añaden a sus textos de niveles inferiores.



Gráfica 18. Relación entre categorías por periodos en textos preuniversitarios.

4.2.2.1. Libros Preuniversitarios 1928-1939. 5 ítems $\geq 70\%$



Gráfica 19. Presencia de códigos (ítems) en libros universitarios en el primer periodo.

Códigos citados: Crookes, electrones nucleares, modelo planetario, Fc=Fe inestable, órbitas definidas.

En este periodo se plantea una visión del átomo muy limitada. Para identificar las partículas fundamentales se presentan los rayos catódicos y el modelo atómico es un modelo planetario con un núcleo formado por protones y electrones nucleares donde alrededor en órbitas muy lejanas, los electrones satelites giran en unas órbitas definidas. Este modelo planetario se advierte que es inestable.

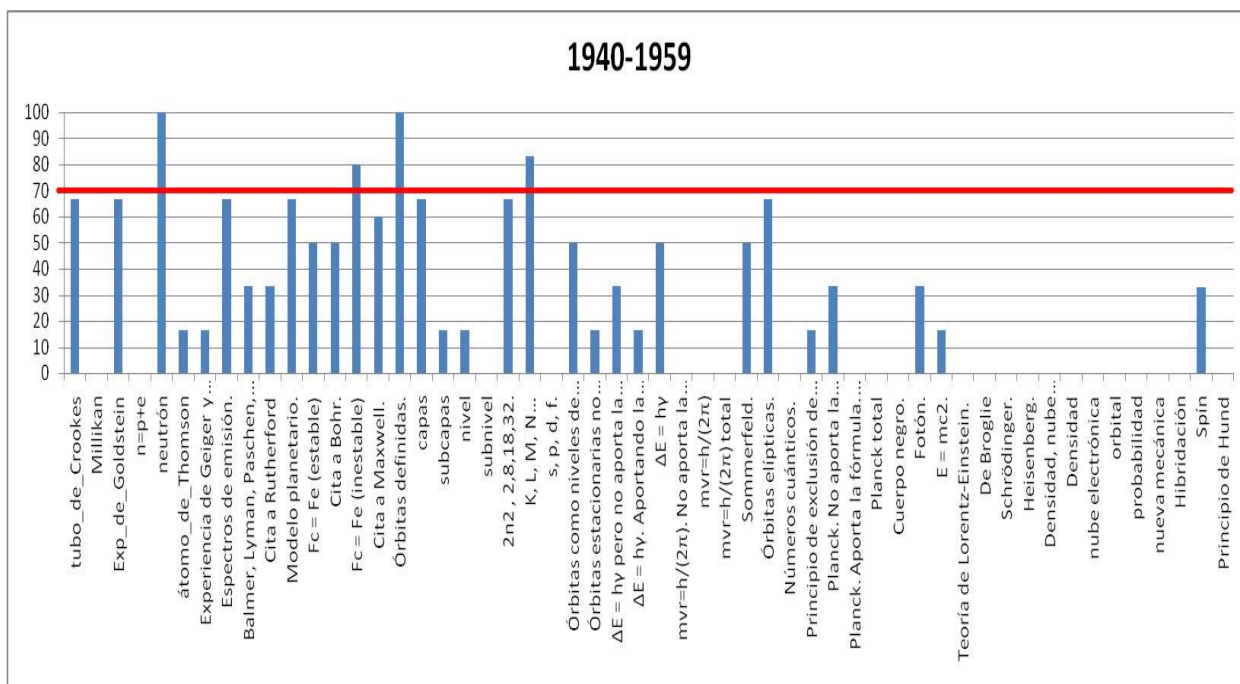
4.2.2.2. Libros preuniversitarios 1940-1959. 4 Códigos $\geq 70\%$

En este periodo curiosamente encontramos citado un ítem menos que en el periodo anterior. Como ya hemos dicho elegimos arbitrariamente el 70% para aceptar un ítem como aceptado, sin embargo en este periodo hay un aumento en el número de ítems citados respecto al anterior principalmente en la categoría clásica pero que no están recogidos en este apartado al quedarse en un 67%. Por eso aún disminuyendo en ítems vemos que la tendencia es a seguir completando y aumentando los textos con ítems.

Así se quedan sin presentar los siguientes ítems aunque como hemos dicho con un porcentaje muy alto cercano al 70%; rayos anódicos y catódicos, espectros de emisión, modelo planetario, capas, número de electrones ($2n^2$) y órbitas elípticas.

Los códigos aceptados con citas por encima del 70 % son los siguientes; neutrón, Fc=Fe inestable, órbitas definidas, K, L, M, N...,

El modelo que se presenta en este periodo es muy simple por lo que hemos dicho anteriormente. Así tenemos en este periodo que ya se presenta el **neutrón** como partícula fundamental constitutiva del núcleo alrededor del cual giran electrones en **capas definidas** conocidas por los nombres **K, L, M, N...**



Gráfica 20. Presencia de códigos (ítems) en libros universitarios en el segundo periodo.

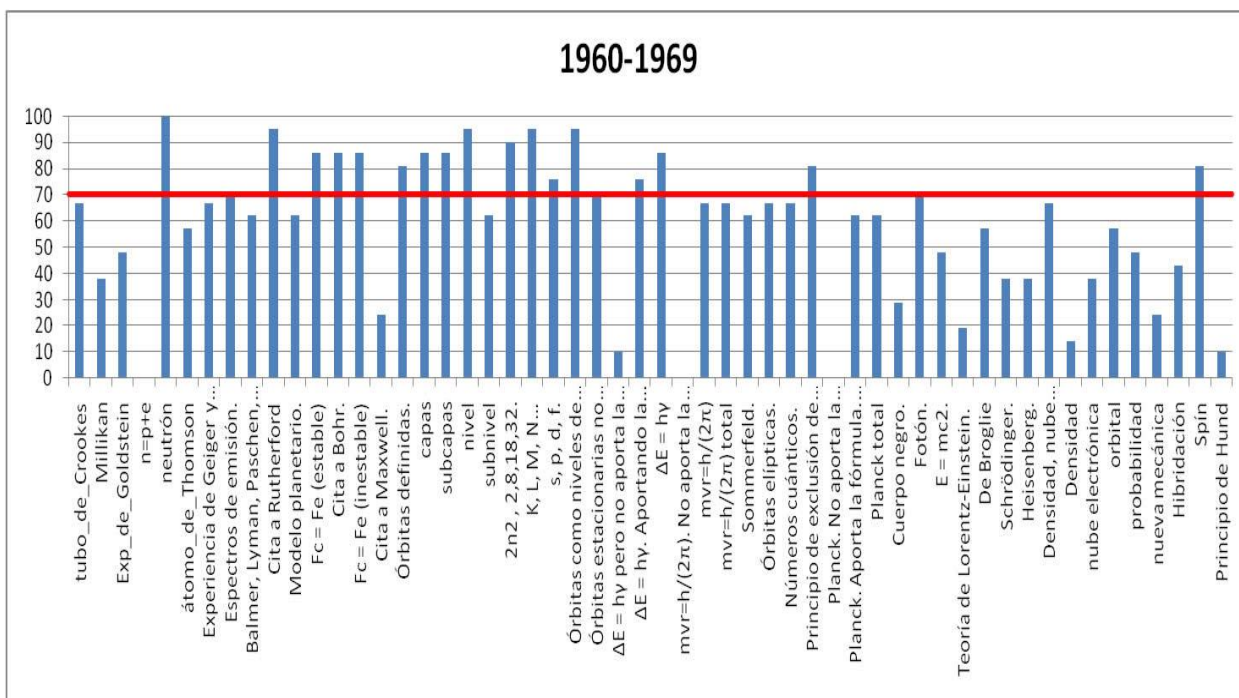
4.2.2.3. Libros preuniversitarios 1960-1969. 18 Códigos $\geq 70\%$.

En este periodo nos ocurre lo mismo, tenemos seis ítems citados al 67% que no consideramos en este apartado y que completarían mucho el modelo atómico presentado. Estos ítems son; tubo de Crookes, Experiencia de Geiger y Marsden, $mvr=h/(2\pi)$, órbitas elípticas, Números cuánticos y citar la nueva mecánica.

Los ítems citados por encima del 70% son; Neutrón, espectros de emisión, Rutherford, $F_c=F_e$ (estable), Bohr, $F_c=F_e$ (inestable), órbitas definidas, capas, subcapas, $2n^2$, K, L, M, N..., s, p, d, f. órbitas como niveles de energía, órbitas estacionarias, $E_2 - E_1 = h\gamma$, principio de exclusión de Pauli, fotón, spin.

El modelo en este periodo se presenta con el modelo de **Rutherford** con el **neutrón** como parte del núcleo alrededor del cual giran electrones en **órbitas definidas** que estudiadas por los **espectroscopistas** organizaron los electrones en **capas** llamadas **K, L, M, N...** y **subcapas** conocidas como **s, p, d, f**. manteniéndose el sistema estable por el equilibrio entre fuerzas ($F_c=F_e$). Los electrones además de girar alrededor del núcleo lo hacen **sobre sí mismos** y es conocido el número de electrones en cada capa según la fórmula $2n^2$ y se organizan cumpliendo el principio de **exclusión de Pauli**. Este modelo atómico

es mejorado por **Bohr** apoyándose en las ideas de **Planck**, proponiendo las órbitas como **niveles de energía** donde el salto energético entre niveles está cuantizado en forma de **fotones** y cumple ($E_2 - E_1 = h \cdot \gamma$). Este modelo de equilibrio de fuerzas es **inestable** y por ello, Bohr propone un postulado donde las **órbitas estacionarias** no emitirían energía.



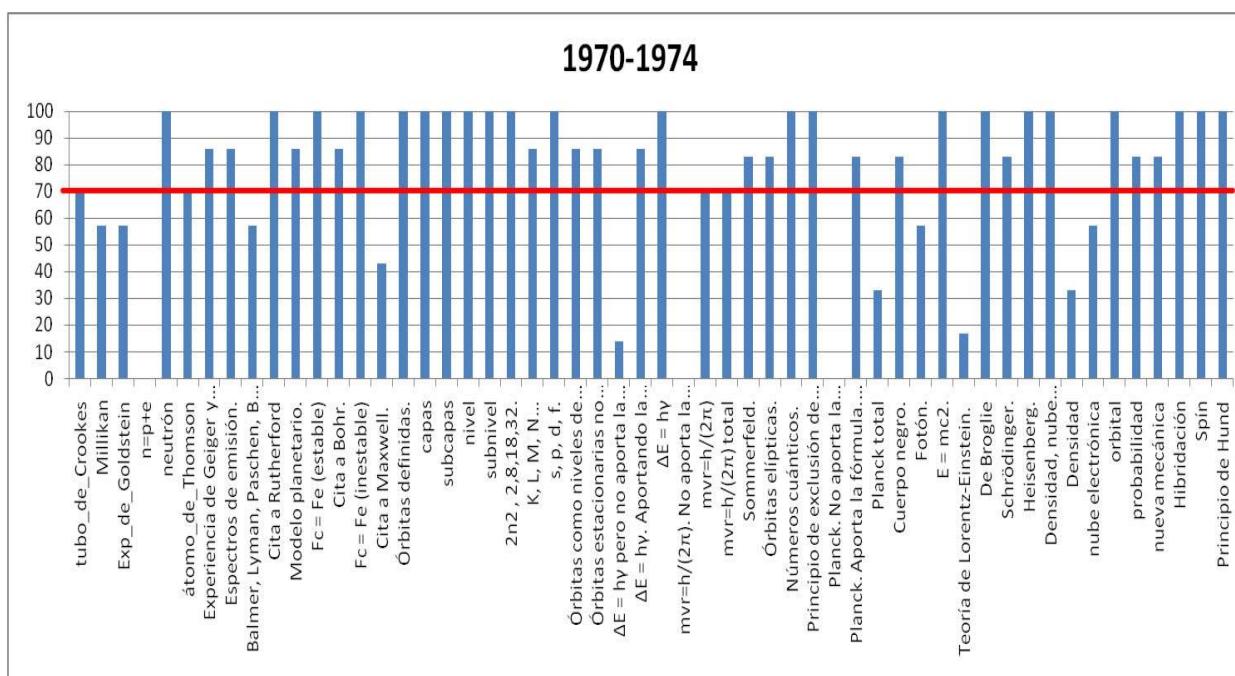
Gráfica 21. Presencia de códigos en libros preuniversitarios en el tercer periodo.

4.2.2.4. Libros preuniversitarios 1970-1979. 32 Códigos $\geq 70\%$.

Categorías citadas: Crookes, neutrón, modelo de Thompson, Experiencia de Geiger y Marsden (Rutherford), espectros, cita a Rutherford, Sistema planetario, Fc=Fe estable, cita a Bohr, Fc=Fe inestable, órbitas definidas, capas, subcapas, subniveles, $2n^2$, K, L, M, N, s, p, d, f, niveles de energía, órbitas estacionarias, $E_1 - E_2 = h \cdot \nu$, $m \cdot v \cdot r = h/2\pi$, Sommerfeld, órbitas elípticas, números cuánticos, principio de exclusión de Pauli, Planck con fórmula $E = h \cdot \lambda$, cuerpo negro, $E = m \cdot c^2$, cita a de Broglie, Heisenberg, Schrödinger, nueva mecánica, probabilidad, orbital, hibridación, spin, regla de Hund.

El modelo general que se pueden encontrar en los textos de este periodo es el siguiente. Se cita el modelo de **Thompson** que es mejorado por el modelo de **Rutherford** con un núcleo que contiene protones y **neutrones** organizados en un núcleo (según las experiencias de bombardeo de átomos de Geiger y Marsden) y en la corteza, los electrones (conocidos por la experiencia del tubo de Crookes) girando en **órbitas definidas** en un número determinado $2n^2$ en un equilibrio de fuerzas ($F_c = F_e$) según **capas**, llamadas **K, L, M, N...** y **subcapas** a modo de **sistema planetario** conocido por los estudios de los **espectros**. El equilibrio de fuerzas ($F_e = F_c$) de los electrones que giran es **inestable** y se mejora con el modelo de **Bohr** que apoyado en los cuantos de **Planck**, plantea tres postulados; las **órbitas estacionarias**, $m \cdot v \cdot r = h/2\pi$ y $E_1 - E_2 = h \cdot \nu$ donde los

electrones se sitúan en diferentes niveles de energía divididos en subniveles que se conocen por las letras s, p, d y f. La teoría de Bohr es mejorada por Sommerfeld introduciendo órbitas elípticas. La Química cede protagonismo a la Física beneficiándose de sus estudios como el del cuerpo negro y debido a los problemas que planteaban los modelos anteriores para explicar el átomo, se introduce la nueva mecánica con la aportación de de Broglie que une la energía y la masa con $E = h \cdot \nu$ y $E = m \cdot c^2$. Los electrones ya no siguen las órbitas clásicas en un plano sino orbitales (definidos por cuatro números cuánticos, incluido el número de spin y organizados según los principios de Pauli y de multiplicidad de Hund) y ya no se estudian parámetros clásicos como la posición del electrón sino la probabilidad de encontrarlo en un espacio determinado. Esta nueva mecánica es desarrollada por otros autores como Heisenberg con su principio de incertidumbre y Schrödinger con su ecuación de onda. Los orbitales según esta nueva teoría se pueden hibridar.

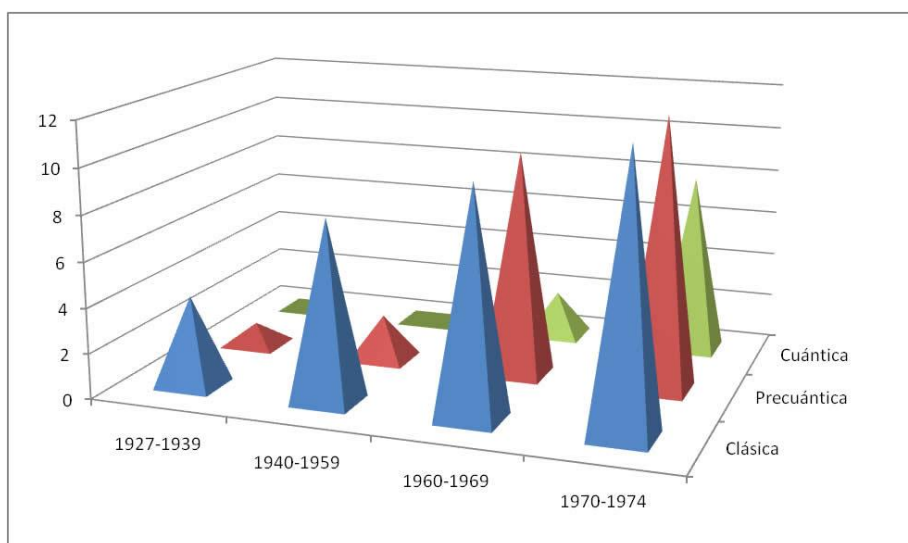


Gráfica 22. Presencia de ítems en libros universitarios en el cuarto periodo.

4.2.2.5. Comparación de ítems rebajando el 70% que tomamos para aceptar un ítem al 67%.

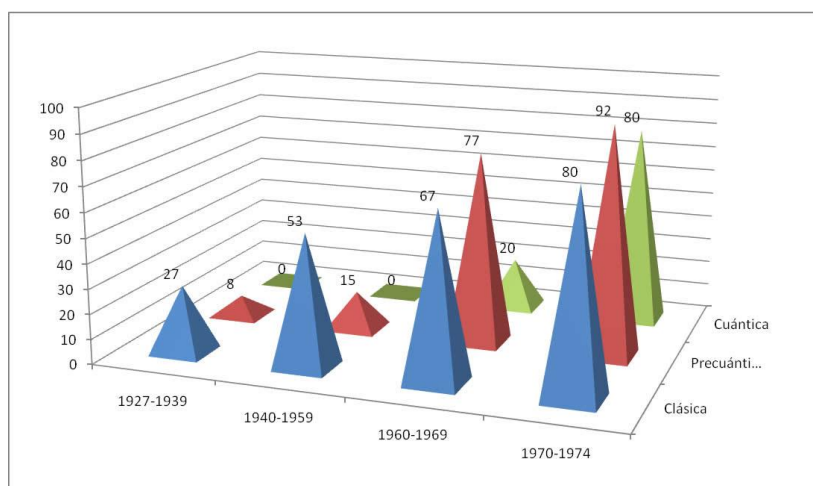
Como hemos dicho anteriormente, vemos que los ítems citados en la categoría clásica en el salto del primer periodo al segundo disminuían. El tomar un ítem como aceptado superando el 70% sabemos que es arbitrario y podíamos haber elegido un porcentaje por encima o por debajo con lo que las gráficas cambiarían pero el motivo de nuestro trabajo no es otro que presentar los resultados obtenidos y analizarlos, entendiendo que al trabajar con una producción intelectual en un contexto donde se mezclan la docencia y la investigación, la actualización científica y la inercia existente de años anteriores hay aspectos y presentaciones abiertas a distintas interpretaciones.

Así ahora presentamos las gráficas considerando los ítems como aceptados al superar o igualar el 67% de las citas y vemos que el aumento de ítems a lo largo de los periodos sobre todo en el clásico presenta una progresión más lineal.



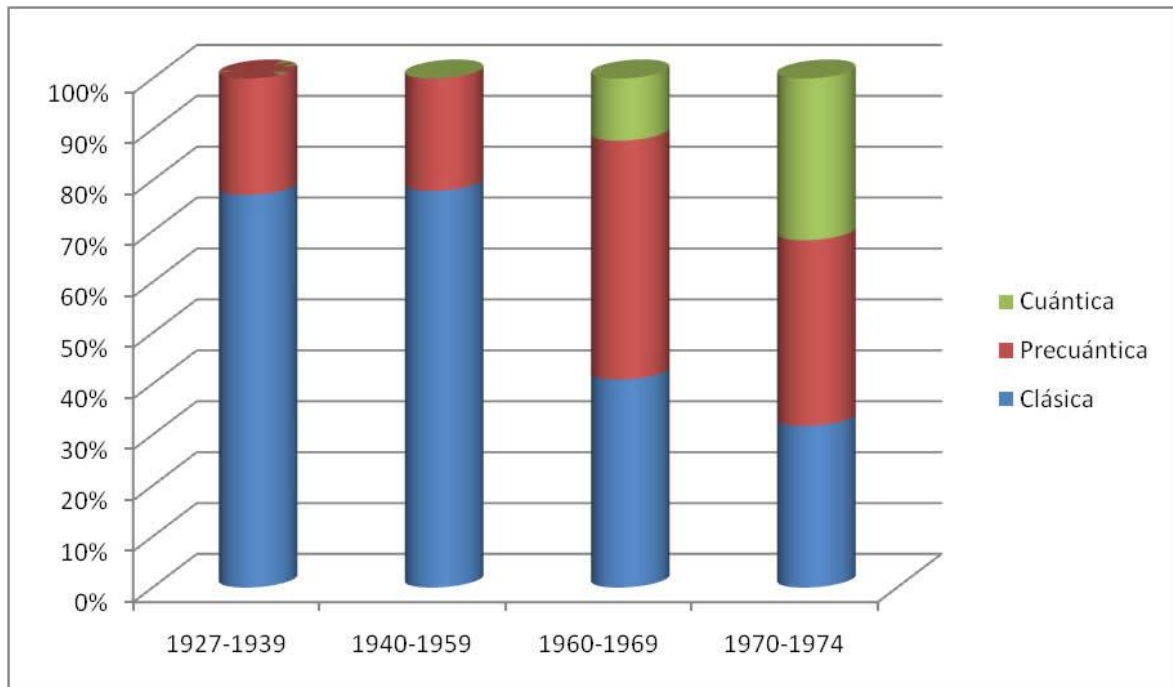
Gráfica 23. Ítems que igualan o superan el 67% de las citas en los textos por periodos y categorías a nivel preuniversitario.

En la siguiente gráfica presentamos los porcentajes que como ya hemos dicho, nos permiten hacernos una mejor idea de la presencia de los ítems en cada categoría. En los dos primeros periodos aun aumentando los ítems citados, domina la categoría clásica sin aparecer citada la categoría precuántica. Ya en los años sesenta predomina la categoría precuántica disminuyendo la categoría clásica e introduciéndose la categoría cuántica para ya en los años setenta llegar al equilibrio en las citas que esperábamos al principio de nuestro estudio.



Gráfica 24. Relación porcentual de ítems que superan o igualan el 67% de las citas por periodos y categorías a nivel preuniversitario.

En esta última gráfica presentamos los porcentajes de cada categoría en un periodo determinado relacionados entre si. Vemos que en los dos primeros periodos el modelo propuesto es prácticamente el mismo y que ya a partir de los años sesenta se afianza la categoría precuántica y empieza a entrar la categoría cuántica. En los años setenta ya se igualan y estabiliza la presencia de ítems de las distintas categorías.



Gráfica 25. Porcentaje de citas por periodos a nivel preuniversitario.

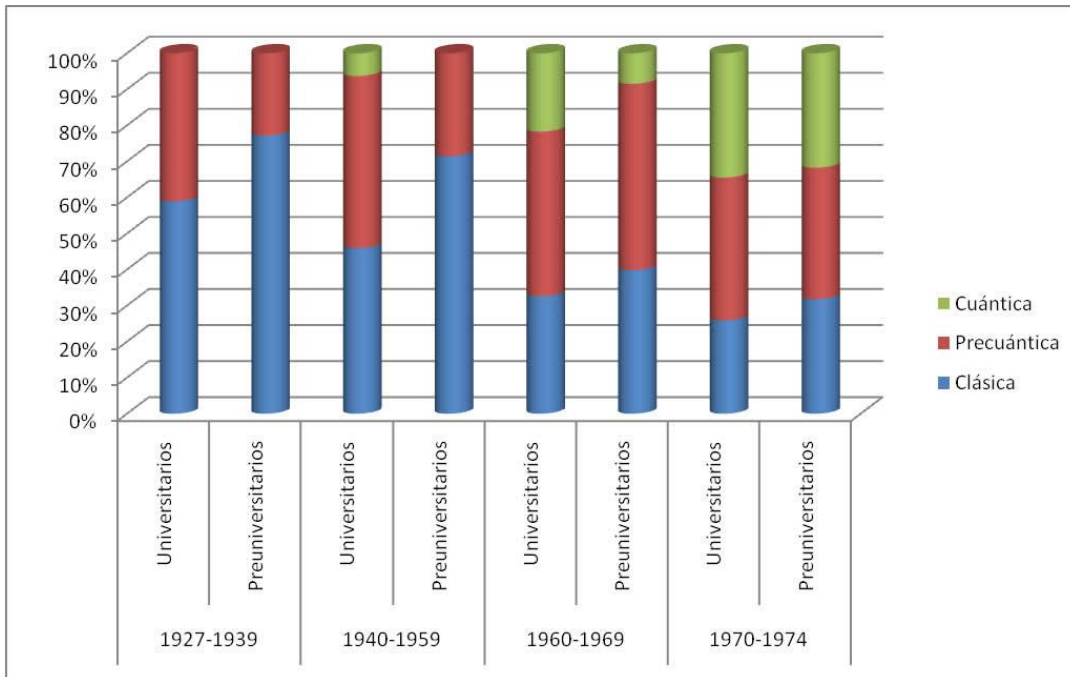
4.2.3. Comparación de categorías entre Universitarios y Preuniversitarios.

Comparando los textos universitarios y los preuniversitarios vemos que es la universidad la que va por delante mostrando cuales son los ítems que deben ser enseñados en los textos de Química General del curso preuniversitario. Como ya hemos dicho, nuestros textos universitarios salvo algunas excepciones son textos dedicados principalmente a la enseñanza más que grandes textos de consulta y recopilatorios de todo el conocimiento de la Química. En el último periodo, vemos que los textos preuniversitarios presentan más ítems en la categoría clásica que los universitarios y pensamos que es porque los textos preuniversitarios dan mayor importancia a la parte histórica para afianzar los orígenes de la teoría mientras que los universitarios dan más importancia a la situación actual de la Química que a los orígenes.

	1928-1939		1940-1959		1960-1969		1970-1974	
	Preu	Uni	Preu	Uni	Preu	Uni	Preu	Uni
Clásico.	4	5	3	11	7	9	12	9
Precuántico.	1	3	1	10	8	11	12	12
Cuántico.	0	0	0	1	1	4	8	8
Total	5	10	4	22	16	24	32	29

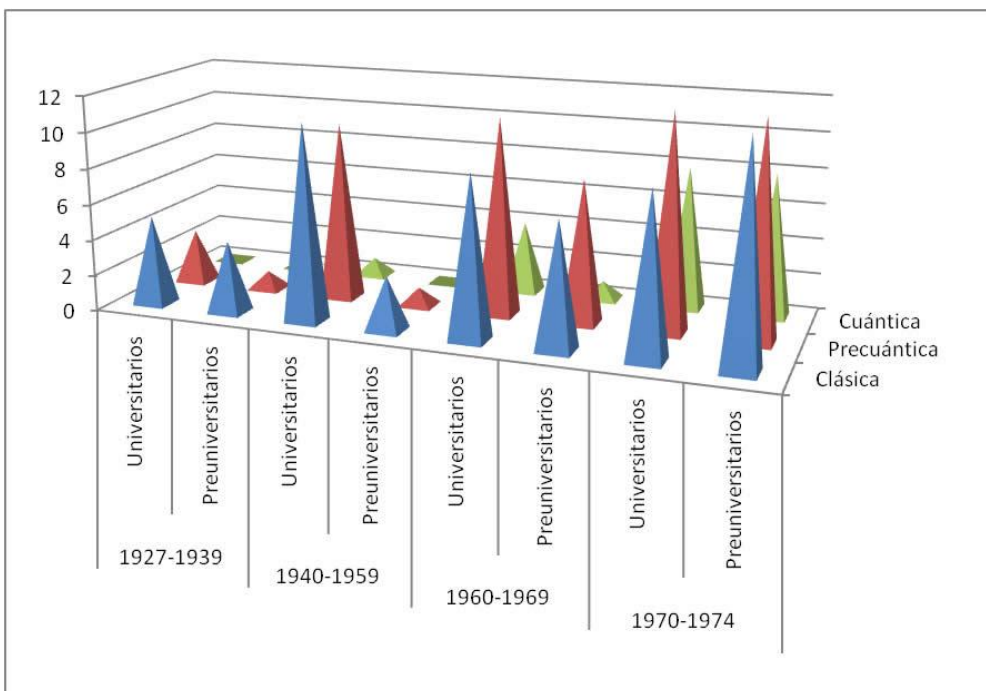
Tabla 28. Comparación de ítems que presentan libros universitarios y preuniversitarios según categorías clásica, precuántica y cuántica en los distintos periodos.

Las categorías son más actuales desde la que hemos llamado clásica a la cuántica y en la siguiente gráfica vemos como se cumple que los textos universitarios están más actualizados y presentan las teorías más novedosas que los preuniversitarios hasta que en el último periodo se igualan. En esta gráfica presentamos los porcentajes que ocupan cada categoría en el total del periodo.



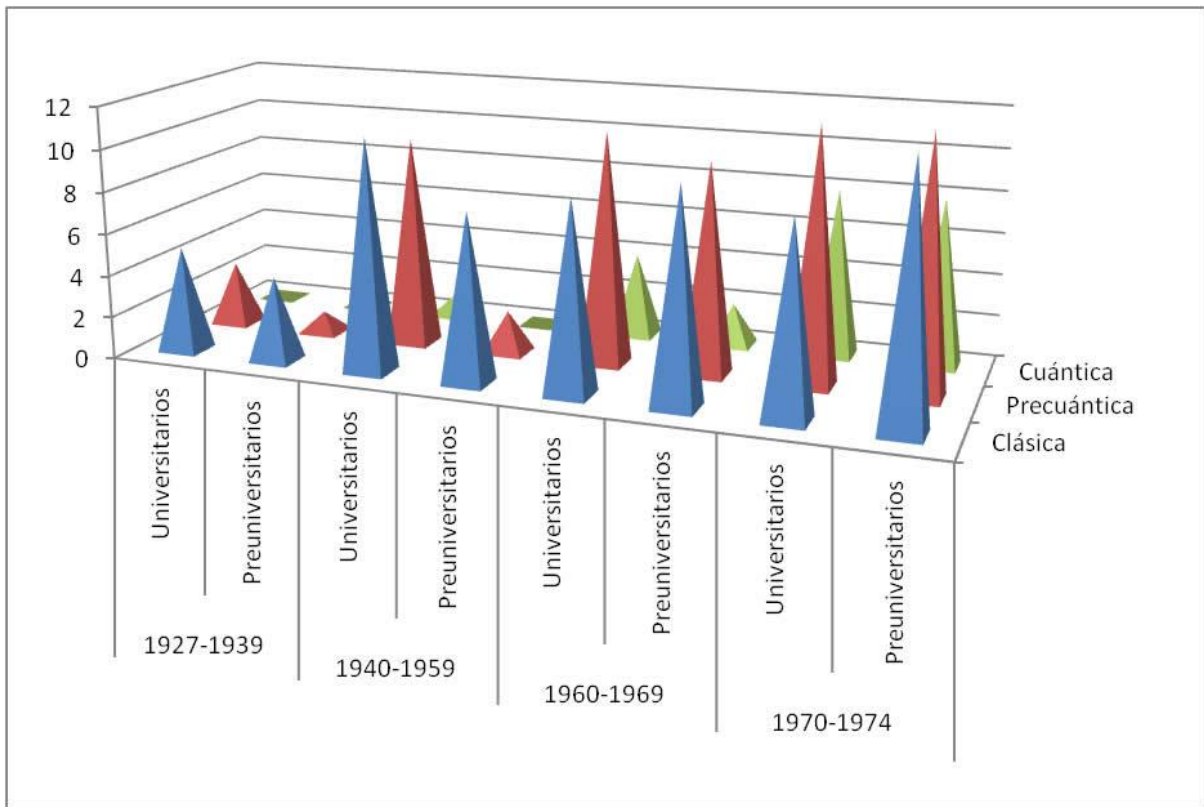
Gráfica 26. Comparacion entre categorías según periodos en textos universitarios y preuniversitarios.

Si presentamos la cita de ítems en las categorías que superan el 70% se observa como la diferencia en la universidad está en torno a diez por ciento o más por encima de los textos preuniversitarios dependiendo del periodo hasta el último periodo que como hemos dicho se igualan.



Gráfica 27. Items citados por encima del 70% según categorías y periodos en libros preuniversitarios y universitarios.

Como ya hemos dicho anteriormente si ese porcentaje se rebaja al 67% encontramos una diferencia menor y los resultados son más lineales en la parte clásica de nuestro estudio apreciándose además que en los libros preuniversitarios del tercer periodo, esa tendencia a presentar más contenidos de la parte clásica para afianzar las bases del modelo atómico que en los libros universitarios.



Gráfica 28. Ítems que su cita supera el 67% por categorías en los niveles universitarios y preuniversitarios.

4.2.4. Libros específicos de mecánica cuántica.

4.2.4.1. El primer periodo. (1928-1939)

A finales de la primera década del siglo XX (1918) encontramos dos discursos que hablan de la constitución de la materia; “*La constitución de la materia según las ideas actuales*” y “*La discontinuidad, principio fundamental de la constitución del universo*”, donde ambos presentan al átomo con las ideas de Borh (precuánticas) o de Poincaré con órbitas definidas siguiendo un sistema planetario. Ya en los años veinte, las nuevas ideas empiezan a proponerse como parte de la formación de los químicos españoles para actualizar los conocimientos a la realidad científica y así en el libro de María Fernanda (FERNANDA MANCERO, M. y TUÑÓN DE LARA, M. (1994), pp. 250-251) encontramos que en un informe de la Universidad de Valencia de 1919 se propone la inclusión de la Química teórica;

“Las enseñanzas actuales tienen el inconveniente de llevar al Grado de Licenciado a quienes desconocen hasta las nociones de capítulos de la Química, ya muy extensos hoy, que deben formar parte aunque de modo elemental, en dicho núcleo, por lo que esta Junta de Profesores propone, además de lo estatuido, las nociones de Química biológica y el estudio de la Química Teórica...”

En este libro encontramos en el Núcleo fundamental de enseñanzas para la sección de Química según R.D. 7-X-1921 en el punto VII que se propone incorporar la asignatura de Química física o teórica.

Estos serian los primeros pasos o las intenciones que se pudieran tener para actualizar la química española sin embargo y a pesar de los esfuerzos de nuestros científicos e instituciones, la realidad es que la propia Química Física o la Química Inorgánica no eran las especialidades más desarrolladas en el primer tercio del siglo XX. En el trabajo de Cano Pavón (CANO PAVÓN, J. (1996), p. 327 gráfica 3.) sobre la investigación Química en Granada en su primer periodo que comprende de 1900 a 1936 encontramos los siguientes datos que si bien no se puede extrapolar a todas las universidades si da una ligera idea de la situación española:

Distribución de la investigación química desde 1900 a 1936	
Q. Analítica	25,8 %
Bromatología	6,4%
Bioquim-fisiología	9,7%
Q. Física	6,5%
Q. Orgánica	45,2%
Q. Inorgánica	6,4%

Tabla 29. Distribución de la investigación química en la Universidad de Granada en el periodo comprendido entre 1900 y 1936.

Ya entrados en la década de los treinta encontramos un artículo traducido al español en Anales de Física y Química de Jean Thibaud que presenta las ideas de la Mecánica

Cuántica. Aunque no es de un autor español indica que empiezan a manejarse estas ideas entre la comunidad química española que estamos estudiando en publicaciones de fácil acceso. Años después encontramos los primeros textos escritos por un autor español fuera del campo de la física o la matemática que se refieren a la nueva mecánica. Los dos primeros textos que encontramos son de Juan B. Villena (Catedrático del instituto de Alcoy) que se reparten entre el estudio de la teoría corpuscular de la luz “teoría corpuscular de la luz” también publicado en la Revista del Centro de Estudios Científicos de San Sebastián y la Mecánica Ondulatoria “Breve idea de la mecánica ondulatoria”. Ambos textos de 1935.

Aunque los dos son textos muy interesantes, son a un nivel muy básico y así el autor nos dice en la advertencia de su texto (VILLENA, J. (1935a), p 8);

“Esta obra no es otra cosa, que el esfuerzo hecho por un modesto profesor de Instituto, que no resignándose a vegetar en el casino local y buscando distraerse con un poco de espiritualidad en el vivir mezquino y monótono de las ciudades pequeñas, ha hecho unos apuntes y notas que ahora ordena y publica por si alguien quiere aprovechar.

Es posible, lector, que este folleto, ni te aproveche ni te importe. No te preocupes, pues ya seremos dos los que estamos en el mismo caso. Yo quería únicamente pasar el rato y lo he conseguido...”

El siguiente texto que encontramos es de 1939. Escrito por José María Pla Dalmaú (Profesor y químico farmacéutico de la Facultad de Farmacia) “La materia y el átomo: esbozo de la evolución de estos compuestos y de la teoría atómica” que es un texto que explica las nuevas teorías pero ya desde el nivel de la universidad. (La versión que hemos encontrado es la segunda edición de 1942 pero hay una primera de 1939).

En nuestra búsqueda hemos encontrado más textos que no hemos considerado por la titulación de los autores. De 1927 hemos encontrado el libro de Felipe Blas Carrera “El átomo y sus propiedades electromagnéticas” pero entendemos que se sale del perfil de autores que trabajamos en nuestro estudio al ser Cabrera un destacado físico. En el prólogo del libro (BLAS CABRERA, F. (1996), p. 58.), el autor nos dice;

“El libro que sigue a estas líneas es una comprobación directa de las dos afirmaciones que van hechas en el párrafo precedente. Muy poco de lo que en él se dice era sabido hace una veintena de años, y, de otra parte, puede ser clasificado como monografía puramente física o físico-química según los gustos y aficiones de cada uno.”

4.2.4.2. El segundo periodo (1940 a 1959)

A principios de los cuarenta encontramos una publicación de la Universidad de Sevilla de J. Rodríguez Velasco titulada “*Los enlaces químicos según la mecánica ondulatoria*” de 1942 que desarrolla de un modo muy actualizado las nuevas ideas. También encontramos por primera vez un libro español cuyo título se refiere a la Química Física escrito por Enrique Calvet (CALVET, E. (1942), p. 10), Doctor en Farmacia, llamado *Iniciación a la Química Física*. En el capítulo I de este libro encontramos cual es el motivo de estudio de la Química-Física según el autor;

“El estudio de la Química no puede profundizarse sin el conocimiento de cierto número de hechos fundamentales que la Física proporciona, a causa de las relaciones, cada vez más estrechas, que existen entre ambas ciencias. De aquí el nacimiento y la razón de ser la nueva rama de las ciencias experimentales llamada QUÍMICA-FÍSICA que trata de la esencia unitaria de la materia y de la energía, y para cuya perfecta comprensión son necesarias también las Matemáticas, ya que sin éstas sería imposible expresar correctamente las relaciones cuantitativas que constituyen sus leyes generales”.

Los esfuerzos y cambios realizados en los años treinta ya empezaban a dar sus frutos tanto por parte de los autores como de las instituciones. El primer catedrático de Física Química en la Universidad de La Laguna en Tenerife fue Juan Sancho en 1935 y la primera vez que aparece la asignatura Física Química en un plan de estudios en la Universidad de Valencia es en 1935 (Anteriormente desde 1922 como ya hemos dicho encontrábamos la Química Teórica)

Parece que encontramos una situación de normalidad respecto a las nuevas ideas tanto en la enseñanza en la universidad como en las publicaciones de textos y artículos tras la Guerra Civil. También en este periodo encontramos un discurso de Carlos López Bustos (LÓPEZ BUSTOS, C. (1944), p. 20.) referido a la luz, pero ya quitándole importancia a esa separación que se hacía entre las teorías corpuscular y ondulatoria y las integra en la Mecánica Cuántica:

“...y las modernas teorías “ondulatoria” y “cuantista” ya no se denominan teorías de la luz sino “Mecánica Ondulatoria” y “Mecánica Cuántica” y abordan problemas más amplios que afectan a las diversas ramas de la Física, y aun de la Química ligando así ambas ciencias”.

En los década de los treinta las facultades de Ciencias crean sus cátedras de Química Física como ya hemos dicho de la Universidad de La Laguna y otras como la Facultad de Ciencias de Granada (CANO PAVÓN, J. (1996), p. 326) que también crea la cátedra de Química Teórica (Química Física) por lo que podemos pensar que en los años cuarenta ya estaba totalmente asentada la enseñanza de las nuevas ideas en las promociones de químicos que salían de las facultades:

“En los años treinta se creó la cátedra de Química Teórica (Química Física), ocupada en 1934 por Adolfo Rancaño”.

Ya en el último lustro de los años cuarenta encontramos dos libros dedicados a la mecánica cuántica que son; *“Introducción al estudio de la mecánica cuántica”* de Ramón Ortiz Fornaguera de 1946 y *“Mecánica cuántica”* de José María Iñiguez Almech de 1949. También encontramos el libro de Juan Sancho Gómez en la Universidad de Murcia en 1948 *“Introducción al estudio de la química nuclear”*. La cantidad de libros de texto escritos por autores españoles y publicados por universidades en esta década parece ser suficiente para pensar que las ideas de esta teoría fueran comunes en las Facultades de Química y entre los contenidos que adquirirían los químicos que salían de nuestras Facultades.

Desde otras disciplinas también encontramos aportaciones como es el caso de Terradas con sus *“Lecciones sobre física de materiales sólidos”*, para la Academia Militar de Ingenieros Aeronáuticos en 1943, 1^{er} fascículo., que al igual que Blas Cabrera, abordan el tema desde la física o matemática por lo que no los hemos tenido en cuenta.

Para seguir contextualizando el periodo, tenemos estudios como el de Palao, Valera López Fernández y Maset (PALAO, G., VALERA, M., LÓPEZ, C. y MARSET, P. (1984), pp. 25-46.) que nos aproxima a los trabajos realizados en España entre el año 40 y el 65 a través de lo que se publicó en ese periodo en los Anales de la Real Sociedad Española de Física y Química. En su trabajo encontramos que agrupando los artículos en 5 áreas temáticas, la Química Física es el segundo área más prolífica con 550 artículos y un porcentaje global del 24,8%:

“... y cuyos valores porcentuales por quinquenios están comprendidos entre el 22,7% y el 27,5% con líneas de investigación destacadas en polarigrafía, cinética de reacción, etc., equipos de trabajo apreciables desde el primer quinquenio y un porcentaje global del 21,5% correspondientes a sus 476 artículos. Destacan en esta área algunas interesantes líneas de investigación como por ejemplo, indicaciones, determinación de elementos, traza, etc., y cuentan con autores de elevada productividad como Sierra, Burriel, Bermejo, Buscarons, etc. pág. 32.”

En el mismo artículo encontramos la distribución porcentual de artículos en colaboración por quinquenios donde se observa como se asienta el trabajo en equipo en la Química Física en este periodo:

ARTÍCULOS EN COLABORACIÓN. DISTRIBUCIÓN PORCENTUAL POR QUINQUENIOS Y ÁREAS TEMÁTICAS.					
QUÍMICA FÍSICA		QUINQUENIOS			
Artículos con	1940-1945	1946-1950	1951-1955	1956-1960	1961-1965
1 autor	36,7	18,4	21,7	12,0	15,7
2 autores	62,0	67,0	56,6	66,7	41,7
3 autores	1,3	14,6	20,4	18,5	26,9

4 o más	0,0	0,0	1,3	2,8	15,7
---------	-----	-----	-----	-----	------

Tabla 30. Artículos en colaboración y su distribución porcentual por quinquenios y áreas temáticas.

En el estudio de Palao Poveda (PALAO POVEDA, G. (1990), p. 140.) encontramos que áreas de la Química fueron las más beneficiadas de la formación en el exterior.

“Las áreas más beneficiadas por la política de formación de investigadores en el extranjero fueron las de Química Física y Orgánica, siguiendo a distancia y en proporción semejantes las otras tres áreas; Inorgánica, Técnica y Analítica”.

A pesar del interés e intenciones institucionales por mejorar la formación de nuestros científicos españoles en el área de la Química Física, de nuevo en el trabajo de Palao Poveda (PALAO POVEDA, G. (1990), p. 140) vemos que los científicos extranjeros que firman artículos sobre el área hechos en España es nulo, lo cual indica el poco interés que despertábamos en el exterior:

“Siguiendo el estudio vemos que dos áreas no atrajeron a científicos extranjeros, la química física y la química analítica...”

Un aspecto importante a tener en cuenta es la implicación del profesorado universitario en la investigación. En el trabajo de Cano Pavón (CANO PAVON, J. (1996), p. 327 Gráfica 4.) sobre la investigación en Granada vemos que la Química Física no aporta un porcentaje importante en la investigación de lo que se desprende que la implicación de los catedráticos y profesores universitarios de todas no era la misma en todas las universidades españolas. Sin embargo, encontramos que la Química Inorgánica aumenta significativamente su porcentaje. Estos datos son a nivel local por lo que no podemos extrapolarlo a todas las universidades españolas pero si nos ayuda a seguir conociendo las circunstancias que afectaban al desarrollo de la investigación en España.

<i>Distribución de la investigación química desde 1937 a 1955</i>	
<i>Q. Analítica</i>	22,8%
<i>Q. Inorgánica</i>	45,6%
<i>Edafol-mineralogía</i>	17,7%
<i>Bromatología</i>	1,2%
<i>Bioquim-Fisiol</i>	5,1%
<i>Q. Física</i>	3,8%
<i>Q. Orgánica</i>	3,8%

Tabla 31. Distribución de la investigación química en la Universidad de Granada desde 1937 a 1955.

La explicación en este caso concreto de Granada al bajo rendimiento de la cátedra de Química Física, lo encontramos en un problema que afectaba directamente a la investigación en España y era como ya hemos dicho el bajo sueldo de los catedráticos y profesores. Con lo que tenían que simultanear su trabajo en la universidad con otros trabajos y así leemos referido a este periodo (CANO, J. (1996), p. 346.).

“La investigación en la cátedra de Química Física fue inexistente en todo este periodo; su titular, Alfonso Rancaño, realizó una labor exclusivamente docente, simultaneando esta con su trabajo como químico en la fábrica de ácido sulfúrico de Atarfe”.

4.2.4.3. Resto de periodos.

Ya en la década de los cincuenta seguimos encontrando textos españoles específicos de esta especialidad. Hemos encontrado un texto de Carlos López Bustos, *“Nociones generales sobre las mecánicas cuántica y ondulatoria”* (1956) y una obra de divulgación *“El concepto del átomo”*. Con estas publicaciones terminamos la búsqueda de material referido a este apartado, al entender que la Química Física tanto a nivel de enseñanza en la formación de los químicos como por publicaciones de autores españoles está completamente asentada y actualizada.

Respecto a la titulación de los autores que escribían los textos, la casi totalidad de los autores son catedráticos de Universidad a excepción de Puig Villena que es profesor de instituto. Destaca la presencia de doctores en Farmacia o catedráticos de la Facultad de Farmacia como autores de libros de la nueva mecánica.

Para terminar, prestando especial atención a la enseñanza de la Química Física, presentaremos dos universidades españolas en los años finales de nuestro estudio:

Universidad de la Laguna, Tenerife.

En esta universidad encontramos que el primer catedrático de Química Física fue Juan Sancho en 1935. De este autor en nuestra búsqueda bibliográfica hemos encontrado dos libros suyos. Uno es *Introducción al estudio de la Química Nuclear* (1948) y otro es de *Química General* (1964).

En el objetivo de la memoria histórica del departamento de Química Física (MEMORIA HISTÓRICA, (1992), p. 1.) encontramos;

“Por una razón obvia sé que el primer Catedrático de Química Física y Electroquímica, incorporado durante el curso 1935-36, fue el Prof. D. Juan Sancho quien, por traslado forzoso a la Universidad de Murcia en 1944, había de ser mi maestro y predecesor en la cátedra que he venido ocupando desde 1956 hasta la jubilación”.

Continuando con la memoria histórica leemos en el punto 1.- Origen y descripción. 1.1. –Antecedentes, que el departamento de Química Física adquiere su entidad oficial por Orden Ministerial de 28 de mayo de 1966.

“En esta universidad hasta 1973 no se estructuró la Licenciatura de Química en Ciclos hasta el curso de 1973-1974, el plan de estudios de la licenciatura de Químicas, se desarrollaba durante cinco Cursos académicos e incluía en total 22 asignaturas cuyos títulos y distribución se relaciona en el siguiente cuadro”.

<u>1er. Curso (Selectivo)</u>	<u>4º Curso</u>
Biología, Física General, Geología, matemáticas 1º, Química General.	Química Analítica 2º, Química Física 1º , Química orgánica 1º, Química Técnica 1º.
<u>2º Curso.</u>	<u>5º Curso</u>
Matemáticas 2º, Física 2º (Mecánica y Termología), Química Inorgánica 1º.	Química Física 2º , Química Orgánica 2º, Química Técnica 2º.
<u>3er Curso.</u>	
Física 3º (Óptica y electricidad), Química Inorgánica 2º, Química Analítica 2º.	

Tabla 32. Plan de estudios de la facultad de Química en la universidad de la Laguna anterior a 1973.

Ya con los estudios divididos en ciclos, de las tres especialidades implantadas en la Facultad, el departamento de Química Física participa directamente de la especialidad “Fundamental”.

Plan de estudios a partir de 1973, Segundo Ciclo “Especialidad Fundamental”	
3er Curso: Electromagnetismo, Química Física , Química Orgánica, Química técnica.	
<u>4º Curso</u>	<u>5º Curso</u>
Ampliación de Química Inorgánica, Ampliación de Química Física , Ampliación de Química orgánica y Análisis Instrumental.	Ampliación de Química Analítica (Obligatoria) y Optativas: Electroquímica, Química de la coordinación, Análisis químico aplicado y Edafología.

Tabla 33. Plan de estudios “especialidad fundamental” en la universidad de la Laguna a partir de 1973.

Universidad Autónoma de Madrid.

En la Universidad Autónoma de Madrid encontramos que en el plan de estudios (B. O. del E.- Núm. 174. 22 de Julio, 1971) aprobado en 1971, se presenta una especialidad de Química Cuántica.

2.3. *El ciclo de especialidades significará una introducción a la investigación y profesionalización en una rama concreta de la ciencia y estará dividido en dos cursos. La parte de investigación se refiere a la tesina.* Así encontramos en el punto 6: 6. *Normas generales para el segundo curso.* 6.3. *Durante el segundo curso el alumno realizará la Tesina de Licenciatura. Esto significa una iniciación a la investigación que se realizará bajo la supervisión del Departamento* En el punto cinco encontramos sus asignaturas; 5.5 *Para la especialidad de Química Cuántica se establece la siguiente distribución de enseñanzas:*

<i>Primer curso.</i>	<i>Segundo curso.</i>
Técnicas matemáticas en Química cuántica (un cuatrimestre) Análisis numérico y programación (un cuatrimestre) Química cuántica I (un cuatrimestre) Espectroscopia I (un cuatrimestre) Laboratorio avanzado I (dos cuatrimestres)	Química cuántica II (dos cuatrimestres) Espectroscopia II (un cuatrimestre) Laboratorio avanzado II (tesina) (dos cuatrimestres)
Optativas, a elegir dos:	Optativas, elegir dos.
Teoría de grupos en Química (un cuatrimestre) Física del estado sólido (un cuatrimestre) Química orgánica avanzada (un cuatrimestre) Fotoquímica y Química de los estados excitados (un cuatrimestre) Estructura de la materia (un cuatrimestre)	Bioquímica cuántica (un cuatrimestre) Seminario general de Física (uno por semana) Espectroscopia Massbauer (un cuatrimestre) Fluorescencia y fosforescencia (un cuatrimestre)
Orden 22 de mayo de 1971 por el que se aprueba el Plan de Estudios de la Sección de Física y Química de la Facultad de Ciencias de la Nueva Universidad Autónoma de Madrid. (B. O. del E.- Núm. 174. 22 de julio). p.12042.	

Tabla 34. Especialidad de Química Cuántica en la U.A.M. 1971.

4.3. Relación entre los ítems según aparecen en los periodos para los niveles de Química General universitaria y preuniversitaria.

Analizando los ítems que encontramos durante los cuatro periodos se establecen algunas relaciones que podemos englobar en las siguientes categorías:

-4.3.a. Ideas que entran en los libros de texto antes que sus autores.

En este apartado recogemos los casos donde las ideas o experiencias fáciles de asimilar, principalmente desde un punto de vista de la Mecánica Clásica entraban en los libros de texto antes que sus autores como son las órbitas elípticas que entran antes que citar al autor (Sommerfeld), los espectros antes que los espectroscopistas que daban nombre a las líneas o el fotón antes que citar a Einstein con su fórmula $E=m \cdot c^2$.

-4.3.b. Autores que se introduce su nombre en los textos antes de que sus ideas sean totalmente desarrolladas en los mismos.

En este apartado se recogen a autores que son citados en los textos a modo de justificación. Las nuevas teorías mejoraban las anteriores pero sin llegarse a desarrollar sus ideas totalmente. Es el caso de Rutherford y su modelo planetario, Bohr (la teoría actualmente admitida es la de Borh) y Planck (la teoría de Bohr mejorada por la teoría de los cuántos de Planck).

-4.3.c. Aumento de la complejidad de las ideas.

Aquí encontramos como conceptos, ideas relacionadas que superan en complejidad matemática, conceptual... otras ideas aparecen posteriormente como puede ser el caso del paso de capas hasta los subniveles de energía, la estabilidad de las órbitas electrónicas según el equilibrio de fuerzas $F_c=F_e$ hasta la inestabilidad de ese equilibrio según la ley de Maxwell o el postulado de Bohr del salto electrónico frente al postulado del momento del electrón por el radio, ambos cumpliendo las ideas de Planck sobre la cuantificación de la energía.

-4.4.d. Interés por los libros por la historia de la química relativa a la composición del átomo.

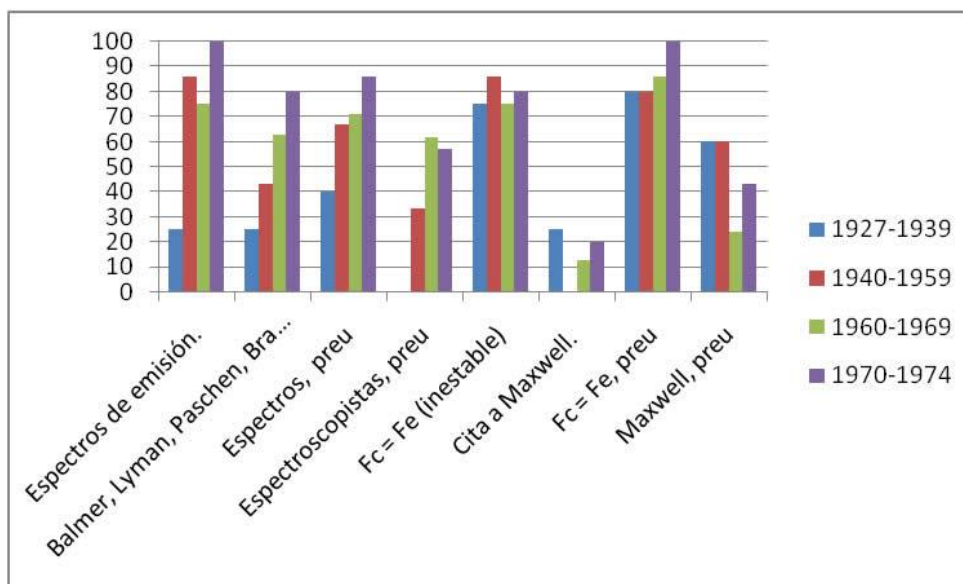
Mary Jo Nye (NYE. M. (2000), p. 407.) nos habla en su artículo de que muchos libros de química introducen a los estudiantes en los principios químicos y leyes en orden histórico en que fueron desarrollados, inspirando a los estudiantes con los nombres de los grandes científicos y demostrando lo lenta y segura que fue la acumulación de conocimientos científicos. Sin embargo, Pauling empezó pensando que la historia de la química podía ponerse en un segundo plano frente a los recientes trabajos sobre los átomos, electrones y moléculas. La evidencia de la existencia de átomos es ahora incuestionable, escribe Pauling. Toda la materia ordinaria está compuesta de átomos. Los argumentos que se mantienen sobre el desarrollo de la teoría atómica están basados

en hechos químicos... durante el presente siglo, los métodos de la física moderna han provisto directamente la existencia de átomos.

Pauling, continua la autora diciendo (NYE, M. (2000), p. 409.) valoró el animar a los estudiantes a ir a las fuentes originales y a aprender “algo” del desarrollo histórico de su ciencia pero él creía firmemente que la pedagogía era mejor servida dando a los estudiantes las últimas teorías y una concreta imaginaria de átomos y moléculas. Su tratamiento anima a estudiar el presente estado de la ciencia “aprender que es la ciencia y cuales son sus usos”. Siguiendo este camino, la parte histórica en el libro de *General Chemistry* era mucho menor que en el libro de Mullikan (*Mechanics, Molecular Physics, Heat and Sound -1937-*). En este apartado veremos como se sitúan los textos españoles entre estas dos tendencias.

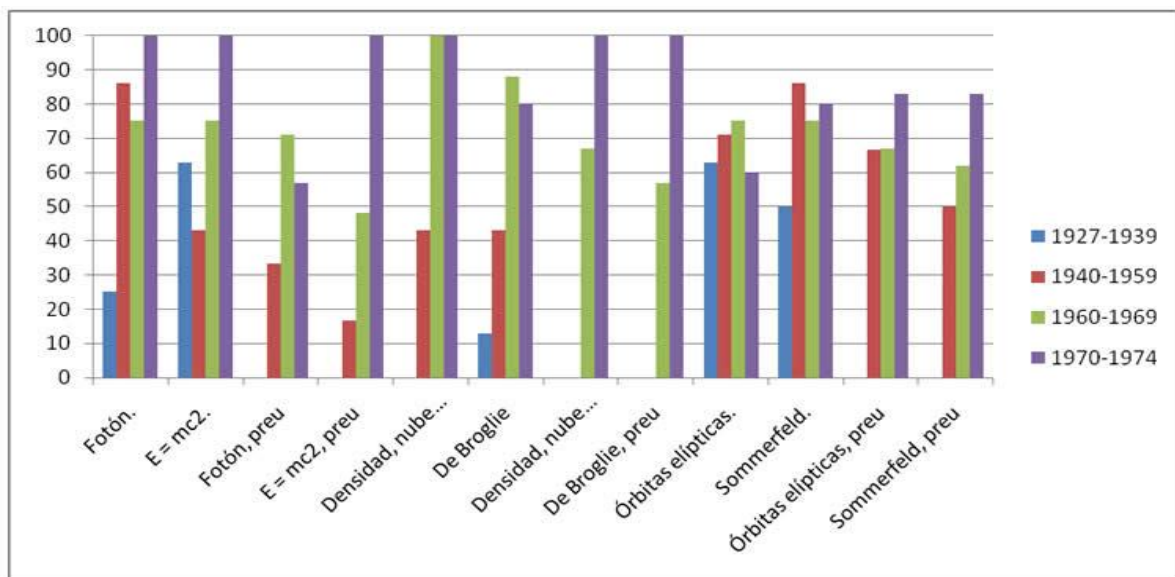
4.3.a. Ideas que entran en los libros de texto antes que sus autores.

En este apartado presentamos varios casos. Son las ideas o resultados de las investigaciones las que primeramente se utilizan en contextos donde resultan útiles pero que los autores de los textos entienden no deben desarrollar completamente y no citan al científico que las presentó. Así encontramos que se citan anteriormente los espectros para justificar la organización de los electrones a las series de las líneas del espectro que llevan los nombres de los científicos que las encontraban. El siguiente caso es citar que el modelo de electrones satélite en orbitas fijas es inestable pero con menos citas encontramos que este hecho contradice el principio de Maxwell. En los textos universitarios apenas se cita a Maxwell siendo sobrepasado en citas este autor por los textos preuniversitarios pensamos que quizás por la tendencia de estos textos por afianzar los conceptos más básicos.



Gráfica 29. Porcentajes de citas de los espectros y espectroscopistas, equilibrio entre fuerzas en la órbita e inestabilidad de una carga eléctrica para mantener el equilibrio de textos universitarios y de preuniversitarios respectivamente.

El siguiente caso es el fotón. Al hablar de la cuantización de la energía que propone Planck en los saltos entre niveles energéticos se cita más el fotón que al autor que lo propone, en este caso Einstein. Esto ocurre en los tres primeros periodos, en el cuarto se iguala o invierte la tendencia. A medida que comparamos conceptos más complejos como son los cuánticos que tardan más en aparecer en los textos, hay menos diferencia en la presencia en las citas entre las ideas y sus autores. Así tenemos otro ejemplo en los conceptos de la nueva mecánica como nube electrónica, densidad, orbital, probabilidad o citar a la nueva mecánica que aportaba la solución a los problemas que presentaba la Mecánica Clásica que se citan antes que a los autores que las representan. Presentamos en la gráfica únicamente a de Broglie que es el autor más citado de los tres que estudiamos en la categoría cuántica. En el último caso (órbitas elípticas y Sommerfeld) existe una pequeña diferencia en los porcentajes de las citas entre autor e idea, las órbitas elípticas que es un concepto muy fácilmente asimilable por las ideas clásicas para electrones satélite se citan más que al autor que lo propone, Sommerfeld, únicamente en los primeros periodos, posteriormente se igualan al citarse conjuntamente las órbitas elípticas y Sommerfeld. Pensamos como hemos dicho anteriormente, que a medida que avanzamos en los periodos, años sesenta y setenta, los textos se hacen más precisos y tienden a incluir ideas y autor.



Gráfica 30. Presencia de los porcentajes de citas del fotón y las citas de Einstein ($E=mc^2$), la densidad electrónica, nube electrónica y las citas del autor de Broglie y de las órbitas elípticas y Sommerfeld en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente.

4.3.b. Autores que se introduce su nombre en los textos antes de que sus ideas sean totalmente desarrolladas en los mismos.

En este apartado comentaremos los casos donde se cita a un autor para justificar nuevas ideas que superan o mejoran los modelos anteriores pero sin llegar a desarrollar las ideas del autor citado. Las citas de estos autores sirven para actualizar el texto dejando en suspenso la presentación de sus ideas bien por complicadas, por no estar totalmente desarrolladas o por entender los autores de los textos que no era pertinente desarrollarlas por el público al que iba dirigido el texto. Generalmente en los textos encontramos citas a pie de página o al final de los capítulos con un menor tamaño o en cursiva donde los autores facilitan al lector información para que éste por su cuenta pueda ampliar y completar su aprendizaje. A continuación mostramos algunos ejemplos:

Al final del capítulo VI (Estructura electrónica de los átomos) del libro (ESTEBAN BERMÚDEZ, J. y CAVANILLAS RODRÍGUEZ, J. (1967), p. 98), el autor escribe:

“Conviene dejar indicado que la teoría de Böhr corregida no aclara todas las cuestiones referentes al átomo, sistema aún más complejo en la realidad. Los más modernos estudios sobre el átomo se han desarrollado, y se desarrollan actualmente, tomando como base las teorías relativistas de la mecánica cuántica”.

En otro texto, en el capítulo IV (El átomo y su constitución) a pie de página, el autor en su libro (GALMES, J. (1961), p. 37) nos explica el efecto de empaquetamiento que se da en los núcleos de los átomos:

“Según la teoría relativista de Einstein, a una pérdida de masa corresponde un aumento de energía. Ahora bien, la suma de los 2 protones y 2 neutrones que forman el núcleo del helio, en estado libre, es igual a: 4,032076; en cambio, constituyendo el núcleo, su peso global es: 4, luego ha habido una pérdida de materia igual a la diferencia de los dos pesos, a esto se llama índice de ligadura o efecto de empaquetamiento”.

En el capítulo *átomos e iones*, el autor (IPIENS LACASA, A. (1959), p. 26), completa lo dicho en su texto con un pie de página al referirse a las mejoras del modelo atómico.

“Bohr y Sommerfeld orillaron estas dificultades aplicando al modelo atómico de Rutherford la teoría de los cuantos de energía de Planck (1)

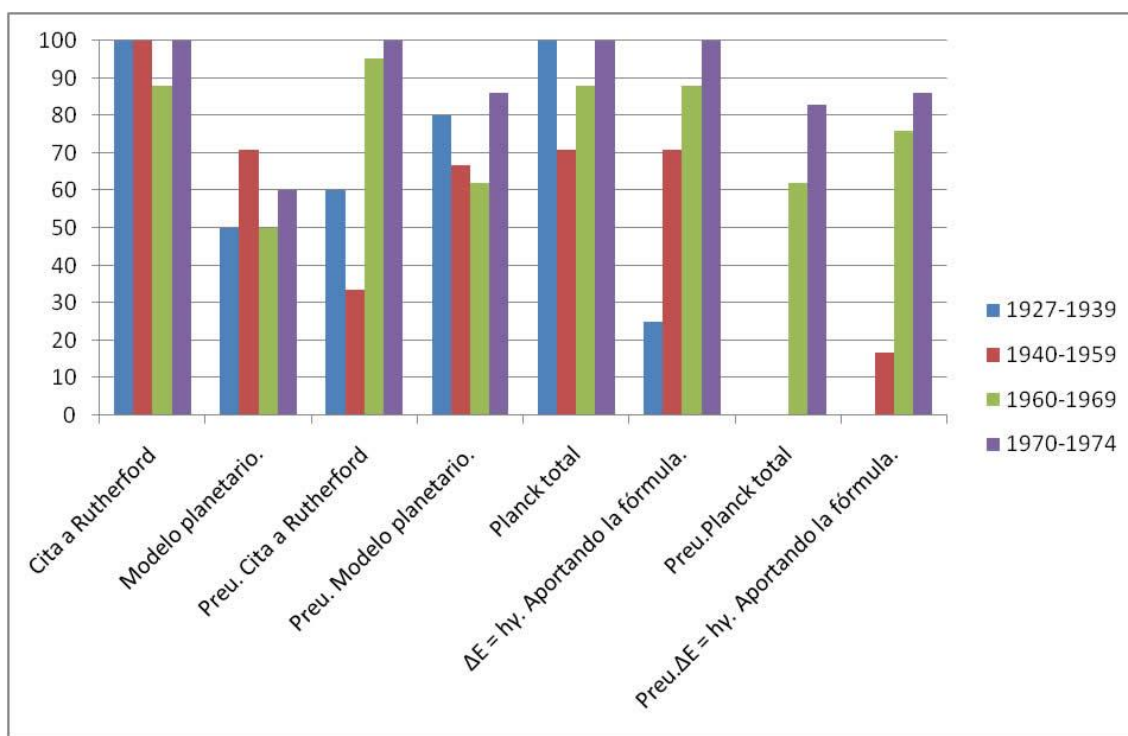
(1) Con arreglo a la teoría de los cuantos, los átomos emiten o absorben la energía en cantidades discretas, que reciben el nombre de cuantos de energía; un cuanto de energía está definido por el producto $E=h\cdot\gamma$...”

En el capítulo XXII (estudio de la envoltura del átomo. Excitación. Radiaciones. Espectros), Eugenio Saz (SAZ, E. (1943), p. 127.) cuando nos presenta el modelo atómico de Bohr nos dice a pie de página donde completar la información:

“Este físico Danés, tomando como punto de partida el modelo del átomo, compuesto de núcleo y envoltura de electrones, según la hipótesis de Rutherford, propuso en 1913 su modelo atómico, fundado en los tres siguientes postulados (2);

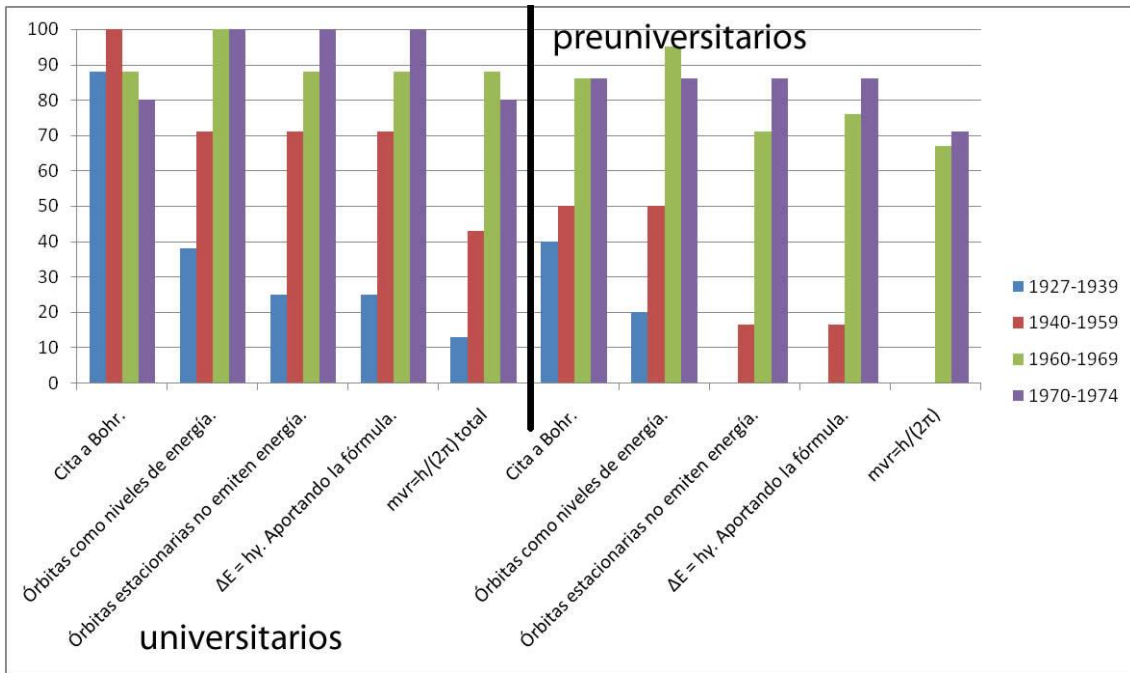
(2) Sobre este tema puede verse un resumen muy claro debido a j. Orozco Díaz, "La estructura electrónica de los átomos", Chemia, t. 12, marzo 1941, página 13, y también..."

En la siguiente gráfica presentamos los casos que hemos encontrado. Se cita en mayor proporción primeramente a Rutherford que las citas del modelo planetario. Esto ocurre en los libros universitarios sin embargo en los dos primeros periodos del nivel preuniversitario se invierte la tendencia hasta que a partir de los años sesenta los textos preuniversitarios vuelven a citar al autor antes que su modelo planetario. También se cita a Planck pero sin aportar la fórmula, $E=h\cdot\gamma$. aunque solo es en el primer periodo (1927-1939), en los siguientes periodos se igualan las citas del autor y su fórmula.



Gráfica 31. Porcentaje de citas del autor Rutherford y el modelo planetario y del autor Planck y su fórmula en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente.

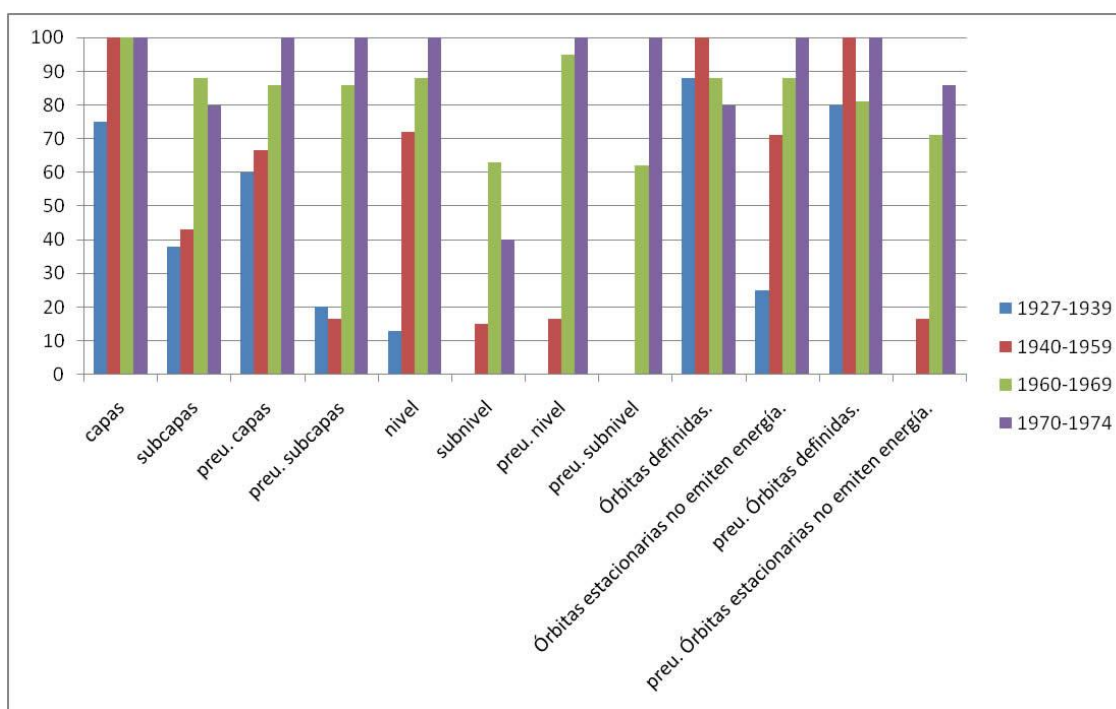
La siguiente gráfica compara al autor (Bohr) con sus postulados. Hasta los años sesenta se cumple que se cita a Borh en un alto porcentaje mientras que sus ideas lentamente van apareciendo en los textos. Ya en los últimos periodos, a medida que va completándose el modelo atómico que se presenta en los textos, se igualan las citas entre el autor y sus ideas.



Gráfica 32. Porcentaje de las citas al autor Bohr, los niveles de energía, las órbitas estacionarias, $\Delta E = h \cdot \gamma$ y $mvr = h/2\pi$ en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente.

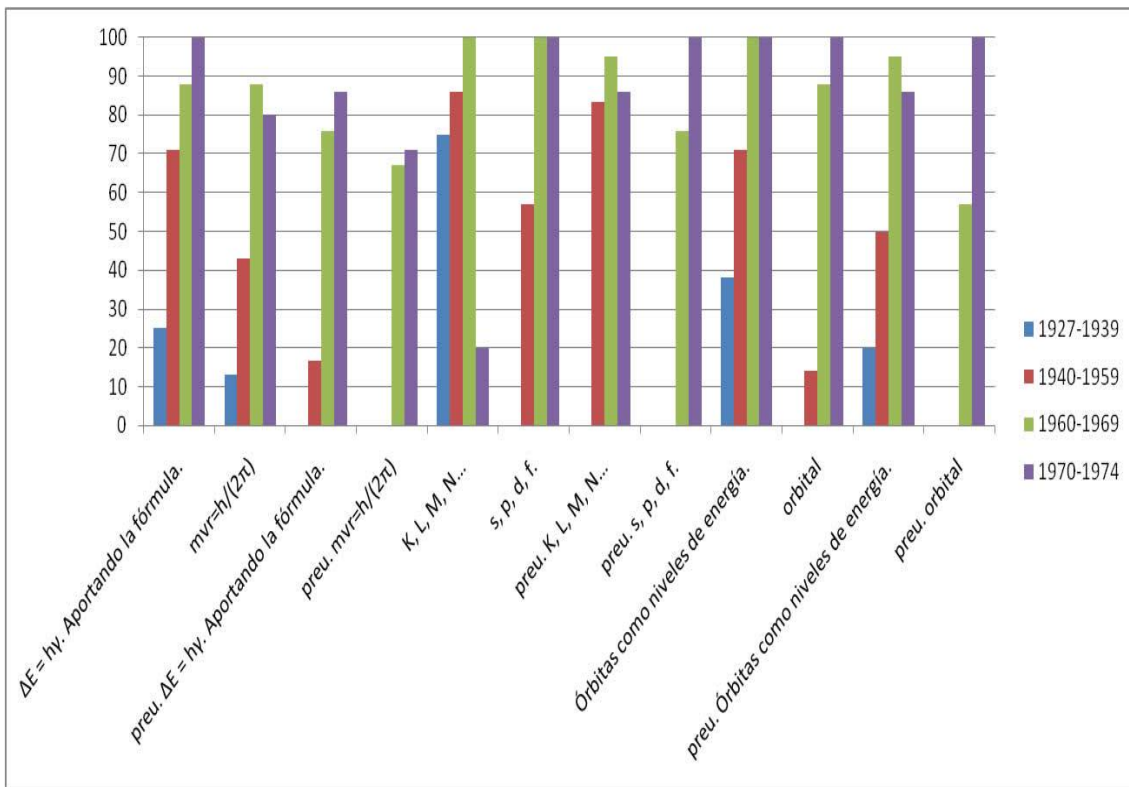
4.3.c. Aumento de la complejidad de las ideas.

En los textos siempre que tenemos varias ideas que están relacionadas, éstas van aumentando su presencia de un modo de complejidad creciente. En esta gráfica presentamos la idea de capa que es la más sencilla y la que presenta mayor número de citas y que engloba a la subcapa seguida del nivel y el subnivel. Lo mismo ocurre con la órbita definida por un radio que es más simple que cuando a esas orbitas se le impone una condición debido a un postulado de Bohr como es el no emitir energía



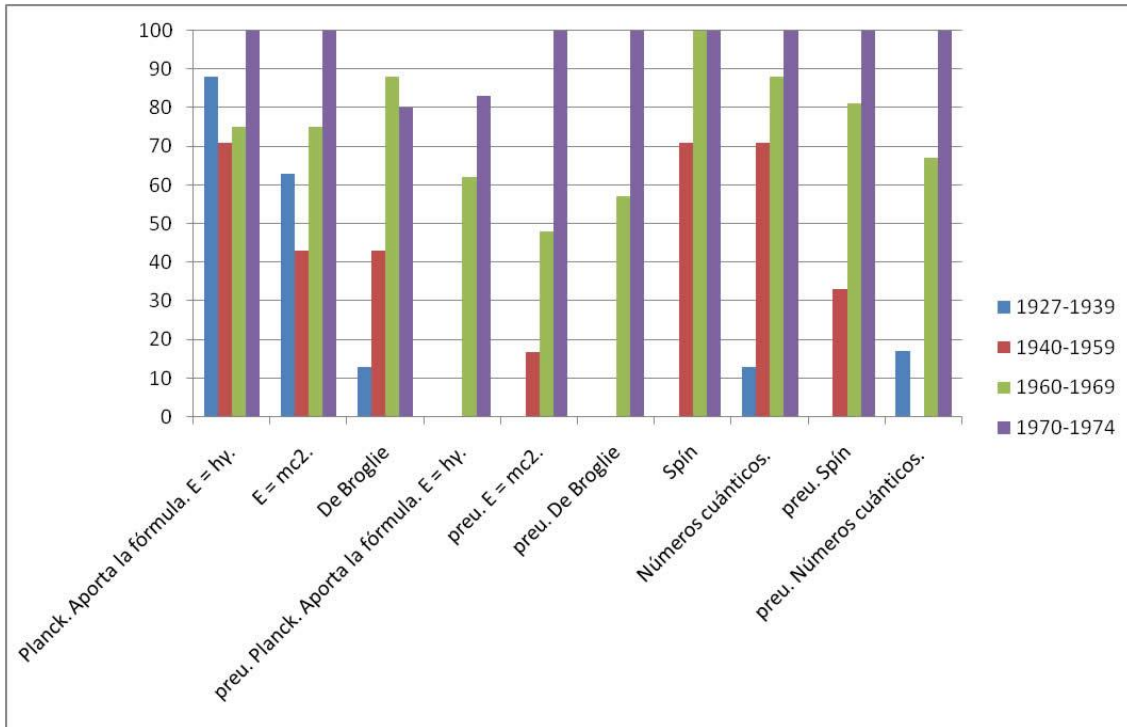
Gráfica 33. Porcentaje de presencia de citas de capas, subcapas, niveles, subniveles, órbitas definidas y órbitas estacionarias en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente.

La siguiente gráfica presenta también ideas que aumentan en su complejidad. El primer caso lo tenemos con los postulados de Bohr. Entendemos que el postulado donde el electrón pasa de una órbita estacionaria a otra más interior, emitiendo el sobrante de energía (E), en forma de radiación monocromática cuya frecuencia (γ) está dado por la fórmula $\Delta E = h\gamma$ es menos compleja que el postulado que dice el producto de la cantidad de movimiento (mv), por la longitud de la órbita ($2\pi r$), ha de ser igual a un múltiplo (n) del cuanto de Planck; $mvr=h/(2\pi)$. Otro ejemplo son los pisos o niveles L, M, N... menos complejos y que se dividen en otros subpisos o subniveles de energía s, p, d, f. más complejos. Otra idea más simple es la órbita clásica fija cuando se enfrenta al orbital que implica a los números cuánticos o la probabilidad de localizar al electrón en un espacio determinado. Como ya hemos dicho estas diferencias se presentan más marcadas en los primeros periodos, en los últimos periodos de nuestro estudio ya se igualan las citas.



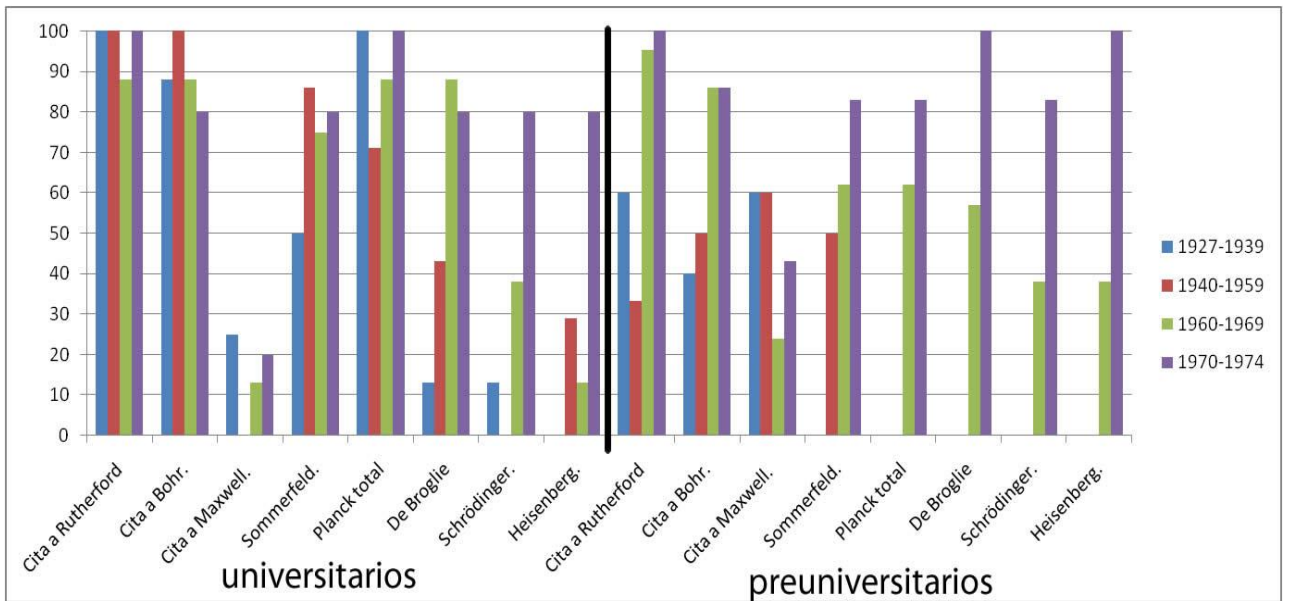
Gráfica 34. Porcentaje de citas de los postulados de Bohr, K,L,M,N... y s, p, d, f, las órbitas como niveles de energía y los orbitales a nivel universitario y preuniversitario respectivamente.

Otro caso donde encontramos un aumento de la complejidad de las ideas es citar a un autor como de Broglie que no se introduce en los textos hasta que las fórmulas ($E=h\nu$ y $E=m\cdot c^2$) en que se basa están asentadas. Lo mismo ocurre con el número cuántico de spin que se presenta más tempranamente por su similitud con el sentido clásico de movimiento de rotación de los planetas que las citas completa de los cuatro números cuánticos.



Gráfica 34. Porcentajes de citas de la fórmula de Planck y de Einstein, de las citas al autor de Broglie, el spin y los números cuánticos en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente.

Por último, presentamos a los autores de modelos atómicos que hemos trabajado en nuestro estudio. Encontramos en los textos universitarios que los autores más citados son Rutherford, Bohr y Planck seguidos de Sommerfeld y de los autores de la Mecánica Cuántica, el más citado es de Broglie seguido con un porcentaje menor de citas por Heisenberg y Schrödinger. Los textos preuniversitarios presentan una menor relación y equilibrio en los primeros dos periodos citándose al mismo nivel Maxwell que plantea la inestabilidad del sistema que autores como Rutherford o Bohr, pero en los últimos periodos ya volvemos a encontrar las mismas relaciones que en los textos universitarios.

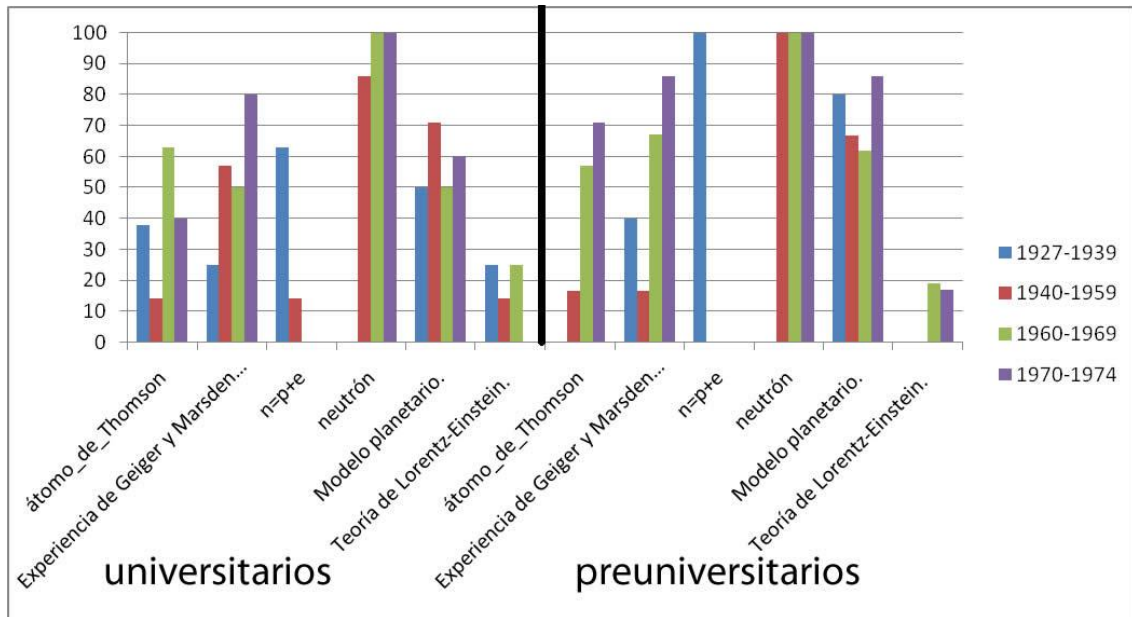


Gráfica 35. Porcentaje de citas a los autores Rutherford, Bohr, Maxwell, Sommerfeld, Planck, de Broglie, Schrödinger y Heisenberg en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente.

4.4.d. Interés por los libros por la historia de la química relativa a la composición del átomo.

Como ya dijimos al principio, hay autores que consideraban y prestaban atención en los textos a los hechos y modelos que suponían un progreso en la explicación del átomo aunque fueran rápidamente superados y otros autores entendían que se debían presentar los hechos, modelos y experiencias que representaban la actualidad de la química. El primer ejemplo es el modelo de Thomson que presenta un conglomerado de protones y electrones, unidos y revueltos. Este modelo fue rápidamente superado por las experiencias que apuntaban a un átomo con su núcleo que concentraba la casi totalidad de la masa del átomo y un espacio prácticamente vacío de gran tamaño en comparación con el núcleo, que contiene a los electrones orbitando alrededor de él. En los dos primeros periodos tanto a nivel universitario y preuniversitario apenas se cita este modelo y es a partir de los años sesenta que se cita por encima del 60% manteniéndose en los textos preuniversitarios pero perdiendo importancia de nuevo en los años setenta en los textos universitarios. Es un modelo que cuando se inicia el estudio del átomo se considera hay que conocerlo pero a nivel de universidad, ya está demasiado alejado de la realidad y pocos autores los mantienen en sus textos. Otro caso es citar la experiencia de Marsden y Geiger que bombardeando delgadas láminas metálicas permitieron a Rutherford plantear su modelo atómico. Su presencia en los textos va aumentando hasta llegar al último periodo en los años setenta donde ya es citado por encima del 70%. Un ejemplo de propuesta donde los libros de texto han pasado página a unas ideas una vez mejorada han sido los electrones planetarios. Debido a su carga neutra, el neutrón no pudo ser aislado hasta principios de los años treinta por Chadwick. Teóricamente se planteaba su existencia pero no al no estar aislado, los autores presentaban un núcleo compuesto por protones y electrones nucleares (que se diferenciaban de los electrones satélite que orbitaban), que se unían por la atracción entre cargas de distinto signo. En el primer periodo, tanto los libros universitarios como preuniversitarios citan esta unión pero una vez conocido el neutrón deja de citarse en los textos. La presencia del modelo planetario en los textos tan ligada a una idea clásica, aun citándose por encima del 50% no llega a encontrarse tan citado como su autor, Rutherford. Pensamos que al ser un sistema que se conocía que era inestable, aunque el modelo fuera muy fácilmente visualizable, muchos autores evitaron su presencia especialmente en el nivel universitario. Una última idea que incluimos en este apartado es conocida por la teoría de Lorentz-Einstein. Básicamente se refiere a que según Sommerfeld, los electrones podía recorrer órbitas elípticas con lo que la velocidad del electrón debería variar para mantener la velocidad areolar constante, afectando de ese modo, por la ecuación de Einstein, a la masa del electrón. Sus citas en textos universitarios están en los tres primeros periodos alrededor del 20% y no se cita a partir de los años setenta, sin embargo, en textos preuniversitarios entra a citarse a partir de los años sesenta como si hubiera sido necesario que se presentara en los textos universitarios para que se considerase su inclusión o bien su presencia puede ser debida al mayor interés histórico

que presentan los textos preuniversitarios interesados en desarrollar el origen de las teorías atómicas.



Gráfica 36. Porcentajes de citas del modelo de Thomson, experiencia de Geiger y Marsden, los electrones nucleares, el neutrón, modelo planetario y la teoría de Lorentz-Einstein en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente.

Capítulo 5- RESUMEN DE LOS RESULTADOS.

5.1. Libros de Química General.

5.2. Libros de Química en el Preuniversitario.

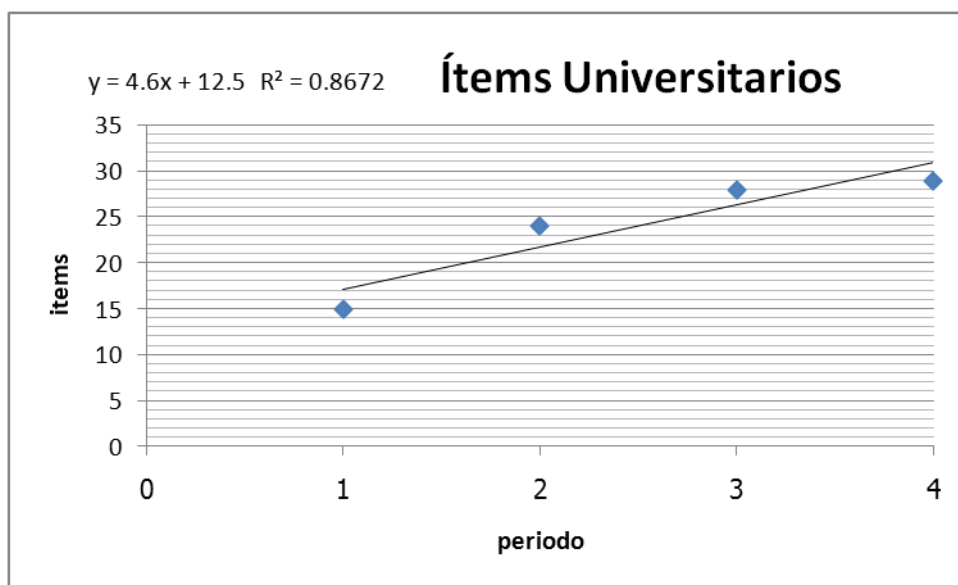
5.3. Libros específicos de Mecánica Cuántica.

5. Resumen de los resultados.

En el siguiente apartado vamos a presentar individualmente, los datos que hemos obtenido de cada ítem en cada nivel (universitario, preuniversitario y específicos de la Mecánica Cuántica).

5.1. Libros de Química General.

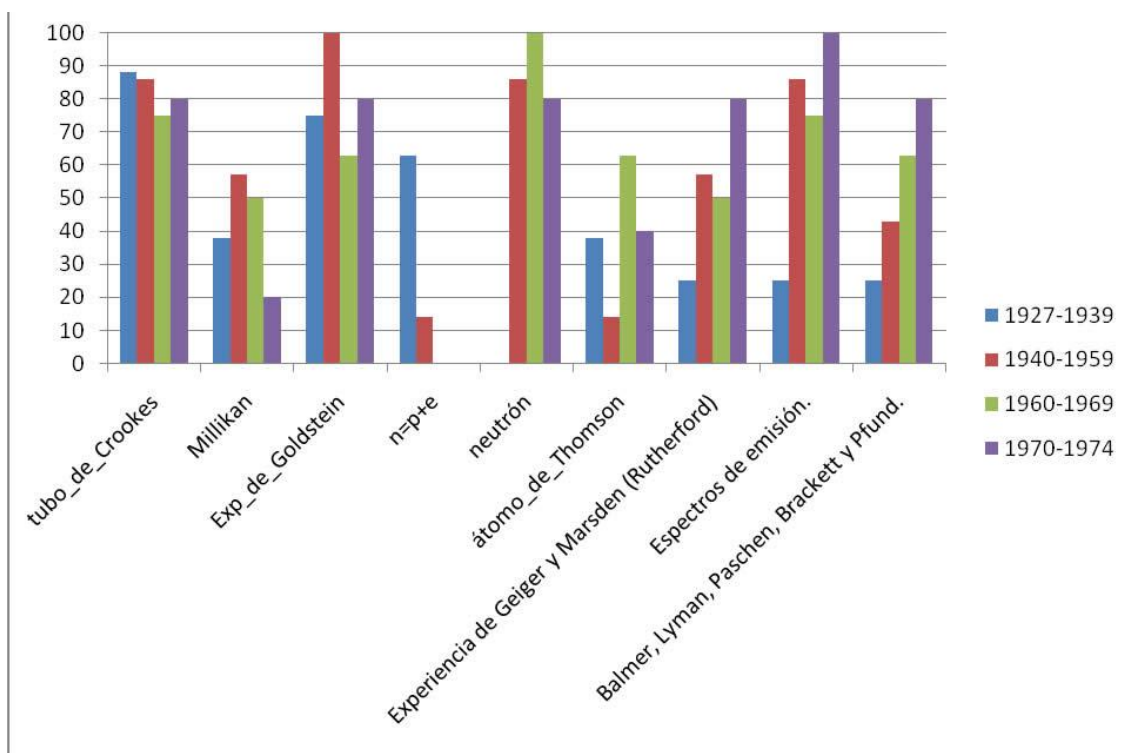
En los libros universitarios hemos visto que en general, los ítems que hemos seleccionado aumentan su presencia en los textos con el paso del tiempo. A grandes rasgos, los primeros ítems que entran son los que pertenecen a la categoría clásica, posteriormente los que hemos llamado precuánticos y finalmente la categoría cuántica. En la siguiente gráfica presentamos la media de todos los ítems, sin separar por categorías (clásica, precuántica y cuántica), con los que hemos trabajado en cada periodo. De todos modos, como ya hemos dicho anteriormente, estamos estudiando en nuestro trabajo una producción intelectual sujeta a las muy variadas circunstancias y factores que rodearon su publicación por lo que en nuestras gráficas, pretender encontrar una función matemática que representara su crecimiento no reflejaría la realidad, sin embargo, sí encontramos que la siguiente gráfica crece y muy en general podemos decir que por cada periodo avanzamos en el tiempo encontramos 4,6 ítems más que en el periodo anterior respondiendo a la ecuación: $Y=4,6X+12,5$.



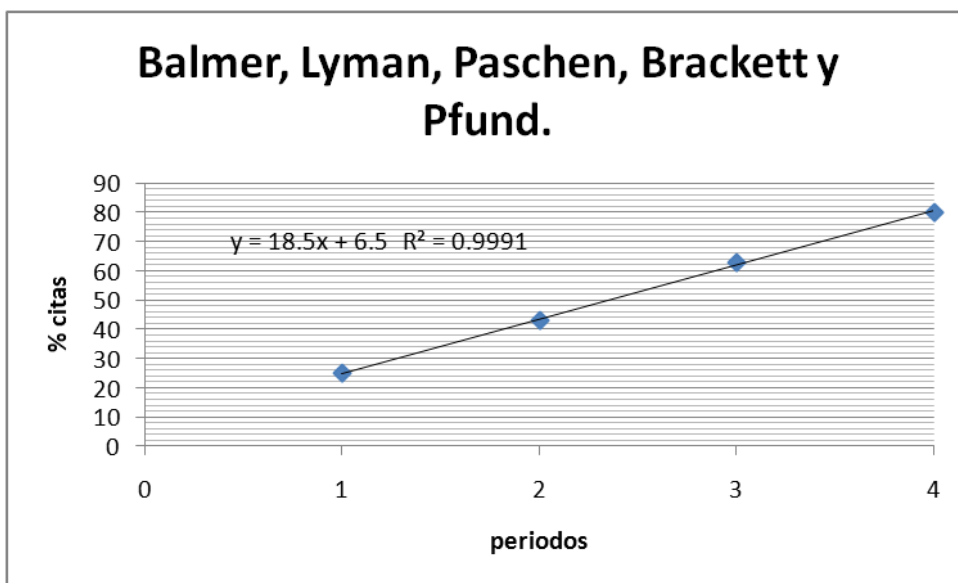
Gráfica 37. Ítems citados en textos universitarios por periodos.

Los primeros ítems se refieren al descubrimiento de las partículas fundamentales (**protón**, **electrón** y **neutrón**). Vemos por su presencia que se entienden como un contenido necesario de presentar en los textos desde el comienzo de nuestro estudio. Sin embargo, la experiencia de **Millikan** para cuantificar la carga del electrón, se presenta en los textos por encima del 40% en los tres primeros periodos pero ya en el último periodo, en los años setenta, disminuye su cita a la mitad. Los **electrones nucleares** se

presentan en los textos en el primer periodo que en nuestro estudio dura hasta el final de la guerra civil. Chadwick los aisló a finales de 1932 y teniendo en cuenta la inestabilidad política en España y que la guerra civil comenzó en el verano de 1936 parece razonable pensar que no hubiera tiempo suficiente para que los textos se actualizaran, sin embargo en el segundo periodo a partir de los años cuarenta, ya todos los textos se hacen eco del descubrimiento y lo incorporan en sus textos. Uno de los primeros modelos del átomo, rápidamente superado, fue el de **Thomson**. Podemos decir que mayoritariamente los textos universitarios no lo consideran necesario por pertenecer a la historia de la química y no ser parte del modelo actual del átomo. Sin embargo la experiencia (**Marsden y Geiger**) que permitió establecer un átomo prácticamente hueco, va aumentando su presencia a lo largo de los periodos hasta llegar a ser citado en el 80% de los textos del cuarto periodo, entendiéndose que debe ser una idea que debe presentarse. Los **espectros** de emisión y absorción que sirvieron para ir conociendo la organización de los electrones en el átomo, a partir de los años cuarenta se considera importante citarlos en los textos, sin embargo, los científicos que aportaron sus nombres al estudio de las **líneas del espectro**, tardan más en ser incluidos en los textos, aumentando lenta pero firmemente su presencia en los textos en torno a un 20% más en cada periodo. ($Y=18,5X+6,5$, $R^2=0,9991$)

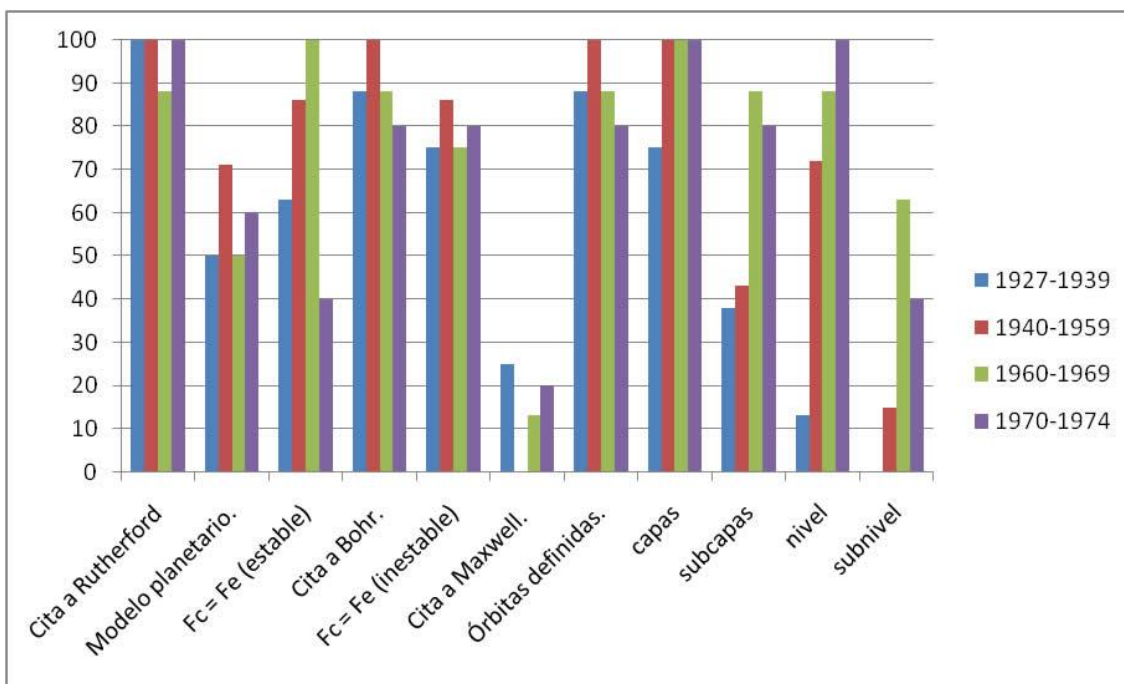


Gráfica 38. Ítems clásicos en textos universitarios por periodos.



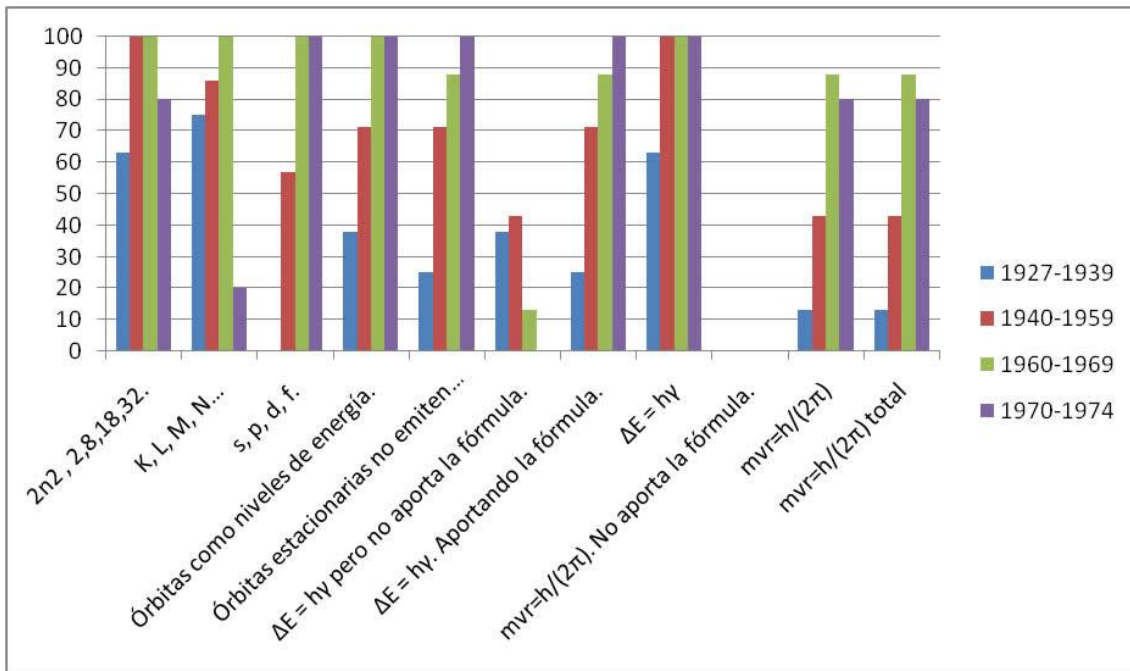
Gráfica 39. Autores de las líneas espectrales citados en textos universitarios por periodos.

El primer modelo atómico que entendemos por totalmente aceptado, es el de **Rutherford** que se cita prácticamente en todos los periodos. Su planteamiento de unos electrones orbitando gracias a un equilibrio entre la fuerza eléctrica atractiva y la centrífuga, excepto en el cuarto periodo que cae bruscamente, su cita aumenta. Pensamos que este descenso en las citas es porque está muy alejada la idea planetaria, de la realidad deslocalizada que presentaba la química actual para el electrón en el cuarto periodo. Quizás por esto mismo, la idea del **modelo planetario** aunque muy fácil de visualizar, no llega a ser una idea mayoritariamente presentada en los textos. Si bien por razones de la historia de la química, podría tener su sitio en los libros de texto, por un lado los libros de texto de este nivel no atienden tanto a ese aspecto y por otro lado, la idea como ya hemos dicho difiere mucho de la realidad actual del átomo por lo que parece que hay una tendencia a evitarlo. **Borh** como autor de una de las teorías que más han servido a conocer el átomo, está citado en todos los periodos así como el ítem de que ese modelo no era estable contraviniendo principios de la electrodinámica. Pensamos que citar esta **inestabilidad** de un modo tan mayoritario, incluso en el primer periodo, da un carácter de actualidad a los textos, abriendo puertas a nuevas explicaciones que quizás por la finalidad principalmente académica de los textos no se llegaban a desarrollar completamente. A pesar de ser tan mayoritariamente aceptada la cita de la inestabilidad de ese electrón orbital, contravenir la **ley de Maxwell**, la cita del nombre del autor (Maxwell) no es aceptada. Por último, vemos que la idea de **capa** o **nivel** es más aceptada que la idea de **subcapa** o **subnivel** que las engloba y también vemos que la capa, concepto muy asimilable desde el punto de vista de la física clásica, es más fácilmente aceptada en los textos que la idea de nivel que introduce connotaciones cuantísticas basadas en los cuantos de Planck o el fotón.



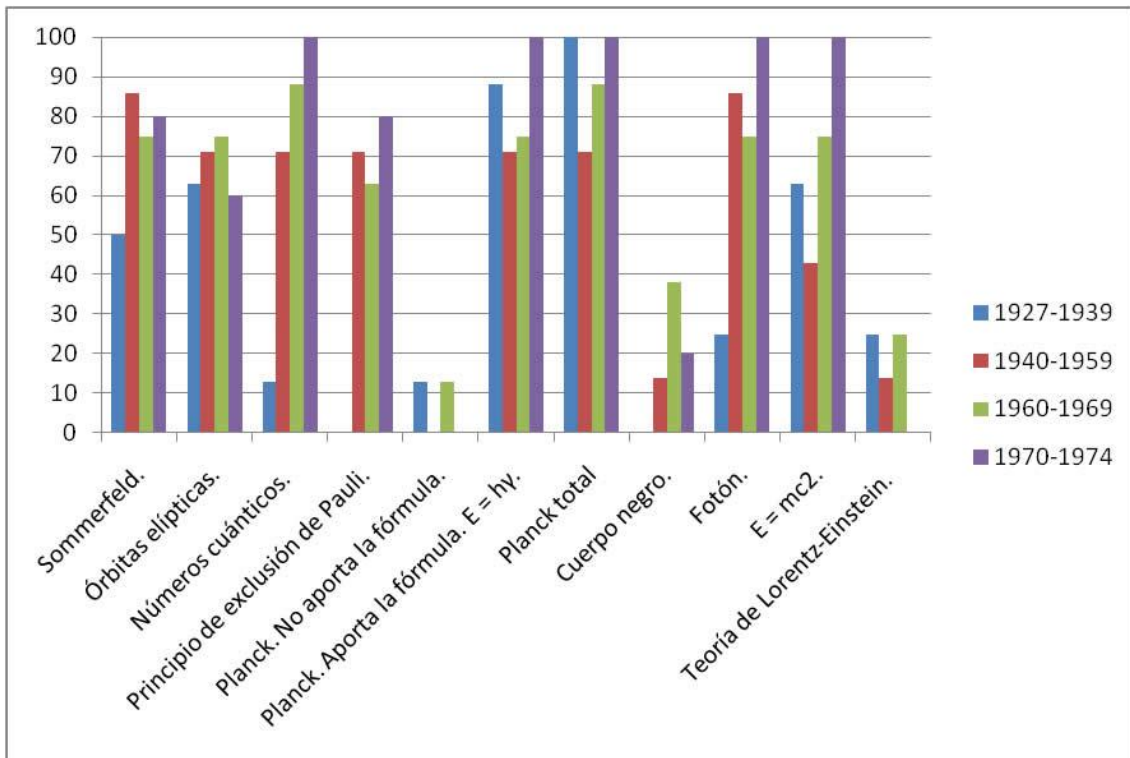
Gráfica 40. Ítems precuánticos en los textos universitarios por periodos I.

El número en que se organizaban los electrones en sus órbitas alrededor del núcleo se acepta en todos los textos a partir del segundo periodo, sin embargo lo que varía es el modo de llegar a ese número. En los primeros periodos se ofrecía la fórmula $2n^2$, sin embargo a medida que nos acercamos a los periodos finales y se introducían los números cuánticos, el número de electrones se conoce por los que admite cada tipo de orbitales. Así vemos que a partir del tercer periodo es mayoritario citar los orbitales **s, p, d, f** mientras que las capas **K, L, M**, aun citándose ampliamente en los tres primeros periodos, cae su cita bruscamente en el último periodo quedándose prácticamente como un hecho a considerar en la historia de la química. La propuesta de Bohr de unos electrones en unas **órbitas estacionarias** que **no emitían energía** en su giro y que cumplían unos requisitos cuánticos, prácticamente se aceptan las dos ideas de un modo paralelo, creciendo en sus citas desde el primer periodo al tercero. Para que estas ideas pudieran entrar en los textos, el autor en que se basaba Bohr para sus propuestas tenía que haber sido aceptado previamente como vemos que es el caso, ya que Planck es citado en todos los niveles por encima del 70%. De los postulados de Bohr, el **salto energético** entre órbitas es prácticamente aceptado en todos los niveles ya sea aportando la fórmula, mayoritariamente, o solamente citando su enunciado sin embargo el postulado que relaciona en **momento del electrón con el radio de la órbita** no se presta para citarlo sin presentar la fórmula y su presencia es menor y entra mucho más lentamente.



Gráfica 41. Ítems precuánticos en los textos universitarios por periodos II.

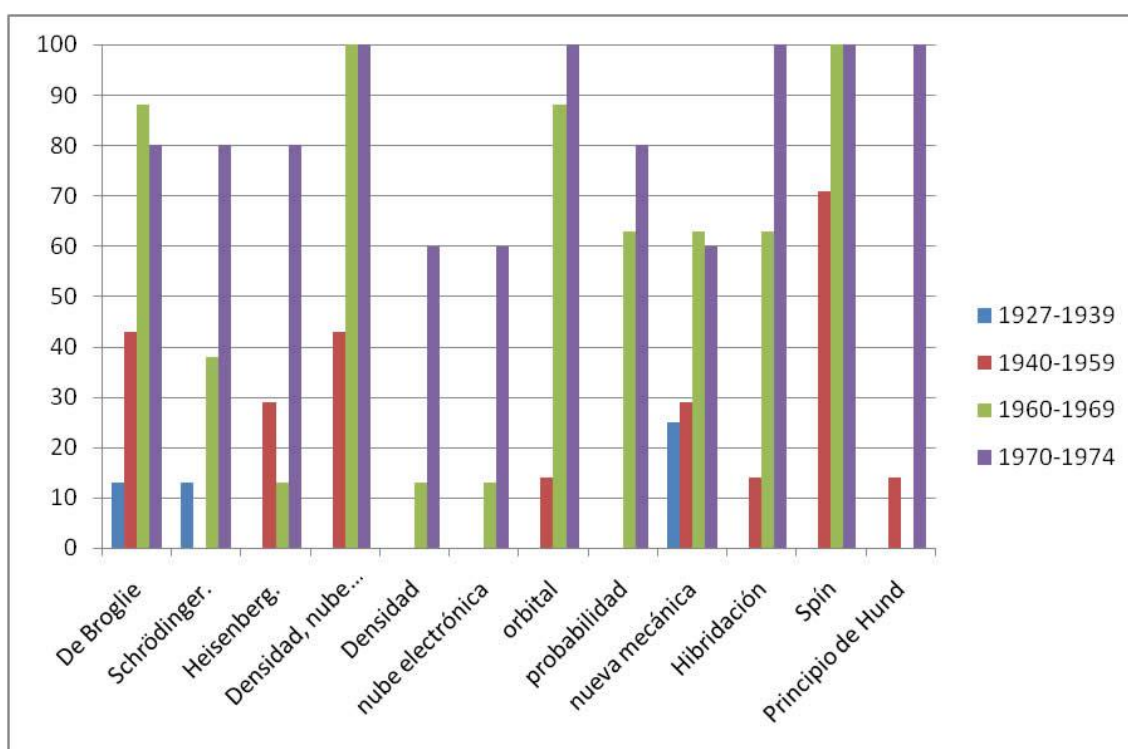
La ampliación de las ideas de Bohr con las **órbitas elípticas** de **Sommerfeld** aunque sin llegar al 100% de las citas, es una idea y un autor que parecen necesarios de presentar en los textos. Los números cuánticos se presentan en los libros de texto desde el segundo periodo y unidos a ellos se presenta la cita del **principio de exclusión de Pauli**. Tanto el caso anterior de Sommerfeld y sus órbitas elípticas como este caso de los **números cuánticos** y el principio de Pauli, aunque no se presentan con el mismo porcentaje que significaría que se citan juntos en los textos, si son ideas muy relacionadas (Sommerfeld-órbita elíptica y número cuántico-principio de exclusión de Pauli) por lo que tienen porcentajes de citas muy parecidos. **Planck** ha entrado como autor desde el primer periodo en nuestros textos y generalmente citado junto a su fórmula. No todos los ítems que empiezan a entrar en los textos aumentan su presencia que es lo general sino que pueden desaparecer su presencia en los siguientes periodos lo cual que es menos frecuente. En el caso del **cuerpo negro**, algunos autores consideran conveniente presentarlo en sus textos y otros no, por lo que se va a mantener estable su cita desde los años cuarenta solamente citados por unos pocos textos en un porcentaje muy bajo pero sostenido sin que los demás autores consideren necesario incluirlo. En el caso de **Einstein** por un lado hemos considerado el **fotón** que ya desde el segundo periodo se cita por encima del 70% casi siempre asociado a la energía asociada al salto electrónico entre niveles y otra aportación suya como es su fórmula que relaciona **la masa con la energía**. Una teoría que apenas encontramos citada es la teoría de **Lorentz-Einstein**, sólo algunos autores le dieron importancia en los tres primeros periodos pero sin llegar a convertirse en una teoría que llegara a introducirse en todos los textos. Es un ejemplo de una idea que algunos autores consideran lo deben incluir en sus textos pero no llega a establecerse como importante para el resto de autores de textos.



Gráfica 42. Ítems precuánticos en los textos universitarios por periodos III.

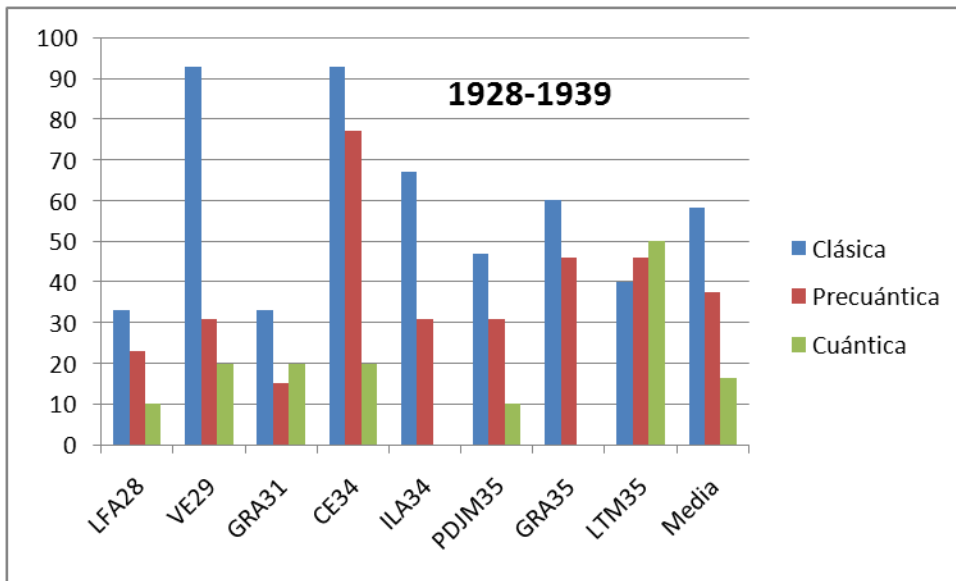
El primer autor de la nueva mecánica que encontramos y el que más se cita es **de Broglie**. Hay que decir que su presencia va aumentando pero sólo cuando ya están consolidadas las citas en los textos de Planck y de Einstein ($E=mc^2$). De los otros autores, **Heisenberg** y **Schrödinger**, no es hasta el cuarto periodo cuando podemos decir que se citan en los textos como un ítem consolidado. Para que estos autores, como le pasaba a de Broglie, sean incluidos en los textos es necesario que primeramente sus ideas fueran aceptadas en los textos. El ítem que recoge el citar la **nueva mecánica** tal cual, sin explicarla se empieza a introducir en los textos desde el primer periodo, sin embargo ideas y conceptos que las desarrollan entran más lentamente. En general, conceptos relacionados con esta nueva mecánica (nube electrónica, densidad, probabilidad, orbital) son presentados, por así decirlo, en el segundo periodo y aceptados en el tercer periodo en todos los textos. Las ideas relacionadas con esta nueva mecánica son muy variadas y los textos no las utilizan todas sino que se reparten según entiendan los autores deben incluirlos. La idea nueva más citada y que primeramente encontramos es la de **orbital** (pensamos que por su relación con la idea de órbita clásica que fue fácilmente aceptada), seguida de la idea de **probabilidad** que aun siendo una idea propia de la Mecánica Cuántica puede asimilarse desde un punto de vista clásico tratando de localizar el electrón en un espacio determinado. Sin embargo, las ideas de **densidad electrónica** o **nube electrónica** pensamos que participan más de una idea de deslocalización, de pérdida de identidad de propiedades como la masa por lo que su introducción en los textos es más lenta. Una idea que fácilmente se introdujo en los textos proveniente de la Mecánica Cuántica, pensamos que por su utilidad en la

Química Orgánica para explicar la orientación de los enlaces en el carbono, fue la idea de **hibridación**. Este ítem ya aparece eso si, mínimamente citado en el segundo periodo, pero aumenta rápidamente en los años sesenta y aceptado totalmente en los años setenta. Un concepto que hemos considerado como precuántico que ha sido rápidamente aceptado en los textos, a partir del segundo periodo, es el de **spin**. Su aceptación ha sido debido a su fácil asimilación con la idea clásica de movimiento de rotación de los planetas más que a un concepto cuántico. Por ejemplo encontramos en los textos; "Aún queda el hecho a considerar, y es que el electrón, además de girar alrededor del núcleo, tiene un movimiento de rotación sobre si mismo, movimiento que recibe el nombre de spin" o "De una manera intuitiva, el spin se puede designar como un giro o una rotación propia de los electrones, (análoga a la rotación de la tierra sobre su propio eje), que puede tener lugar solamente en dos sentidos" , explicaciones que pensamos están muy alejadas de las ideas de la Mecánica Cuántica. Por último, el **principio de Hund**, es un ítem que no es hasta el cuarto periodo que lo encontramos citado y aceptado por todos los textos.

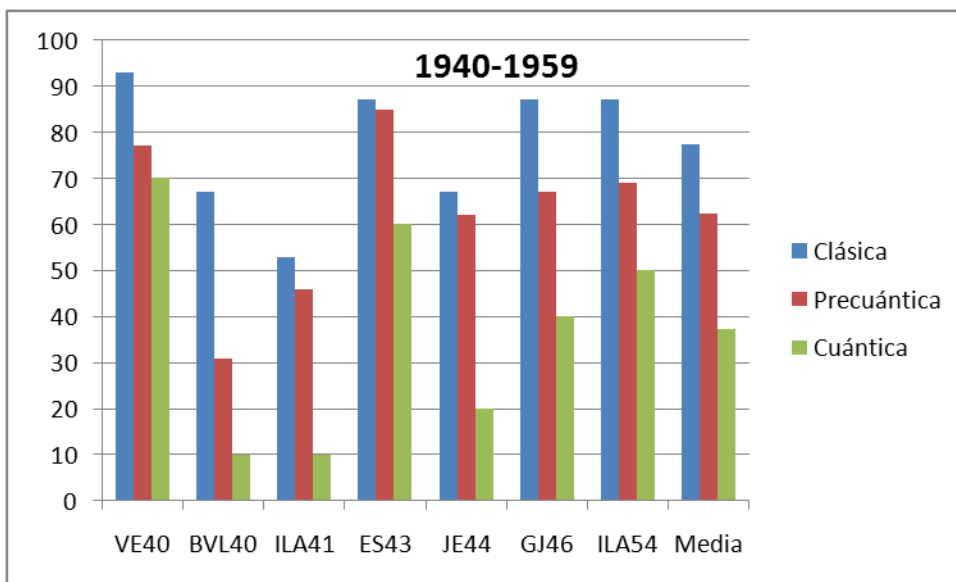


Gráfica 43. Ítems cuánticos en los textos universitarios por periodos.

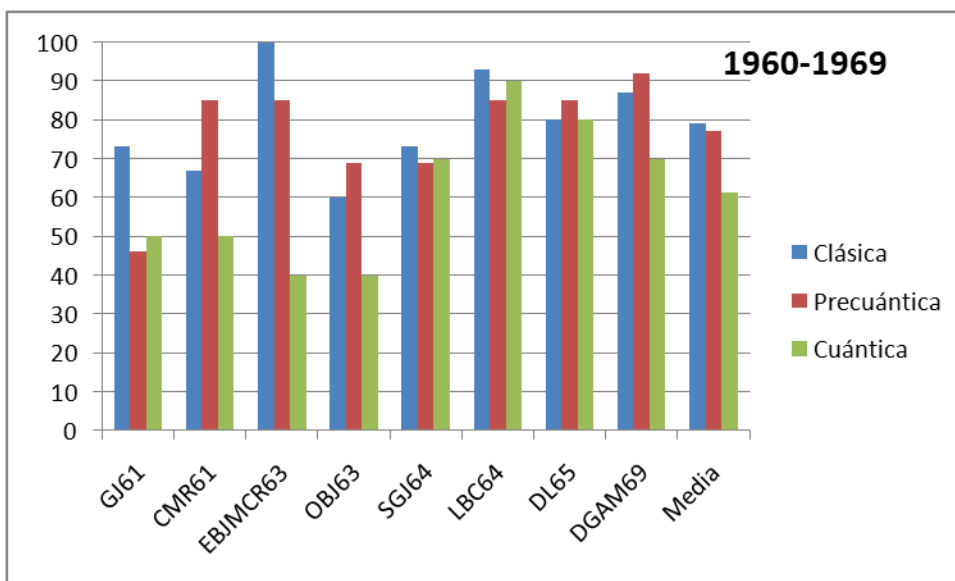
Las siguientes gráficas representan el porcentaje de los ítems que presentan los libros de textos universitarios por categorías en los distintos periodos. En estas gráficas vemos como vamos pasando de una predominancia de las ideas clásicas hasta que se igualan las citas a la categoría clásica, precuántica y cuántica en el último periodo. También nos da una idea de la heterogeneidad de los contenidos presentados en los textos respecto a los ítems que hemos estudiado y nos permite conocer texto por texto el planteamiento que aborda a la hora de estudiar el modelo atómico.



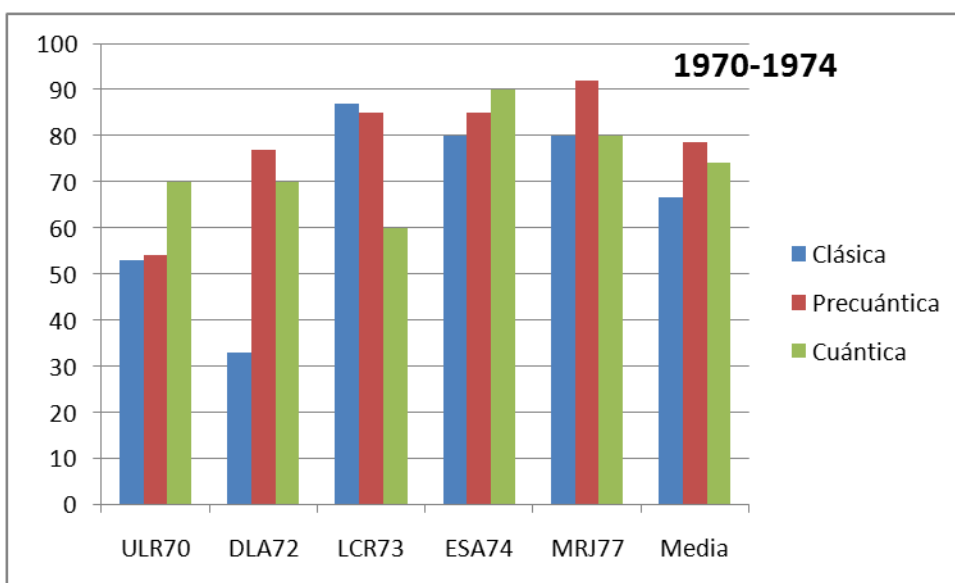
Gráfica 44. Porcentaje de las distintas categorías en los textos universitarios del primer periodo.



Gráfica 45. Porcentaje de las distintas categorías en los textos universitarios del segundo periodo.



Gráfica 46. Porcentaje de las distintas categorías en los textos universitarios del tercer periodo.



Gráficas 47. Porcentaje de las distintas categorías en los textos universitarios del cuarto periodo.

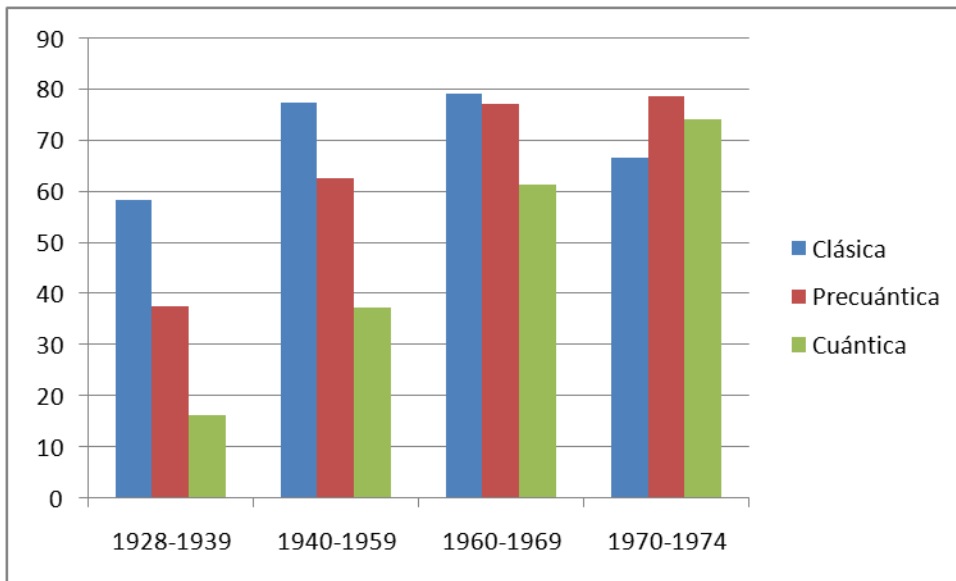
Los textos consultados y que se corresponden con las siglas son los siguientes:

- LFA28 LÓPEZ FRANCO, ANTONIO. (1928). *Compendio de química*, Talleres Voluntad, Madrid.
- VE29 VITORIA, EDUARDO. (1929). *Manual de química moderna*. Estudios teórico-práctico del Instituto Químico de Sarria, Barcelona, Tipografía Católica Casals, Librería Casa Editorial, Imprenta Pontificia, Decima Edición, Barcelona.

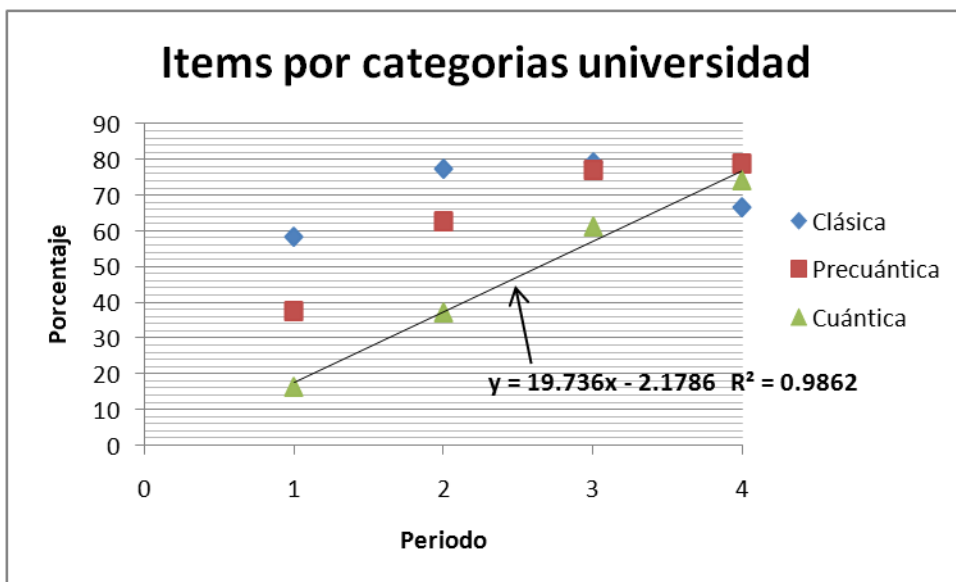
- GRA31 GREGORIO ROCASOLANO, ANTONIO. (1931) *Tratado de Química contiene las más importantes aplicaciones a las artes, industrias, agricultura, medicina, higiene, etc*, Imprenta Ed. Gambón, 5ª edición revisada, Zaragoza.
- CE34 CALVET, E. (1934). *Química General Aplicada a la Industria con prácticas de laboratorio. I Química Inorgánica, Preliminares y cuerpos simples*, Salvat Editores, S. A. 1ª Edición. Madrid.
- JLA34 IPIENS LACASA, ANTONIO. (1934). Catedrático numerario de la Universidad de Valencia. *Química inorgánica. Tomo 1*, 2ª Edición, Establecimiento Tipográfico de A. Medina, Toledo.
- PDJM35 PLA DALMÁU, JOSÉ MARÍA. (1935). *Elementos de Química General*. 2º Edición. Dalmáu Carles, Pla, S.A. Editores. Gerona.
- GRA35 DE GREGORIO ROCASOLANO, ANTONIO. (1935). *Tratado de Química*, Sexta edición revisada, Imprenta Editorial Gambón, Madrid.
- LTM35 LORA TAMAYO, MANUEL. (1935). *Química para médicos*, establecimiento tipográfico de A. Medina, Toledo.
- VE40 VITORIA, EDUARDO. (1940). *Manual de química moderna*, duodécima edición, Enriquecido con un apéndice sobre la constitución del átomo. Librería de la tip. cat Casals, Barcelona.
- BVL40 BERMEJO VIDA, LUIS. (1940). *Química y Bioquímica. Tomo 1. Química inorgánica*. Ed. Victoriano Suárez, Madrid.
- ILA41 IPIENS LACASA, ANTONIO. (1941) *Tratado de química general, tomo primero, química inorgánica*. Cuarta edición. Madrid.
- ES43 SAZ, S. J. EUGENIO. (1943). *Fundamentos de la Química general según la teoría de las valencias positivas y negativas*. Tomo Primero. Principios generales fundamentales, Editorial Tip. Cat Casals, Barcelona.
- JE44 JIMENO, EMILIO. (1944). *Química General*, 2ª Edición, S.A.E.T.A. (Sociedad anónima española de traductores y editores), Madrid.
- GJ46 GALMES, JUAN. (1946). *Química inorgánica*. 1ª Edición. Salvat Editores, S. A. Barcelona-Buenos Aires.
- ILA54 IPIENS LACASA, ANTONIO. (1954). *Tratado de química general, tomo primero, química inorgánica*. Séptima edición. Librería San Martín, puerta del Sol, Madrid, Impreso en los talleres penitenciarios de Alcala de Henares, Madrid.
- GJ61 GALMES, JUAN. (1961). *Manual de química, general y descriptiva*, Editorial Tip. Cat. Casals, Barcelona.
- CMR61 CANIVELL MORCUENDE, RAMIRO. (1961). *Curso de iniciación, Ampliación de Química*. E.T.S. de Ingenieros Industriales. Bilbao.
- EBJMCM63 ESTEBAN BERMUDEZ, J. M. Y CANAVILLAS RODRÍGUEZ J.M. (1963). *Iniciación a la química superior*. Ed. Alhambra, S. A. Madrid.
- OBJ63 ORTÍN BELLIDO, JOSÉ. (1963). *Química General*. Editor: J. Ortín Bellido. Reus.
- SGJ64 SANCHO GÓMEZ, JUAN. (1964). *Química General*. Editorial Romo.

- Murcia.
- LBC64 LÓPEZ BUSTOS, CARLOS. (1964). *Química*. Gregorio del Toro, - Editor. Madrid.
- DL65 DÍAZ, LUIS. (1965). *Química inorgánica, Apuntes de la E. T. S. de Ingenieros Industriales*, Comisión de publicaciones. Barcelona.
- DGAM69 DE LA GRANJA ALONSO, MANUEL. (1969). *Temas de Química*. E. I. Técnicas. Ed. Alhambra, S. A. Bilbao.
- ULR70 USÓN LACAL, R. (1970). *Química Universitaria Básica*, 1ª edición española, Editorial Alhambra, S.A. Madrid.
- DLA72 DOADRIO LÓPEZ, ANTONIO. (1972). *Química inorgánica I parte teórica*, 1ª edición, Copyrecord, Madrid.
- LCR73 LUZÓN CUESTA, RAFAEL. (1973). *Apuntes de Química 1ª parte*, Servicio de publicaciones Escuela de Ingeniería Técnica, Cartagena.
- ESA74 ESTEVE SEVILLA, ALFONSO. (1974). *Curso de Química*, ECIR.- Industrias Gráficas, 11ª edición, Valencia.
- MRJ77 MORCILLO RUBIO, JESÚS. (1977). *Temas Básicos de Química*, primera Edición, Editorial Alhambra, S.A. Madrid.

La siguiente gráfica presenta las medias en los distintos periodos. Vemos que la categoría clásica aumenta hasta el segundo periodo y su presencia disminuye en el cuarto periodo quizás por pertenecer sus conceptos e ideas ya a la historia de la química y se alejan de las ideas actuales quedando relegados presumiblemente a trabajarse en otros niveles inferiores. La categoría precuántica aumenta en este caso hasta el tercer periodo y se mantiene en el cuarto sin disminuir su presencia quizás por ser ideas relacionadas con la cuantización de la energía propuesta por Planck y que son necesarias para desarrollar el siguiente modelo cuántico. La categoría cuántica aumenta su presencia en los cuatro periodos y lo hace de un modo progresivo y lineal ($Y=19.736X-2.1786$) aumentando aproximadamente un 20% por periodo.



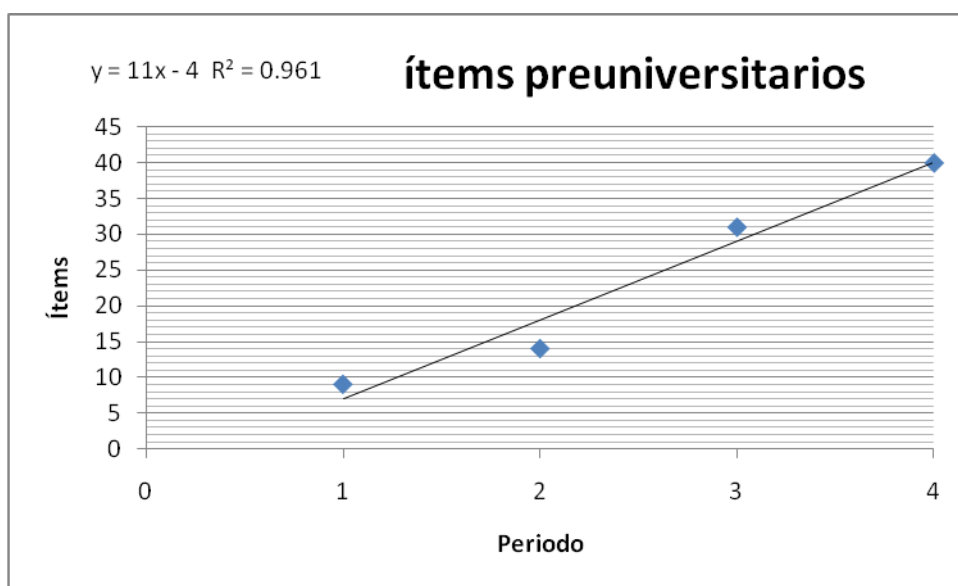
Gráfica 48. Porcentaje de las medias de los ítems presentados en las distintas categorías por periodos en los textos universitarios.



Gráfica 49. Recta que representa el aumento en los distintos periodos de los porcentajes de los ítems de la categoría cuántica en el nivel universitario.

5.2. Libros de Química del curso preuniversitario.

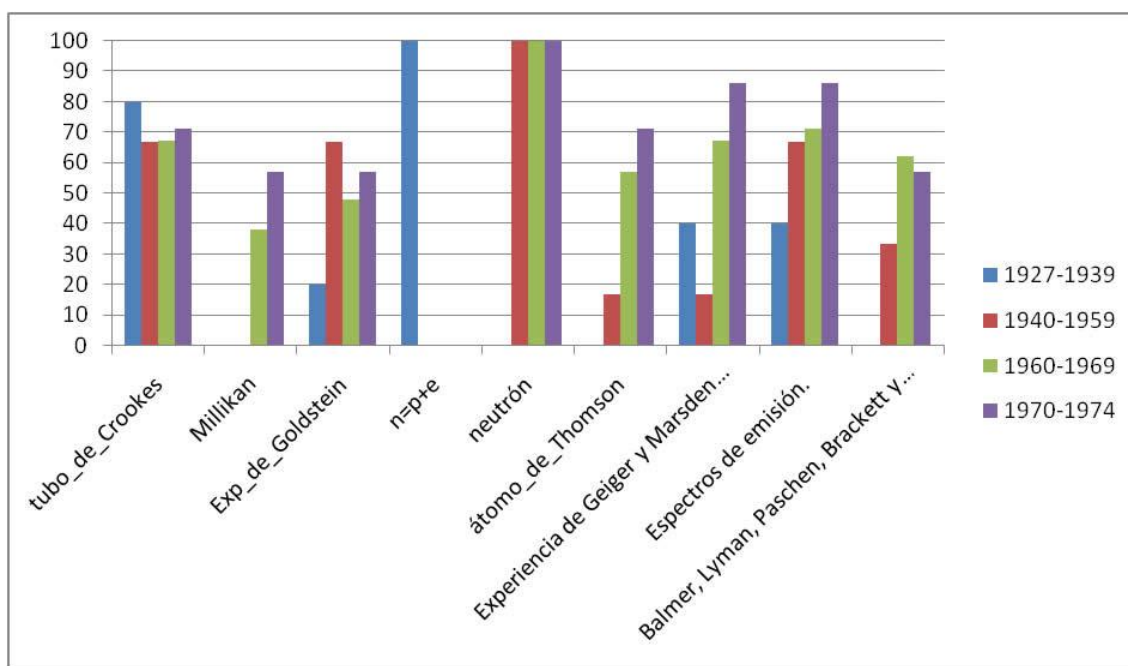
En los libros de texto para el curso previo a la universidad encontramos que los ítems que hemos seleccionado generalmente aumentan el porcentaje de sus citas a medida que pasa el tiempo. En la siguiente gráfica hemos seleccionado todos los códigos que hemos considerado en nuestro estudio sin separar por categorías clásica, precuántica y cuántica. Como ya hemos advertido, pretender obtener una función que represente la producción intelectual sometida a tantos factores en los textos no es posible, sin embargo, nos ayuda a hacernos una idea de como aumenta la complejidad de los textos. Así vemos, aunque no representa la realidad, ya que la diferencia real entre el primer periodo y el segundo son 4 ítems, que por cada periodo aumentamos los textos en 11 ítems según la ecuación de la recta; $Y = 11X - 4$.



Gráfica 50. Ítems citados en textos preuniversitarios por periodos.

Haremos un resumen individual de los ítems; las partículas fundamentales (electrón, protón y neutrón) podemos decir que se presentan en todos los textos. De las experiencias de **tubos de descargas** con gases enrarecidos vemos que los textos les dan más importancia al comportamiento de los electrones que a los cationes por el mayor número de citas de la **experiencia de Crookes** y de **Millikan**. Los **electrones planetarios** también se citan en el primer periodo hasta que Chadwick aisló el **neutrón** en 1932 pero como ya hemos dicho el comienzo de la guerra civil no deja mucho tiempo para que se recogiera en los textos. Ya a partir del segundo periodo en los años cuarenta, si se cita el neutrón y desaparecen las citas al electrón nuclear. El átomo de **Thomson** va aumentando su presencia a partir del segundo periodo hasta superar el 70% en el cuarto periodo, presentándose en gran parte de los textos. La experiencia que consolidó el modelo del átomo con su núcleo y la corteza (**experiencia de Marsden y Geiger**), aunque se cita en los dos primeros periodos, no es hasta el tercero, en los años sesenta que se empieza a citar de un modo importante. Para saber como se organizaban

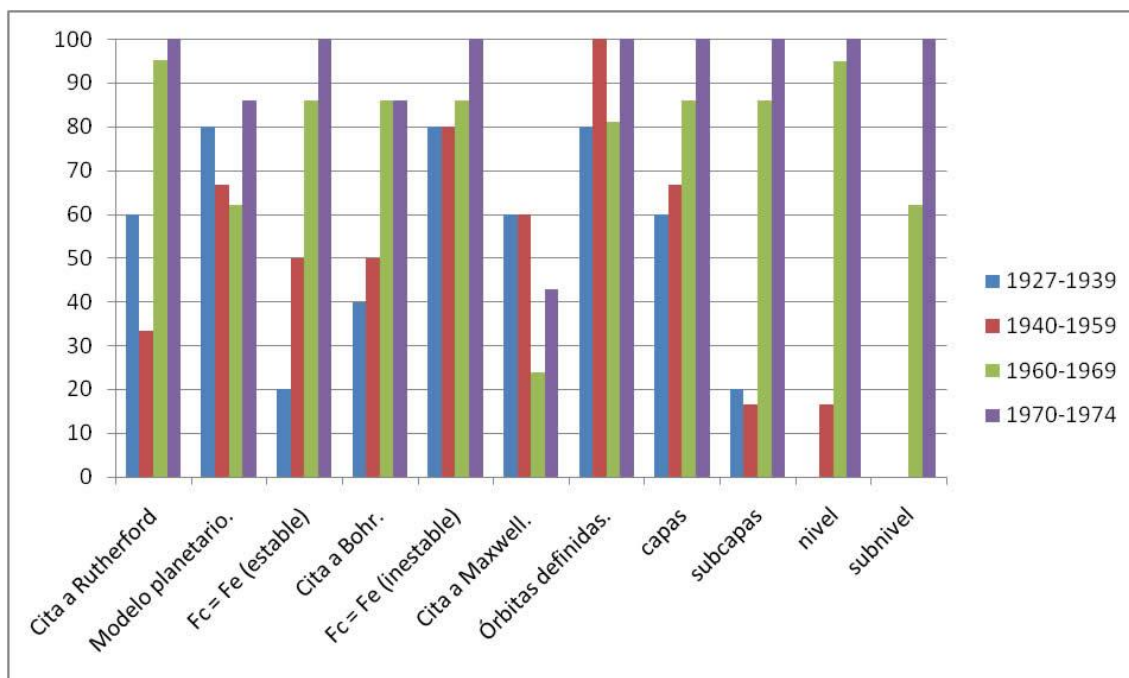
los electrones en la corteza, las citas a los **espectros** son importantes a partir del segundo periodo y por detrás en citas, están los autores que daban nombre a sus estudios con las **líneas del espectro** pero sin llegar al mismo número de citas de los espectros.



Gráfica 51. Porcentaje de la categoría clásica en los textos preuniversitarios por periodos.

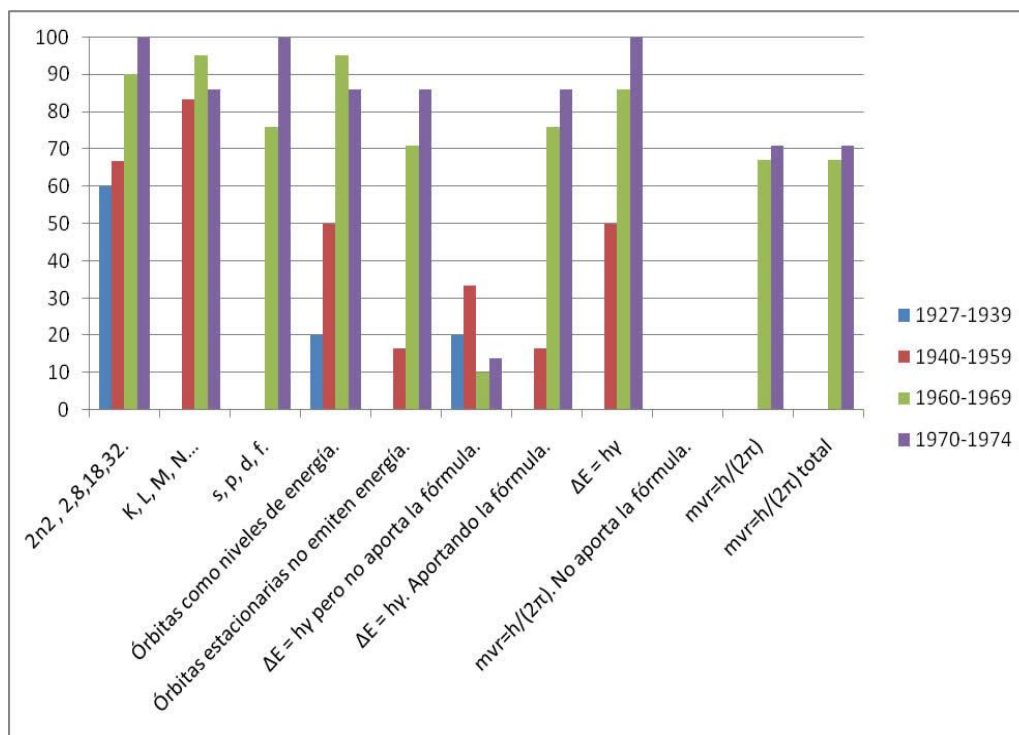
Rutherford aunque en el segundo periodo tenemos una disminución en sus citas, en principio, es un autor básico que en los dos primeros periodos se cita por debajo del modelo planetario, pero ya en los dos últimos periodos se cita más al autor que su propuesta de modelo planetario como ocurre con los textos universitarios. La idea de citar un **modelo planetario** para el átomo, en general, se encuentra muy presente en todos los textos sin embargo, citar ese modelo como estable en función de un **equilibrio de fuerzas** (centrífuga y eléctrica) no entra tan rápidamente en los textos sino que lo hace de un modo progresivamente lento y con cierta precaución ya que la inestabilidad de ese equilibrio estaba totalmente asentada como veremos más adelante. A un autor como **Bohr**, le ocurre lo mismo que a Rutherford, en los dos primeros periodos su presencia es baja, (recordar que en los dos primeros periodos solamente tenemos 9 y 14 ítems citados) con lo que parece que los textos, en estos dos primeros periodos, seleccionan más ideas o conceptos que expliquen el modelo atómico que a los autores que proponen los mismos. La explicación de que el modelo de equilibrio entre fuerzas propuesto es **inestable** se presenta totalmente citada en todos los periodos y destaca que se cite el ítem que contraviene la ley de **Maxwell** en un número importante para justificar esa inestabilidad. El presentar la inestabilidad del átomo basado en un equilibrio de fuerzas en todos los periodos, entendemos que es un signo de actualización de los textos. El ítem que propone una **órbita definida** entra desde el principio citándose prácticamente en todos los textos, sin embargo, ideas que

complementan a esta idea entran más lentamente. Es el caso de las **capas**, que se citan por debajo del porcentaje de las órbitas en los primeros periodos. Por debajo de la capa entendemos la idea de **subcapa** pero esta apenas se refleja en los dos primeros periodos. La idea de **nivel** y **subnivel** relacionada con el modelo precuántico no llega a tener citas en los dos primeros periodos. Es decir, en los textos preuniversitarios hasta el tercer periodo no entran ideas precuánticas y cuando lo hacen es generalmente aceptado por todos los textos del periodo.



Gráfica 52. Porcentaje de la categoría clásica y precuántica en los textos preuniversitarios por periodos.

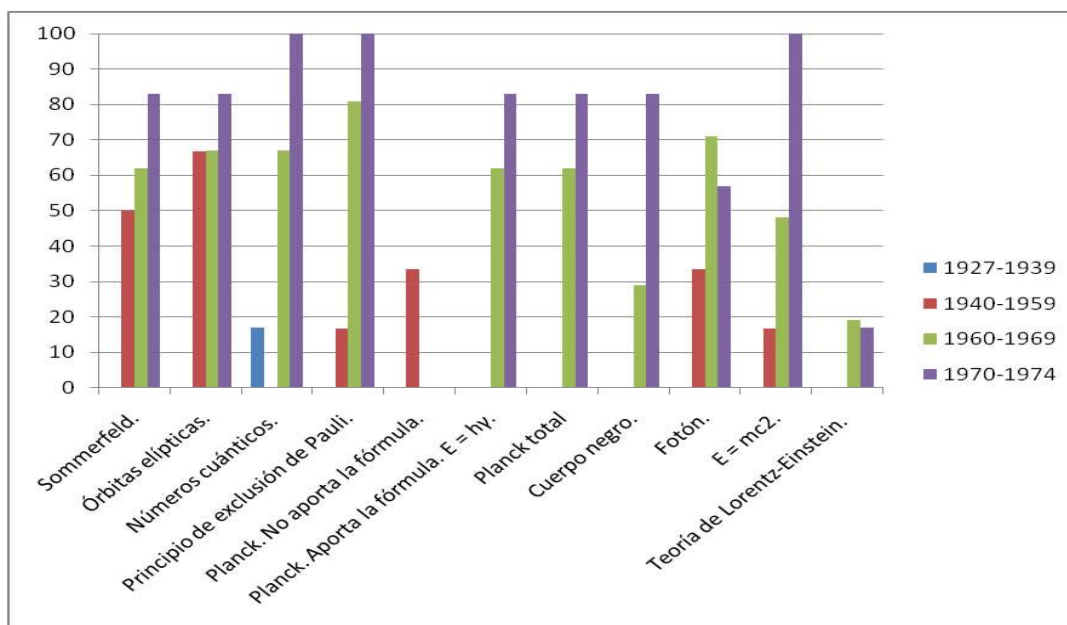
El **número de electrones** que encontramos en cada capa se presenta creciendo en todos los periodos desde el 60% en el primer periodo. Igual que encontrábamos citados primeramente las capas a los niveles, en el caso de sus nombres ocurre lo mismo. Los nombres de las capas **K, L, M, N...** entran nombrándose en el segundo periodo mientras que los niveles **s, p, d, f** entran citándose a partir del tercer periodo. De los **postulados de Bohr** encontramos que se citan a partir del tercer periodo como un conjunto, sin embargo, en los periodos anteriores podemos ver como se fue preparando esa entrada de los postulados. La idea que más fácil asimilan los textos son las orbitas como **niveles de energía** que crece del primer periodo al segundo mientras que el resto de los postulados apenas se citan excepto la cita del postulado del **salto electrónico** cuantificado donde se cita pero sin entrar en presentar su fórmula $E_2 - E_1 = h\nu$



Gráfica 53. Porcentaje de la categoría precuántica en los textos preuniversitarios por periodos.

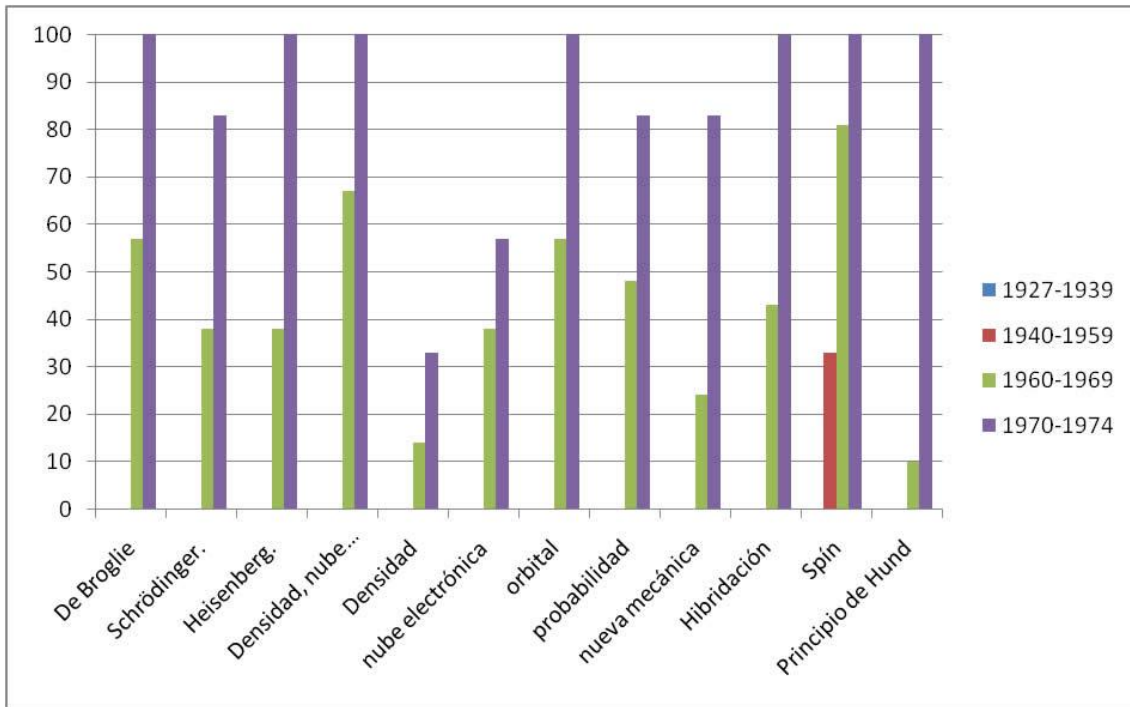
En la siguiente gráfica empezamos viendo a **Sommerfeld** que es el autor que propone las **órbitas elípticas**. Ni el autor ni la idea se citan en el primer periodo, sin embargo a partir de los años cuarenta, su idea (la órbita elíptica) se cita más que al autor hasta el cuarto periodo. Creemos que es debido a que la órbita elíptica es un concepto muy fácilmente asimilable en un modelo clásico. No obstante, como ya hemos dicho, la mayoría de los porcentajes de los ítems se igualan en el último periodo al final del estudio eliminándose las diferencias. A partir de ahora, los ítems que presentamos dentro de las categorías precuánticas y cuánticas entran en el tercer periodo y se completan sus citas en el cuarto por lo que no vamos a encontrar en términos generales mucha variación en cuanto a los porcentajes. Con los **números cuánticos** y el **principio de exclusión de Pauli** vemos que hasta los años sesenta no entran y se termina de completar sus citas hasta el 100% en el cuarto periodo. La entrada que tenemos en los años cincuenta del principio de Pauli puede parecer extraña si no hay cita en el mismo periodo de los números cuánticos pero la cita que encontramos es del tipo que nombra al autor para justificar una idea pero no llega a desarrollarla en el texto; *El agrupamiento de los electrones depende de las condiciones energéticas, pues el nuevo electrón se coloca de modo que su energía potencial sea la menor posible. El principio de Pauli explica y resuelve la manera de agrupar los electrones.* Citado de esta manera no es necesario explicar los números cuánticos en el texto. Con **Planck** y su fórmula vemos que empieza a citarse en el tercer periodo y se termina de completar en los años setenta. Las citas del **cuerpo negro** entran ligeramente en el tercer periodo pero no es hasta el cuarto periodo que se desarrolla llegando hasta el ochenta por ciento. Las citas

del cuerpo negro en los textos preuniversitarios comparándolo con los textos universitarios, son más numerosas por lo que parece que es una idea para presentar en un curso previo a la universidad que en uno de Química General en la universidad. De **Einstein** encontramos que al principio el **fotón** se cita más que la fórmula que relaciona masa y energía en el segundo y tercer periodo. Ya en el cuarto periodo se invierten las citas y es más citado Einstein con su fórmula que el fotón quizás porque en el cuarto periodo es donde encontramos desarrollado el modelo cuántico y por eso no encontramos tantas citas al postulado de Bohr de la cuantización del **salto energético** de los electrones que es donde mayoritariamente se cita al fotón. La teoría de **Lorentz-Einstein** podemos decir que prácticamente no se cita en los textos preuniversitarios.



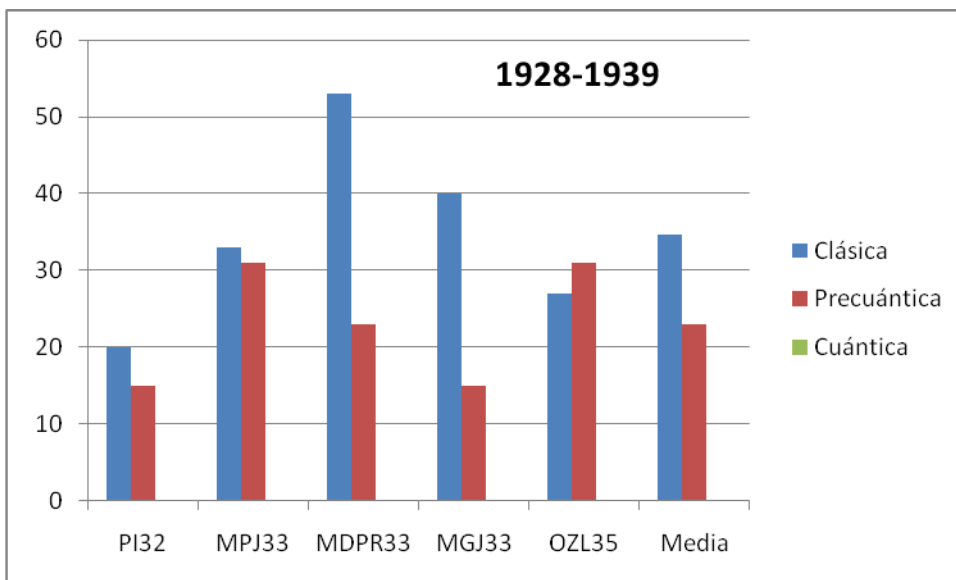
Gráfica 54. Porcentaje de la categoría precuántica en los textos preuniversitarios por periodos II.

En el apartado de la mecánica cuántica, el autor más citado es **de Broglie** en el tercer periodo y sigue la misma tendencia que encontrábamos en los textos universitarios. En el cuarto periodo se igualan las citas. De los conceptos e ideas relacionadas con la nueva mecánica, la más citada es la de **orbital** y lo mismo que ocurría en los textos universitarios es la idea de **probabilidad** quien se presenta citada por encima de las ideas de **densidad** y **nube electrónica**. Con las ideas de **hibridación** y el **principio de Hund** no es hasta el cuarto periodo que podemos decir que entran definitivamente sus conceptos. La idea del **spin** que hemos considerado en la categoría precuántica, es más citada que muchos de los ítems de la categoría cuántica y aumenta desde el segundo periodo y pensamos que es debido a que su explicación en los textos como el giro del electrón sobre sí mismo es muy fácilmente asimilable desde un punto de vista clásico y no entra en ninguna consideración cuántica.



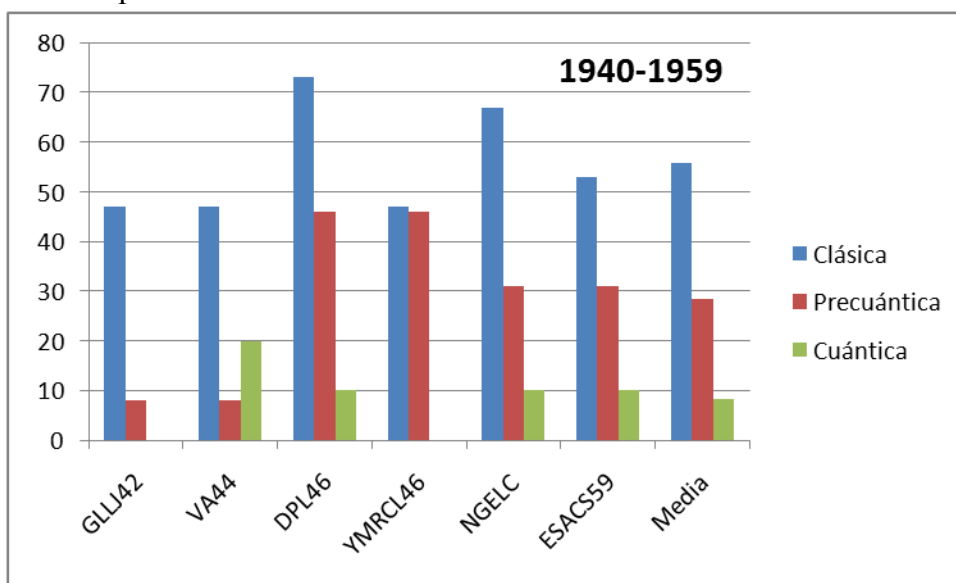
Gráfica 55. Porcentaje de la categoría cuántica en los textos preuniversitarios por periodos.

Las siguientes gráficas nos muestran los ítems que presentan los textos preuniversitarios separados por categorías. Vemos que se mantiene cierta homogeneidad respecto a las categorías que se presentan por periodo sin embargo son muy heterogéneas respecto al número de ítems que presentan. También estas gráficas nos permiten hacernos una idea de la idea que presentan los autores del modelo atómico.



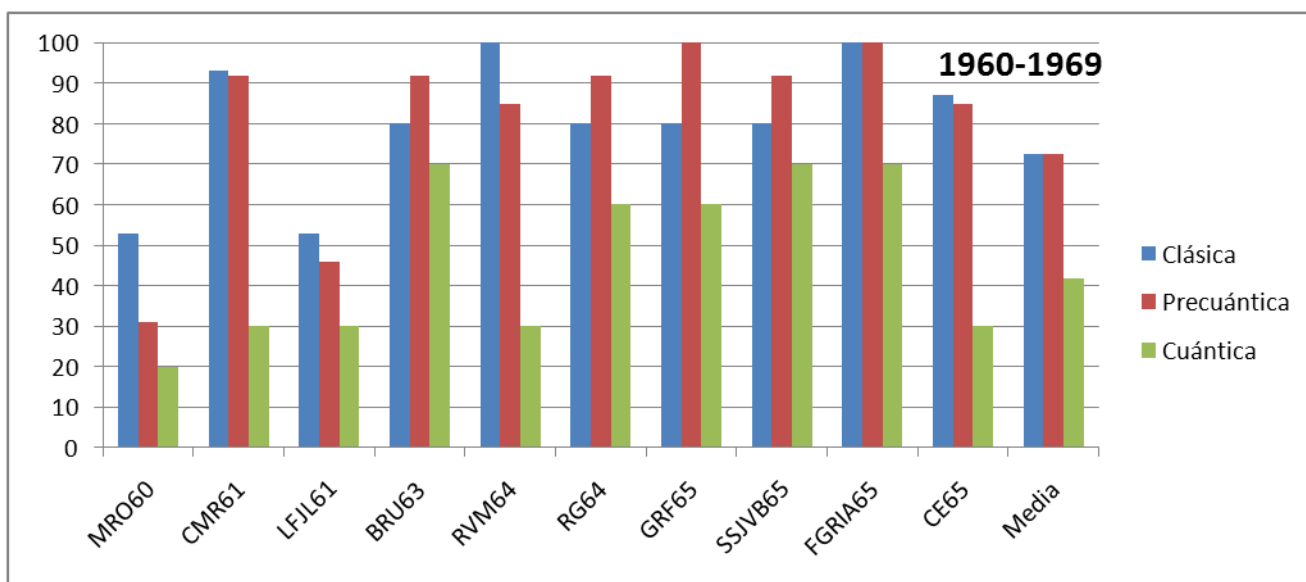
Gráfica 56. Porcentaje de las distintas categorías en los textos preuniversitarios del primer periodo.

En el segundo periodo empiezan a aparecer ítems que hemos llamado de la categoría cuántica pero como vemos la media está en torno al 8%.

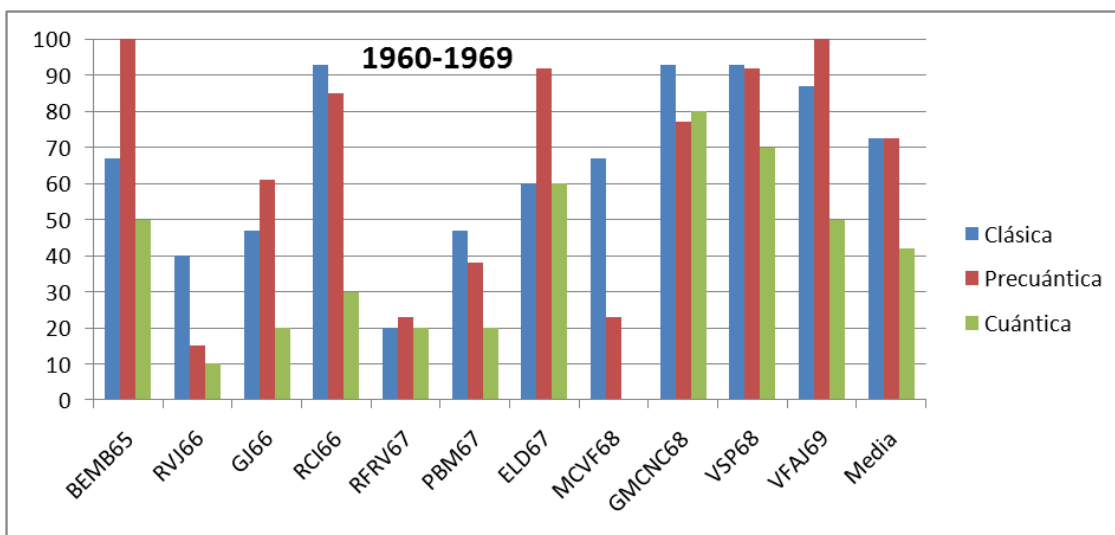


Gráfica 57. Porcentaje de las distintas categorías en los textos preuniversitarios del segundo periodo.

En este tercer periodo ya todos los textos presentan contenidos de las tres categorías, lo que varia y hace distintos todos los textos son la cantidad de ítems que presentan. En este periodo como ya dijimos debido al despegue económico, mayor acceso a la educación y el aumento de la población tras la guerra encontramos 21 textos por lo que los presentamos en dos gráficas.

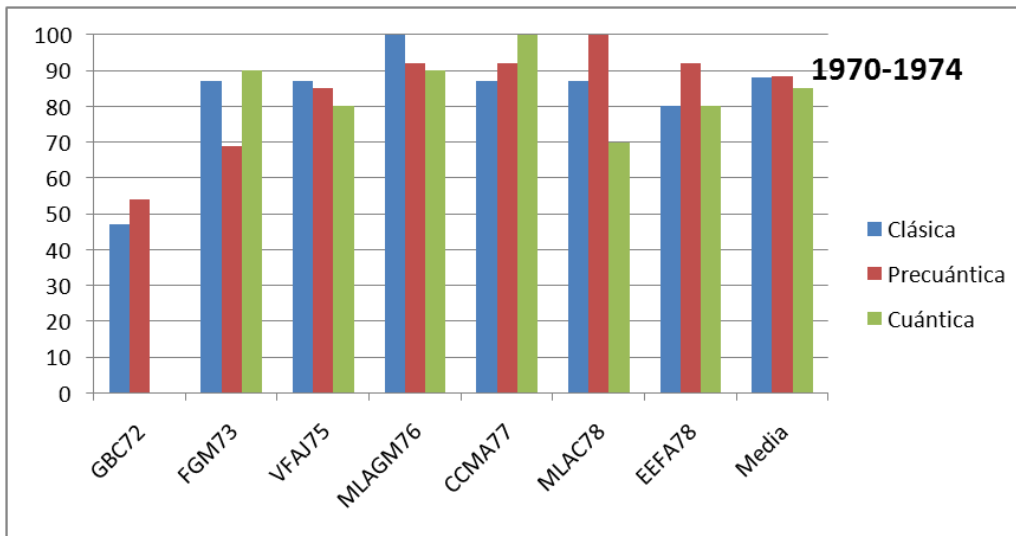


Gráfica 58. Porcentaje de las distintas categorías en los textos preuniversitarios del tercer periodo I.



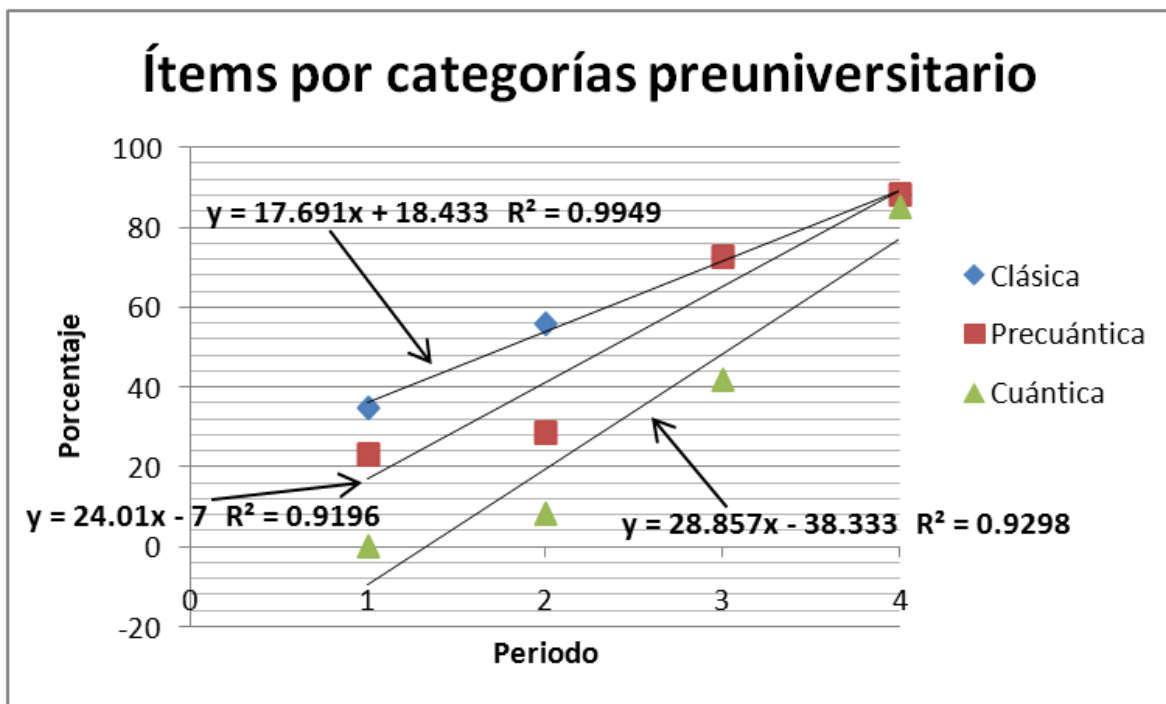
Gráfica 59. Porcentaje de las distintas categorías en los textos preuniversitarios del tercer periodo II.

En nuestros textos para este periodo tenemos un texto (Gordo Blanco, Carlos, *Química*, Depósito legal M – 24172 – 1972, Madrid, 1972.) que presenta muy pocos ítems por lo que debemos eliminarlo en nuestras consideraciones numéricas pero mantenemos su presencia porque es un texto que hemos encontrado y merece su consideración. Los primeros años de la década de los setenta, al aprobarse la ley General de Educación de 1970 se debió de parar la publicación de textos para ese curso preuniversitario ya que cuando se implantara el COU quedarían sin poder ser utilizados. El primer texto que encontramos de COU es del año 1975. Respecto a estos textos de COU, debemos decir que aún cumpliendo todos con un mismo temario para ser aceptados, vemos que los autores les dan su propia visión a sus textos y plantean y plantean los ítems que creen adecuados. Heterogeneidad que tenemos que decir siempre se ha visto respetada en todos los niveles de nuestro estudio.



Gráfica 60. Porcentaje de las distintas categorías en los textos preuniversitarios del cuarto periodo.

Ahora presentamos las rectas que relacionan la media de ítems por categorías en los cuatro periodos. Si en los textos universitarios la categoría cuántica crecía en los cuatro periodos mientras que la categoría clásica y pecuántica en el último periodo disminuyen, en el caso de textos preuniversitarios aumentan en las tres categorías.



Gráfica 61. Variación con el tiempo de ítems por periodos y categorías del nivel preuniversitario.

Los textos que aparecen en las gráficas anteriores se corresponden las siglas con los siguientes libros y autores.

- PI32 PUIG IGNACIO. (1932). *Curso General de Química*. Primera edición. Manuel Marín Editor. Barcelona.
- MDPR33 MONTEQUI DÍAZ DE PLAZA, RICARDO. (1933). *Elementos de Química (teorías, prácticas, problemas)* Tipografía "El eco de Santiago", Santiago de Compostela, 1933.
- MPJ33 MIR PEÑA, JUAN. (1933). *Compendio de Química (libro de texto fundamental)*, Séptima edición. Editorial Urania, Granada.
- MGJ33 MONZÓN GONZÁLEZ, JULIO. (1933). *Elementos de Química General e Historia de la Química*, 7ª edición, Imprenta y librería de Eulogio de las Heras, Sevilla.
- OZL35 OLBES Y ZULOAGA, LUIS. (1935). *Lecciones elementales de Química*, 11 edición, Tipografía de Alberto Fontana, Madrid.
- GLLJ1942 GASSIOT LLORENS, JOSÉ. (1942). *Compendio de física y química*. Ediciones Alma Mater, S.A. Barcelona.
- VA44 ALEIXANDRE, VICENTE. (1944). *Compendio de Química general*. 2ª Edición. Summa. Madrid.
- DPL46 DE LA PUENTE LARIOS. (1946) *Compendio de química elemental*, J. Bosch, casa editorial, Barcelona.
- YMRCL46 YBARRA MÉNDEZ, RAFAEL y CABELAS LOSHUERTOS, ÁNGEL. (1946). *Elementos de química*. Nuevas gráficas S.A. Madrid.
- NGELC47 NAGERA GÓMEZ E. y LAHIGERA CUENCA F. (1947). *Física y Química, Séptimo curso de Bachillerato*, Primera edición. Editor E. López Mezquido, Valencia.
- ESACS59 ESTEVE SEVILLA, ALFONSO. (1959). *Química, Curso Selectivo*. ECIR, Valencia.
- MRO60 MENDIOLA RÚIZ, ONOFRE. (1960). *Química general*. 3ª edición. Editorial Estades. Madrid.
- CMR61 CANIVELL MORCUENDE RAMIRO. (1961). *Curso selectivo de química*. Talleres gráficos ORDORICA, Bilbao.
- LFJL61 LEÓN FERNÁNDEZ, JOSÉ LUIS. (1961). *Curso fundamental de química, Selectivo de escuelas Técnicas de grado medio*, 3ª Edición. Editor Jacinto Hermida López, Madrid.
- BRU63 *Química, curso preuniversitario*. Plan 1963. Editorial Bruño. Madrid. 1963.
- RVM64 ROMERO VERGARA, MANUEL. (1964). *Química, curso preuniversitario*. Imprenta EL ARTE. Madrid.
- RG64 RAMOS-GARIJO. (1964). *Química fundamental*. Litoprint, Madrid.
- GRF65 GONZÁLEZ RUÍZ, FELIPE, G. DE LOS REYES, RAFAEL. C. DE LA TORRE, ISIDORO. (1965). *Química, temas preuniversitarios*. Litoprint. Madrid.
- SSJVB65 SORIANO SILVESTRE, JOSÉ R. y VALERO BLANCO, ENRIQUE.

- (1965). *Química para preuniversitario*. Tipografía Puertas, S. L. Valencia.
- FGRIA65 FEO GARCÍA R. e IZQUIERDO ASINS J. M. (1965). *Química preuniversitario*. Primera edición. Imprenta J. Doménech. Valencia.
- CE65 COLOM ESQUERRA, J. (1965). *Química, curso preuniversitario*. Gráficas Per. Barcelona.
- BEMB65 BURBANO DE ERCILLA, S. y MARTÍN BLESA, R. (1965). *Química. Curso Preuniversitario*, 3ª edición. Ed. Librería general, Zaragoza.
- RVJ66 RUIZ VÁZQUEZ, JESÚS. (1966). *Química*. Ediciones Ruiz. Madrid.
- GJ66 GALMES, JUAN. (1966). *Química teórico-práctica*. Ed. Compañía bibliográfica Española. Madrid.
- RCI66 RÍOS CHACÓN, IGNACIO. (1966). *Química General Preuniversitario*. Editorial “Prensa Española” Madrid.
- FRFV67 RAMOS FERNÁNDEZ, F y RUIZ VÁZQUEZ, J. (1967). *Química general*. Ediciones Ruiz, Madrid.
- PBM67 PINEDA BAÑOS, MIGUEL, (1967). *Química General*, Adaptado al programa de Ingreso en la Escuela de Óptica. Academia Gauss, Madrid.
- ELB67 Eldelvives, *Química, curso preuniversitario*, (1967). Ed Luis Vives S.A. Zaragoza.
- MCVF68 MARCOS CONSTANTINO, VALLS FRANCISCO Y ASCACIBAR JAVIER. (1968). *Química para el curso preuniversitario*. Ediciones S. M. Madrid.
- GMC68 GUILLEN MONZONIS, CLAUDIO y NARCISO CAMPILLO, CLAUDIO. (1968). *Química, curso preuniversitario*. Editorial Marfil, S. A, Madrid.
- VSP68 VILLANUA SÁNCHEZ, PABLO. (1968). *Química, preuniversitario*. Hechos y dichos. Zaragoza.
- VFAJ69 VALLS FRANCISCO, ASCACIBAR JAVIER, MARCOS CONSTANTINO. (1969). *Química, curso preuniversitario*, Ediciones S.M., Madrid.
- GBC72 GORDO BLANCO, CARLOS. (1972). *Química*, Depósito legal M – 24172 – 1972, Madrid.
- FGM73 FERNÁNDEZ GONZÁLEZ, MANUEL. (1973). *Introducción a la Química Superior I*, Ediciones Anaya, S. A. Madrid.
- VFAJ75 VALLS FRANCISCO, ASCACIBAR JAVIER, MARCOS CONSTANTINO. (1975). *Química, Curso de Orientación Universitaria*, Ediciones S.M., Madrid.
- MLAGM76 MARTÍNEZ LORENZO, ANTONIO y GARAU MARQUÉS, SEBASTIÁN. (1976). *Química COU, Plan de 1975*, Coeditan Editorial Bruño y Magisterio Español, Madrid.
- CCMA77 CAÑADAS CRUZ, MIGUEL, AVIDAD CASTAÑEDA, RAMIRO. (1977). *Química, Curso de Orientación Universitaria*, Sociedad General Española de Librería, S.A., Madrid.
- MLAC78 MARTÍNEZ LORENZO, A., COUSELO ESPERÓN J., GONZÁLEZ

MARTÍNEZ T., LOMILLO GALLO R., CARPINTERO DEL
REGUERO A. (1978). *Química COU-78*, Primera Edición, Editorial
Bruño, Madrid.

EEFA78 ENCISO E., FERNÁNDEZ ABASCAL, J. L., MARTÍN R. y
MARTÍNEZ M. (1978). *Curso de Orientación Universitaria, Química*,
Editorial Noguer, S.A. Madrid.

5.3. Libros específicos de Mecánica Cuántica.

Los primeros textos que encontramos escritos por autores dentro de nuestro perfil de químicos y farmacéuticos pertenecen a obras de divulgación más que a textos propios de la asignatura. Así encontramos *La breve idea de la Mecánica ondulatoria* de Puig Villena del año 35. En él encontramos desarrollado muchas ideas de la Mecánica Cuántica pero sin entrar a profundizar y desarrollar la teoría en detalle. Por ejemplo, en este texto tenemos apartados para el principio de incertidumbre donde el autor nos dice que una vez preparado el terreno, Heisenberg ha podido asestar un rudo golpe al principio de causalidad o determinismo científico, que según él no tiene partícula material, electrón o protón, y todo fotón, van acompañados de una onda llamada onda de fase, también hay apartados para la realidad de la onda de fase, la ecuación de Schrödinger, una aplicación al átomo de hidrógeno, nos habla de la teoría de la valencia química que tantos éxitos está alcanzando, y del átomo de helio y los espectros moleculares. Otro texto de este mismo autor es *La teoría corpuscular de la luz* también publicado en la Revista del Centro de Estudios Científicos de San Sebastián donde desarrolla los fenómenos fotoeléctricos, fenómenos inversos del fotoeléctrico (la reversibilidad o reciprocidad de fenómenos, es muy corriente en Física, tanto, que fundado en ella Poincaré hizo algunas indicaciones, que seguidas inteligentemente por Becquerel dieron lugar al descubrimiento del Urano y con él, a los estudios de radioactividad que tanto han cambiado la faz de la Física y la Química... y de la Filosofía. Otros apartados son para fotoelectrones en los gases, análisis magnético de los fotoelectrones, el efecto Compton, la representación de los fotones, difusión de electrones... Como vemos son textos muy completos que tratan de abordar muchos aspectos que facilitan la comprensión de las nuevas ideas pero su planteamiento está más bien dirigido como hemos dicho a la divulgación y una primera aproximación de estas nuevas ideas que hacia la enseñanza o incluso la aplicación a la química.

El siguiente texto que encontramos es *La materia y el átomo, esbozo de la evolución de estos compuestos* y de la TEORÍA ATÓMICA de Pla Dalmáu (biblioteca de vulgarización científica) de 1942. Es la segunda edición, hay una primera de 1939 que no hemos podido consultar. Es un texto muy completo que contiene diez capítulos que son: el concepto de la los iones; fenómenos eléctricos en los gases; espectros de las radiaciones; desintegración atómica; estructura del átomo; valencias, iones, moléculas; la nueva mecánica del átomo y nuevos conceptos de la teoría atómica. Este texto parece recoger todos los contenidos que ya son muy abundantes en torno al átomo pero que no tienen lugar en los libros de Química General o Química Inorgánica donde tienen que compartir espacio con otros temas. La idea del átomo que aporta es muy completa dentro de los textos de esa época: presenta al protón y electrón nuclear al principio. Sin embargo, no introduce al neutrón al principio –En el núcleo de litio representado a la izquierda, cuatro electrones neutralizan otros tantos protones en libertad para atender a los electrones satélites- y no es hasta el capítulo X *Nuevos conceptos de la teoría*

atómica donde habla de Chadwick y el neutrón. Desarrolla los tubos de descargas, la experiencia que llevo a Rutherford a considerar el átomo con su núcleo y su corteza, el estudio de los espectros K, L, M..., y los espectroscopistas, la inestabilidad del ese modelo, la teoría de Bohr apoyado en la hipótesis quantista de Planck con su fórmula. Con Bohr desarrolla la igualdad de fuerzas en el equilibrio en las órbitas, el postulado que cita de la siguiente forma –la fuerza viva de un electrón es igual a un múltiplo entero del quantum de acción dividido por el tiempo de 2 revoluciones-, las órbitas estacionarias y el salto electrónico entre órbitas de distinta energía (no cita los niveles de energía sino órbitas de energía). Amplia la teoría de Bohr con las aportación de Sommerfeld y su órbita elíptica, sub-orbitas o sub-pisos, el número de electrones ($2n^2$), los números cuánticos (n, l, m, j), spin. Estas ideas del átomo que entendemos en las categorías clásica y precuántica se completan en el capítulo IX con la nueva mecánica del átomo. Ahora se introducen las ideas que hemos considerado cuánticas. En este capítulo cita a Planck, Einstein, su fórmula y los fotones que presentan fenómenos de interferencia y difracción y también el efecto Compton y fotoeléctrico. Introduce la Mecánica Ondulatoria, cita a de Broglie, Schrödinger y Heisenberg y el principio de incertidumbre. En este caso vemos que desarrolla más ampliamente de lo que es normal en el principio de los años cuarenta el modelo atómico introduciendo las nuevas ideas pero sigue sin ser un texto que pudiéramos decir es específico de Química-física.

Es a partir de este año 1942 que empezamos a encontrar textos o publicaciones en revistas que ya podemos considerar como específicos y no de divulgación. Hemos encontrado, *Iniciación a la Química Física*, 2 volúmenes, de Enrique Calvet del 1942, *Los enlaces químicos según la mecánica ondulatoria*. de Rodríguez Velasco también de 1942. *La luz y las modernas teorías de la Física* de López Bustos de 1944 y la *Introducción al estudio de la Mecánica Cuántica* de Ortiz Fornaquera del 1946. Bastantes textos de autores españoles en una época de postguerra que pensamos llena un espacio que hasta esos años estaba vacío en nuestra búsqueda. Con la aparición de estos textos ya hemos dicho que considerábamos terminada la búsqueda de textos específicos de la Mecánica Cuántica publicadas por autores españoles. Encontramos más textos como el de Iñiguez Almech de 1949 que publica en las memorias de la Academia de Ciencias de Zaragoza, *Mecánica Cuántica* y el de los autores López Franco y López Bustos, *Nociones generales sobre las mecánicas cuántica y ondulatoria* de 1956. Estos textos ya recogen apartados donde no sólo se citan los principios y autores sino que se desarrollan las fórmulas y lo aplica a situaciones reales que es lo propio de un texto de esta especialidad.

También en esta década encontramos textos más específicos dentro de esta nueva mecánica como el de Sancho Gómez que en 1948 nos introduce en el estudio de la Química Nuclear. El autor en el prologo nos describe como estaba la situación en España respecto a publicaciones concretas del núcleo pasándose de revistas, obras de divulgación y traducciones a textos propios escritos por autores españoles;

“Cada día nos llega una nueva noticia acerca de nuevos descubrimientos en el campo de la Física y la Química nuclear. Se anuncia la aparición de una revista, "Nucleonics", exclusivamente dedicada al estudio de este capítulo de la moderna Química–Física. Pero todos estos conocimientos están esparcidos en las revistas, y en forma de libro únicamente han aparecido, en castellano, trabajos de divulgación o en forma de capítulo de obras de carácter más general. Con la publicación de nuestro libro intentamos complacer a aquellos que desean tener de estas materias algo más que el conocimiento adquirido en obras de divulgación”.

CAPÍTULO VI. CONCLUSIONES.

Para que nuestras conclusiones queden integradas en nuestro trabajo, las vamos a redactar en términos de hipótesis que hemos confirmado en nuestra investigación:

- 6.1. Se introducen en primer lugar entidades, conceptos o teorías que pueden encajar en una descripción clásica.
- 6.1'. Se produce una mezcla de modelos históricos (se producen ideas nuevas pero se siguen manteniendo las antiguas)
 - 6.1.1. Tipos de órbitas, capas, niveles y spin.
 - 6.1.1.1. Libros Universitarios años treinta, cuarenta y cincuenta.
 - 6.1.1.2. Libros Preuniversitarios años treinta, cuarenta y cincuenta.
 - 6.1.1.3. Libros preuniversitarios principio de años sesenta.
 - 6.1.2 El principio de Pauli en libros preuniversitarios y universitarios.
 - 6.1.3 La teoría ondulatoria de de Broglie.
- 6.2. 1970. Se fija completamente la enseñanza actual de la Química General.

6.1. Se introducen en primer lugar entidades, conceptos o teorías que pueden encajar en una descripción clásica.

En este apartado tratamos de demostrar que aunque si bien, todos los modelos estudiados estaban planteados para el comienzo de nuestro estudio en 1928, no se introducen en los libros de texto, las ideas más actuales desechándose las que pudieran estar superadas, sino que es un proceso gradual que pasa por asentar las ideas clásicas sobre el átomo y posteriormente se completaran con nuevas ideas. En general, recordar que el modelo clásico de Rutherford y el semicuántico de Bohr estaban propuestos y desarrollados desde la primera década del siglo XX y los modelos cuánticos de Schrödinger y Heisenberg a principios de la segunda década y que teóricamente se podían conocer aspectos del átomo que en la práctica todavía no se podían demostrar como es el caso del neutrón pero la introducción del modelo atómico no se hizo con las ideas más avanzadas sino con las que los autores entendían más apropiadas para su fin. Por esta razón, hemos abierto un subapartado dentro de esta hipótesis. Entendemos que no se produce un desplazamiento o sustitución de una teoría más actual sobre las demás sino que se solapan con el fin facilitar la enseñanza de la química en los niveles que estamos estudiando.

1'. Se produce una mezcla de modelos históricos (se producen ideas nuevas pero se siguen manteniendo las antiguas)

Las distintas teorías sobre el modelo atómico no se presentan en los textos de un modo aislado, evitándose las unas a las otras, sino que se presentan conjuntamente. Entendemos que más que por una cuestión de historia de la ciencia, es por completar o favorecer la comprensión del modelo atómico por los alumnos.

Para ver como ciertas ideas o conceptos que se presentan en los textos, se modifican, solapan, mejoran o actualizan por las distintas teorías del modelo atómico, hemos seleccionado ítems que las distintas teorías emplean desde sus distintos puntos de vista. Así hemos seleccionado aspectos como el recorrido del electrón en la corteza, la posición y distribución de los electrones en la misma y la introducción y combinación de las fórmulas de Planck y de Einstein.

6.1.1. TIPOS DE ÓRBITAS, SOMMERFELD, SPIN, CAPAS, NIVELES DE ENERGÍA Y BOHR.

En esta apartado presentamos conceptos relacionados con las órbitas que recorren los electrones. Vemos que según aumenta el nivel de complejidad o se alejan de las ideas clásicas su introducción en los textos es más lenta. Los ítems que hemos encontrado relacionados con las orbitas son los siguientes;

- Órbitas definidas.
- $F_c = F_e$ es estable.

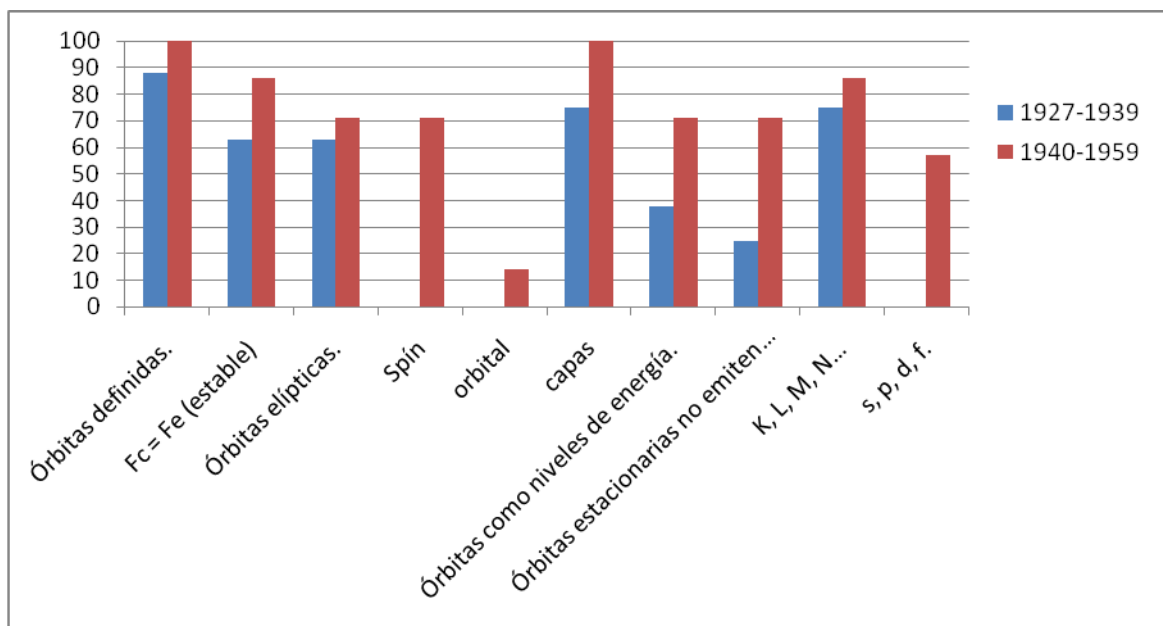
- Órbitas elípticas.
- Spin.
- orbital.
- Capas, pisos, órbitas y grupos.
- K, L, M, N...
- Órbitas como niveles de energía.
- Órbitas estacionarias no emiten energía.
- s, p, d, f.

Para apoyarnos en como se fueron introduciendo las ideas que eran más fácilmente asimilables debido a su carácter clásico frente a conceptos cuánticos más complejos relacionados con el recorrido del electrón, hemos elegido las décadas de los años treinta, cuarenta y cincuenta que es donde se encuentran más marcadas las diferencias entre la presencia de los ítems.

6.1.1.1. LIBROS UNIVERSITARIOS años 30, 40 y 50.

Hay que recordar que la mayoría de los autores coinciden en reconocer la importancia que tenían las nuevas ideas pero presentan o mantienen las ideas clásicas entre otras razones, para facilitar la comprensión del modelo atómico, por motivos de historia de la química, o por entender que un desarrollo más amplio del modelo atómico no es parte del objetivo de sus textos.

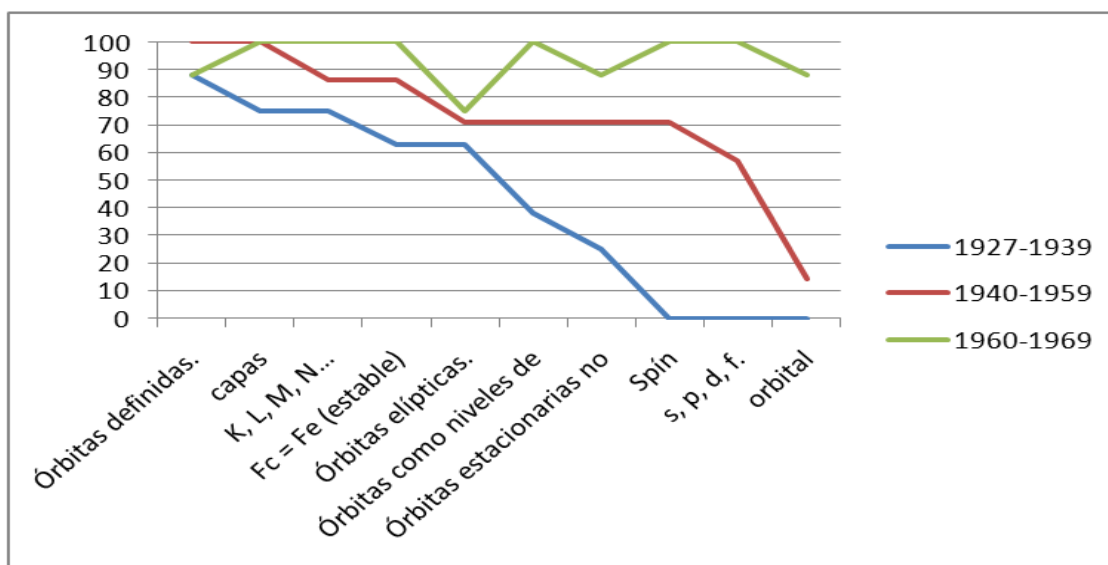
La gráfica siguiente muestra como se han ido escalonando la aparición de ideas relacionadas con las órbitas en los libros de texto universitarios en nuestros dos periodos iniciales.



Gráfica 62. Presentación en los libros de texto universitarios de contenidos relacionados con la orbita en los dos primero periodos.

Las ideas más citadas son la órbita definida, capa y citar su nombre K, L... Son ideas que podemos entender encajan dentro de un modelo totalmente clásico. La siguiente idea que puede completar esa primera idea de una órbita definida y rígida, es justificar el equilibrio entre fuerzas eléctrica y centrífuga que mantiene a los electrones en su órbita. Otra idea también muy fácilmente aceptable desde un modelo clásico es la órbita elíptica que podemos encontrar asociada a las órbitas de planetas. A medida que complicamos el modelo de nuestra órbita encontramos menos citas, así considerar la órbita como sujeta a un nivel de energía determinado se cita más que cuando añadimos a esa órbita sujeta a un nivel de energía, la condición de no emitir energía para no contravenir la ley de Maxwell. Por último y entrando en el segundo periodo se cita el spin del electrón que aunque es una idea clásica por la rotación de los planetas va asociado a los números cuánticos, terminando con las capas divididas en subcapas y el orbital.

Representando por orden creciente, los ítems anteriores relacionados con las órbitas en los tres primeros periodos obtenemos la siguiente gráfica.



Gráfica 63. Ítems relacionados con la idea de órbita graduados por su presencia en textos universitarios durante los tres primeros periodos.

Tratando de resumir esta graduación de complejidad, los ítems nos quedan ordenados de mayor a menor proporción en las citas del siguiente modo:

Órbitas definidas > capas > K, L, M, N > F_c=F_e estable > órbitas elípticas > órbitas como niveles de energía > órbitas estacionarias no emiten energía > spin > s, p, d, f > orbital

Los ítems anteriores que hemos citados, no vienen recogidos de la misma manera. Así los ítems anteriores, aún refiriéndose a la misma idea, se apoyan en distintos planteamientos dependiendo del modelo que el autor proponga. Así tenemos:

✓ Órbitas circulares y modelo planetario.

La situación de los electrones en la corteza, la encontramos al principio relacionado con dos aspectos diferentes; el movimiento de los planetas o directamente citando las órbitas circulares evitando citar a los planetas.

- Como un sistema planetario. *“En aquella época (1930), y también hoy (1940), se supone que alrededor, a modo de sistema planetario, se mueven en círculos o elipses o esferas concéntricas, otros electrones negativos o negatrones (satélites)”* otro ejemplo sería; *“De estas experiencias dedujo Rutherford que el átomo debía ser semejante a un diminuto sistema solar. Según él, estaba constituido por un núcleo que contenía prácticamente toda su masa, dotado de carga eléctrica positiva y a su alrededor, a distancias relativamente enormes cierto número de electrones cuyas cargas negativas compensaban las del núcleo”*.

-Directamente diciendo que los electrones giran en órbitas circulares *“Supone, pues, Bohr que el electrón puede girar en más o menos círculos planos concéntricos (pero siempre determinados por la carga del núcleo o n. a.)”*

-En algunos libros definen el radio de la órbita según su número cuántico principal siguiendo las indicaciones de Bohr; *“Es decir, que los únicos valores posibles para los radios de las órbitas crecen como el cuadrado de los números enteros.”* y más ampliado encontramos; *“Las magnitudes encerradas en el paréntesis son todas conocidas, y, por tanto, el valor del radio de la órbita sólo depende de n. $r_n = (h^2/4\pi^2 me^2)n^2$ ”, “y gravitar a una distancia cuyo radio es $r=(n^2h^2)/4\pi^2 me^2$ “*

- Órbitas elípticas y Sommerfeld.

La idea de la órbita elíptica a pesar de ser una idea muy relacionada con la órbita de los planetas, sin embargo no tiene una presencia tan importante y cuando la encontramos citada es ampliando a las órbitas circulares, presentándose en unos libros si y otros no, hasta los años sesenta donde ya se encuentra citado de un modo general.

La idea de órbita elíptica se presenta casi siempre asociada a una órbita circular *“Bohr, en 1913, formuló su esquema atómico en el que los electrones describen órbitas circulares o elípticas en torno al núcleo...”*, en otro texto encontramos; *“El átomo de hidrógeno no es tan simple como los representaba el modelo atómico de Bohr. El electrón no queda confinado dentro de ciertas órbitas circulares o elípticas”*.

En algunos textos lo refieren a las trayectorias de los planetas como por ejemplo; Los electrones recorren órbitas elípticas al igual que hacen los planetas en el sistema solar; *“Las órbitas deberían ser elípticas, como sucede en el caso de los planetas”*.

A mediados de los años cuarenta se empieza a encontrar la cita asociada al nombre de su autor, Sommerfeld:

“Sino que han obligado a Sommerfeld y a otros físicos a admitir otros cuántos, que suponen órbitas elípticas.”. otro ejemplo es; *“Sommerfeld generaliza los resultados de Bohr al caso de un electrón describiendo una trayectoria elíptica estando en núcleo situado en uno de los focos de la elipse”*.

- Teoría de Lorentz-Einstein (corrección relativista) y Spin.

Siguiendo el giro de los electrones en órbitas clásicas, encontramos dos situaciones en las que incluyen los nuevos conceptos cuánticos, aunque tratándose de mantener una visión clásica. La teoría de Lorentz-Einstein y el spin del electrón son los casos más claros, donde se encuentran mezcladas ideas clásicas y cuánticas:

- La teoría de Lorentz-Einstein consiste en que al girar los electrones en órbitas elípticas, los electrones variarían la velocidad entre un máximo en el perihelio y un mínimo en el afelio con lo que aplicando la teoría de Einstein, su masa varía. De esta explicación encontramos tres citas entre 1929 y 1946. Una de ella es; *“Sommerfeld da a las órbitas forma elíptica en uno de cuyos focos está el núcleo. Explica hasta en sus menores detalles la estructura de los espectros que fundándose en la variabilidad de la masa del electrón, según su mayor o menor velocidad (teoría relativista) ya que las velocidades de los electrones satélites son comparables con la de la luz.”*. En el siguiente caso, encontramos unidas en la misma cita a la ley de Kepler y la variación de masa con la velocidad de Einstein *“Por la ley de Kepler aplicada a estos estudios, el corpúsculo lleva más velocidad al aproximarse al núcleo que cuando está retirado de él. Ahora bien, al aumento de velocidad, cuando esta es muy grande, corresponde aumento de masa y por ello de energía: los saltos del electrón de una elipse a otra serían los causantes de las rayas espectrales deladoras de distintas frecuencias; la trayectoria del electrón no será una elipse cerrada sino una figura formada por elipses sucesivas que giran alrededor del núcleo describiendo una trayectoria en roseta como al del planeta Mercurio alrededor del Sol”*. Otro ejemplo sería; *“Corrección relativista. De la misma manera que la Tierra al girar alrededor del Sol aumenta de velocidad cuando se acerca a él y disminuye al alejarse, también la velocidad del electrón en su órbita tiene que ser variable y siendo además tan grande su masa no permanecerá constante, sino variable de acuerdo con la teoría de la relatividad de Einstein. El cálculo demostró que el electrón no recorre ya una elipse sino una curva compleja que puede imaginarse suponiendo que al mismo tiempo que recorra una elipse, su eje mayor gira lentamente alrededor del foco”*.
- El concepto de spin. Aun estando asociado a un número cuántico, su explicación relacionada con el movimiento de rotación de los planetas ha permitido que se introdujera en los textos de un modo pensamos prematuro para un concepto tan cuántico. La primera cita que encontramos es de 1940 donde lo compara con el

movimiento de rotación de la Tierra. *“Los electrones en ellas no sólo tienen un movimiento de traslación sino de rotación sobre su eje, como los planetas. Este movimiento de rotación, se le conoce con el nombre de Spin”* y seguimos encontrando más citas relacionadas con el modelo planetario *“Lo mismo que nosotros sabemos que los planetas giran sobre sus ejes, al mismo tiempo que se trasladan alrededor del Sol, así les ocurre a los electrones que tienen en movimiento de giro o “spin” sobre sí mismos”*. En los periodos finales de nuestro estudio encontramos referencias al spin, aunque siguen refiriéndose al giro, ya no citan el ejemplo planetario; *“El spin s, designa el sentido de rotación del electrón alrededor de su propio eje.”*

- Órbitas, subórbitas, niveles de energía y subniveles de energía.

En esta idea clásica de las órbitas planetarias encontramos hasta los años cuarenta solamente la idea de los electrones organizados en capas, pisos, órbitas o grupos y posteriormente se amplía la idea para justificar los espectros con las ideas de subcapas, subpisos, subórbitas y subgrupos. *“Cada piso u órbita circular, se halla subdividida en sub-órbitas, las cuales alojan una parte del total de electrones que corresponden a la órbita circular. Se enumeran estas sub-órbitas con sub-índices $1_1 - 2_1 - 2_2 - 3_1 - 3_2 - 3_3...$ ”*

Ya en los años cuarenta se empiezan a presentar los niveles de energía. Encontramos algún libro donde las capas y los niveles de energía conviven: *“Según la teoría de Bohr los electrones están distribuidos en capas de diferente nivel energético, generalmente designados por las letras K, L, M, N, O, P empezando por la más próxima al núcleo.”* y en otro libro encontramos; *“Para abreviar, al piso más interno le llaman K, y tienen varios niveles de energía que corresponden a otros tantos subpisos: dos, tres, cuatro, cinco, etc. La notación de estos diferentes subpisos o niveles de energía es 1, 2, 3, 4, 5... o s, p, d, f, g... que ahora es la más corriente.”* Más ejemplos donde encontramos mezcladas la idea de capa y nivel de energía son; *“Esto indica que los niveles energéticos correspondientes a los números cuánticos 2, 3, 4, 5,... también llamados K, L, M, N, ..., son en realidad dobles, triples o múltiples, y a cada una de estas órbitas corresponde una energía, por lo que se debe hablar de subniveles energéticos dentro de cada nivel energético principal”*. y *“Cada valor de l define un subpiso, subcapa o subnivel dentro de un piso, capa o nivel”*.

Ya en los años setenta encontramos los niveles de energía y subniveles separados de las ideas de capas; *“Desde luego los estados de energía se van ocupando de modo que cada electrón entra en el nivel de menor energía de todos los disponibles...”*

- Postulados de Bohr.

La órbita entendida como un giro en un sentido clásico de los sistemas planetarios estaba asentada en los libros de texto al principio de los años cuarenta, sin embargo a medida que esa idea de órbita se asociaba mediante los postulados de Borh con las ideas

de Planck, principalmente para explicar los espectros, su aceptación es más lenta. Así los dos postulados, la órbita estacionaria que no emitía energía en su giro para ser estable y la cuantización de la energía en los saltos aunque se citan en la década de los cuarenta su presencia no es mayoritaria hasta los años sesenta.

- Un ejemplo de cómo se citaban estas orbitas estacionarias es: “*Segundo postulado de Bohr.- Cuando un electrón se mueve sobre una de las órbitas posibles, satisfaciendo la ecuación del primer postulado, no emite radiaciones, y por tanto no gasta energía*”. Otro ejemplo; “*Bohr sugiere que el electrón atómico no radia continuamente. En estas órbitas posibles la traslación de los electrones se verifica sin emitir radiaciones, contrariamente a la física clásica*”.
- Para la cuantización de los saltos electrónicos, su introducción se presenta al principio de nuestro estudio, compartiéndose en los libros dos situaciones;
 - No presentando la fórmula ($E_m - E_n = h\nu$); “*La teoría de la quanta de Planck: el choque entre electrones obliga a que salten de unas órbitas a otras, desprendiendo rayos X. Estos saltos, mejor variaciones de energía, no son continuas, "sino a saltos" o cantidades discretas, "quanta de energía*”.
 - Presentando la fórmula ($E_m - E_n = h\nu$); “*Y como acabamos de decir, $\epsilon=h\nu$, de donde, pensó en expresar la energía ϵ del negatrón bajo la forma de una diferencia $\omega-\omega'$ entre las energías de dos estados estacionarios, en que el electrón pasando de la mayor a la menor, irradia la energía $\epsilon=\omega-\omega'$* ”.

Ya en los últimos periodos, todos los textos presentan la fórmula. La alta presencia de este postulado pensamos que puede ser debida por un lado a la importancia de Planck y por otro lado a que algunos textos se acogen a una idea de salto entre niveles de energía de un modo parecido a que estuvieran hablando de una variación de energía potencial entre dos puntos al citar palabras como *salto*, *paso*. Algunos ejemplos son:

“*Postulado de la frecuencia determinada. En el cambio de energía correspondiente a este paso, si se toma el de la órbita m a la n , será según dicho postulado. $E - E' = h\nu$.*”, otro ejemplo es; “*Al saltar un electrón desde una órbita elevada donde posee una energía W_2 a otra órbita inferior en la que posee una energía W_1 emite la diferencia de energía en forma de radiación electromagnética. $W_1 - W_2 = h\nu$. Esta expresión se conoce como Ley general de la frecuencia*” y por último; “*La energía liberada al saltar el electrón de una órbita activada a otra inferior de menor o nula activación es igual a la diferencia de energía entre los estados activado y primitivo. $E_2 - E_1 = h\nu$* ”

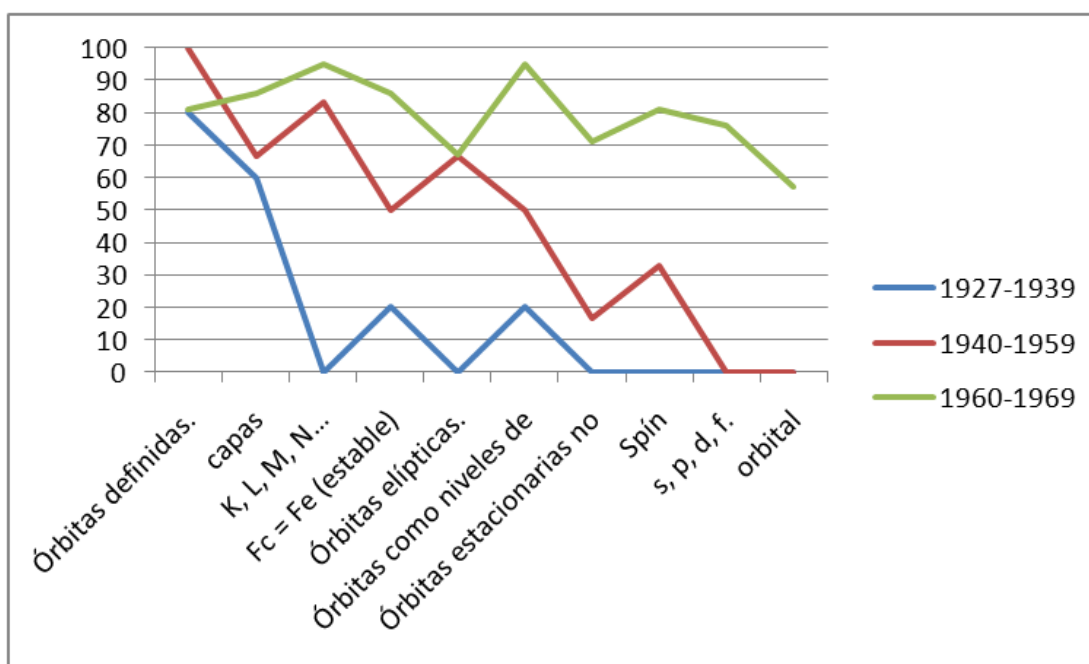
Con mucha menor presencia encontramos el tercer postulado. De éste destaca en los libros de texto que siempre se presenta acompañado de la fórmula aunque sus citas son mucho menores que los dos postulados anteriores y no es mayoritario hasta los años

sesenta. “El producto de la cantidad de movimiento del electrón, (mv), por la longitud de la órbita, ($2\pi r$), ha de ser igual a un múltiplo (n) del cuanto de Planck (h). Este postulado se funda en la teoría de los cuántos. $mv \times 2\pi r = nh$ p.127 (1943 a)”y “Bohr postulo que no todas las órbitas son posibles, sino solamente aquellas para las cuales se cumple; $2\pi r \cdot mv = nh$.”.

6.1.1.2. LIBROS PREUNIVERSITARIOS años 30, 40, 50 y 60.

- 1- Se introducen en primer lugar entidades, conceptos o teorías que pueden encajar en una descripción clásica.

En la siguiente gráfica presentamos el porcentaje de los ítems relacionados con la idea de órbita de los textos preuniversitarios en el mismo orden decreciente que encontramos en los textos universitarios. Vemos que siguen el mismo orden pero como hemos visto necesitando más tiempo para consolidar las ideas en los textos ya que hemos visto que las ideas primero entran en los libros universitarios y luego descienden de nivel.



Gráfica 64. Ítems relacionados con la idea de órbita en textos preuniversitarios organizados por su presencia durante los tres primeros periodos.

A continuación como hicimos en el apartado anterior, presentamos las distintas formas con las que los ítems se han ido citando en los textos preuniversitarios.

- Órbitas circulares.

En los libros preuniversitarios, la idea de los electrones girando alrededor del núcleo, la encontramos citada durante las década de los treinta y cuarenta de dos formas; comparada a los sistemas planetarios o simplemente citando un núcleo y una corteza sin profundizar más en como se organizan los electrones en esa corteza. Así tenemos:

- Un ejemplo en los libros de texto preuniversitarios de los electrones girando alrededor del núcleo de un modo análogo al sistema solar es el siguiente; *“El volumen ocupado por un átomo es muy grande (10,000 veces y aún más) en relación al que ocupan las masas del mismo; por lo cual, y por los movimientos de rotación que tienen los electrones alrededor del núcleo, se puede comparar el átomo a un sistema planetario de extraordinarias velocidades; el núcleo sería el Sol y los electrones corticales los planetas.”*
- Sin citar al modelo planetario y solamente describiendo como se disponen los electrones dentro de esa corteza encontramos; *“Actualmente se cree que el átomo consta de dos partes, a saber; del núcleo central y de la envoltura. El núcleo está formado de solo protones o también de protones y electrones; es muy pequeño respecto del volumen total del átomo y en él se halla prácticamente concentrada la masa toda del átomo. La envoltura está compuesta solamente de electrones dispuestos alrededor del núcleo en grupos más o menos estables que forman los llamados pisos y subpisos.”*
 - Órbitas elípticas y Sommerfeld.

Al principio entran en los textos las órbitas circulares pero a medida que se complica la teoría del modelo atómico y los resultados experimentales de los espectros, se empiezan a introducir en los textos las órbitas elípticas. Generalmente al principio de nuestro estudio la encontramos citada junto a la órbita circular.

“Las órbitas que describen los electrones satélites, son poco conocidas, aunque se sabe que unas son circulares y otras elípticas.”

Mientras que al final de nuestro estudio encontramos la órbita elíptica citada junto al nombre de su autor; *“Cuando Sommerfeld, aplicando la mecánica relativista a las órbitas elípticas, ha conseguido explicar particularidades de los espectros, sin embargo, aun existen algunos puntos a dilucidar.”*

- Spin.

Las ideas clásicas se amplían con ideas de la Mecánica Cuántica aunque en este caso, la idea del spin si bien relacionada con los números cuánticos, se presenta en los libros preuniversitarios asociada a una idea clásica como es el giro sobre si mismo de los planetas. En la década de los cuarenta aunque con mucha menor proporción que en los textos universitarios, se asocia el spin a una idea tan clásica como es la comparación de una peonza para explicar el giro del electrón;

“El electrón al propio tiempo que gira alrededor del núcleo tiene a su vez un movimiento de rotación alrededor de sí mismo (como una peonza), que recibe el nombre de spin del electrón; el spin puede ser positivo o negativo, según el giro sea en un sentido o en el contrario”.

- Órbitas, subórbitas, niveles y subniveles de energía.

En las dos primeras décadas, la idea de colocar a los electrones en órbitas, capas, pisos o incluso anillos es la mayoritaria. Un ejemplo sería;

“La velocidad de los electrones satélites en sus movimientos de rotación es enorme, y las órbitas forman diferentes pisos.”

Posteriormente encontramos que se mezclan las capas o pisos con los niveles de energía; *“Las orbitas electrónicas se disponen por capas o pisos de distinto nivel energético”* u otro libro que presenta los niveles de energía pero se apoya en órbitas circulares para su explicación; *“Los electrones se mueven alrededor del núcleo pero no todos poseen igual energía, y según esto se clasifican en distintos "niveles energéticos", que representamos esquemáticamente por circunferencias de distinto radio”.*

- Postulados de Bohr.

Los postulados de Bohr en los libros preuniversitarios apenas entran en los dos primeros periodos y no es hasta los años sesenta que los empezamos a encontrar citados significativamente.

- Un ejemplo de las órbitas estacionarias es; *“Estos electrones se mantienen en sus orbitas (circulares o elípticas) sin irradiar energía”.*
- Para el salto electrónico cuantificado encontramos que sólo un libro cita en el primer periodo, la fórmula de Planck y se siguen apoyando en ideas clásicas al decir; energía en las órbitas, cambio del diámetro de las órbitas al perder energía. Por ejemplo; *“Hemos dicho que los electrones giran en diferentes órbitas; ahora bien, uno de ellos, que recorre una determinada órbita, puede pasar por diferentes causas (elevación de la temperatura, rayos luminosos, etc.) a otra órbita; si esta es más externa absorbe energía. Generalmente estos electrones caen de nuevo a la órbita primitiva cuando cesa la causa excitadora, emitiendo la energía que absorbieron anteriormente. La emisión de energía suele hacerse en forma de radiaciones luminosas, cuya longitud de onda depende de las dos órbitas entre las que salta el electrón y este es el origen de los rayos espectrales”.*

6.1.2. EL PRINCIPIO DE PAULI EN LIBROS UNIVERSITARIOS Y PREUNIVERSITARIOS.

UNIVERSITARIOS.

Dentro de las ideas de la Mecánica Cuántica que se fueron introduciendo en los libros de texto encontramos algunos autores que se apoyaron únicamente en ideas clásicas para introducirlas como encontramos en algún caso del principio de Pauli. Encontramos en los textos, un autor que utiliza el citado principio para únicamente limitar el número

de electrones por órbita sin citar los números cuánticos, sin embargo, el resto de los libros en estas décadas de los cuarenta y cincuenta se centran en que en un átomo no pueden existir dos electrones con los mismos números cuánticos. En los años sesenta además de citar que no tengan los electrones los 4 números cuánticos iguales se empiezan a introducir conceptos energéticos como: niveles o estados cuánticos, los electrones deben diferir en el nivel energético, los electrones en el orbital.

Principio de Pauli	
<u>Electrones permitidos en una órbita.</u>	<u>Distintos cuatro números cuánticos.</u>
1944. La limitación del número de electrones permitidos en una órbita, se conoce como principio de exclusión de Pauli.	1940. dos electrones orbitales no pueden coexistir sin que difieran al menos en un valor de alguno de los cuatro números 1943. En el mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan el mismo sistema de valores para los cuatro números cuánticos n, l, m, s 1946. no pueden coexistir dos electrones sin que tengan valores diferentes por lo menos para uno de sus números cuánticos. 1954. En un átomo no hay nunca dos electrones cuyos cuatro números cuánticos sean iguales

Tabla 35. Citas en libros universitarios del principio de Pauli.

PREUNIVERSITARIOS.

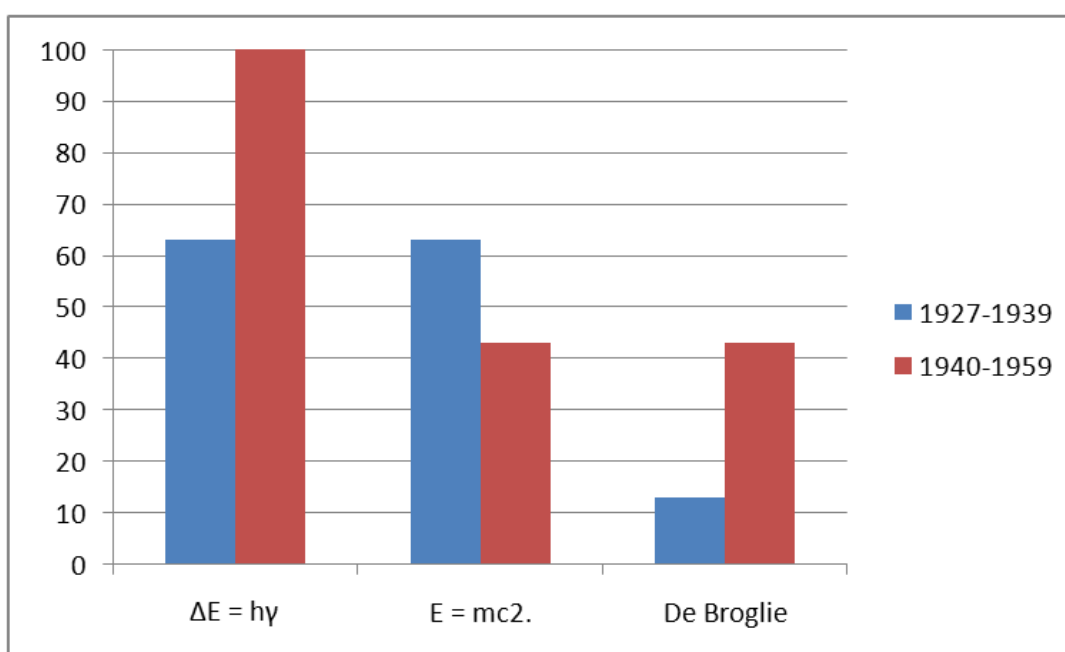
Como ya hemos dicho, las ideas que entraban en los textos universitarios, lo hacían posteriormente en los preuniversitarios, así, el principio de Pauli no se empieza a citar hasta la década de los sesenta y cuando lo hace, lo hace de un modo mayoritario (un 80% de los libros). En el tercer periodo, los años sesenta, ya estamos casi al final de nuestro estudio y no se presenta esa mezcla de ideas. Los textos citan un electrón que no puede tener los cuatro números cuánticos iguales. Aunque dentro del intento por explicar las nuevas ideas, muchas entran apoyándose en ideas clásicas como pueda ser explicar los cuatro números cuánticos con una analogía entre el átomo y una ciudad que encontramos en un libro preuniversitario de 1965:

“Es como si el átomo de Bohr fuera una gran ciudad donde vivieran los electrones en apartamentos distintos. Cada apartamento tiene unas señas distintas. Un número cuántico indica la calle, otro la casa, otro el piso y el cuarto número, el apartamento”.

6.1.3. LA TEORÍA ONDULATORIA DE DE BROGLIE.

UNIVERSITARIOS.

Dentro de las ideas de la Mecánica Cuántica, el primer ítem que encontramos citado es la ecuación de de Broglie. Es a partir del primer periodo de nuestro estudio (1928-1939), cuando empezamos a encontrar citado al autor. El motivo pensamos que es porque combina dos ecuaciones que fueron plenamente aceptadas por los químicos desde el principio de nuestro estudio, la ecuación de Planck y la ecuación de Einstein. En el primer periodo, ya se cita Planck con o sin presentar la fórmula en un 60% y también Einstein con su fórmula $E=m\cdot c^2$ en un porcentaje elevado. Estas ecuaciones prepararon el terreno para que las ideas de de Broglie de la Mecánica Cuántica se introdujeran tan tempranamente en los libros de texto.



Gráfica 65. Ítems de las citas de Planck, Einstein y de Broglie en los textos universitarios en los dos primeros periodos.

Vamos a ver los distintos modos en que nos encontramos citada la presentación de la ecuación de de Broglie. En la mayoría de los libros nos encontramos:

- *El electrón moviéndose alrededor del núcleo lleva asociada una onda. y a medida que nos acercamos al final de nuestro estudio encontramos ya citada la fórmula; Según De Broglie, entre estas dos características existe la relación: $mv = h/\lambda$.*

Aunque encontramos alguna otra presentación como;

- *La teoría de de Broglie culmina con la idea de que el RELLENO DE LA MATERIA ESTÁ ASOCIADO CON ONDAS.*

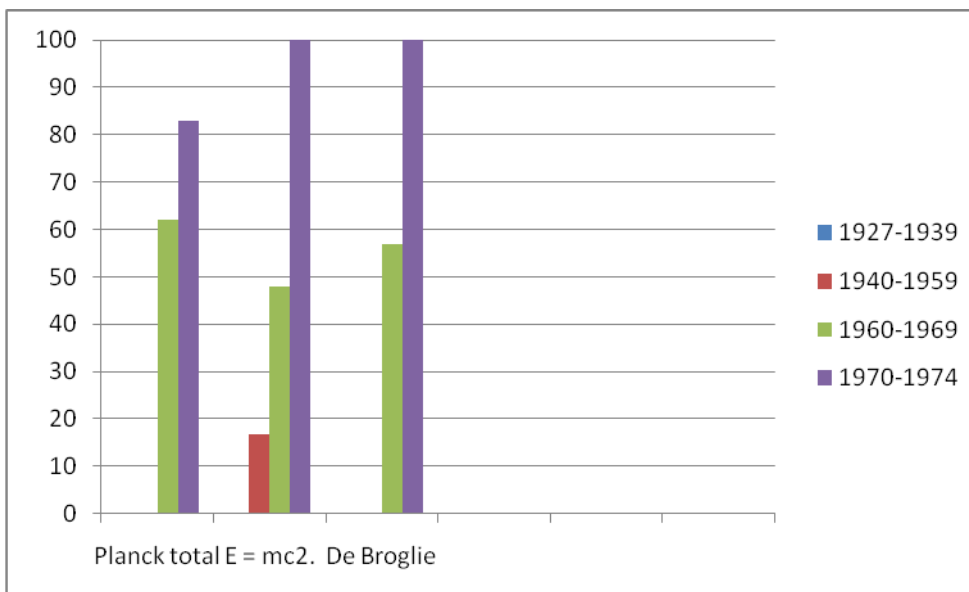
- *La teoría ondulatoria de De Broglie ha dividido las orbitas atómicas en orbitales.*

La inestabilidad del modelo atómico con electrones girando con un equilibrio de fuerzas, en todos los textos coinciden ya desde el principio de nuestro estudio en citarlo y algunos textos aprovechan para presentar las ideas de la Mecánica Cuántica y concretamente a de Broglie. Así por ejemplo;

“Mecánica cuántica. El fracaso del modelo atómico de Bohr, para explicar otros espectros que los del hidrógeno, sobre todo las rayas finas de los dobletes, tripletes, etc., y la misma hipótesis, en parte tomada de la mecánica clásica, y en parte de la teoría de los cuántos, y las dificultades, que se encuentran también en los otros modelos del átomo, como el de Sommerfeld, propuestos con la intención de corregir las deficiencias del modelo de Bohr; ha hecho que los físicos modernos prescindan, y no recurran ya a un modelo intuitivo del átomo. La otra tendencia es la mecánica ondulatoria de de Broglie. La mecánica cuántica está todavía en pleno desarrollo; pero, ha obtenido ya resultados dignos de ser tenidos en cuenta, principalmente la teoría de de Broglie, la cual supone que la luz está formada de ondas y de corpúsculos, y que a cada partícula en movimiento, como los electrones, le acompaña una onda. Esta longitud de onda viene medida por la ecuación $\lambda=h/mv$ ”.

PREUNIVERSITARIO

En los libros universitarios, las ideas precuánticas y cuánticas entran muy tardíamente (años sesenta) y pensamos que esto ha provocado que no haya lugar a que las ideas clásicas y las nuevas se mezclen en este caso de de Broglie. Como ocurre en la mayoría de los ítems, las citas en los libros de texto preuniversitarios son menores a los textos universitarios hasta el último periodo donde se igualan. De todos modos podemos ver que Planck y Einstein tienen porcentajes de citas mayores o iguales a de Broglie en los textos.



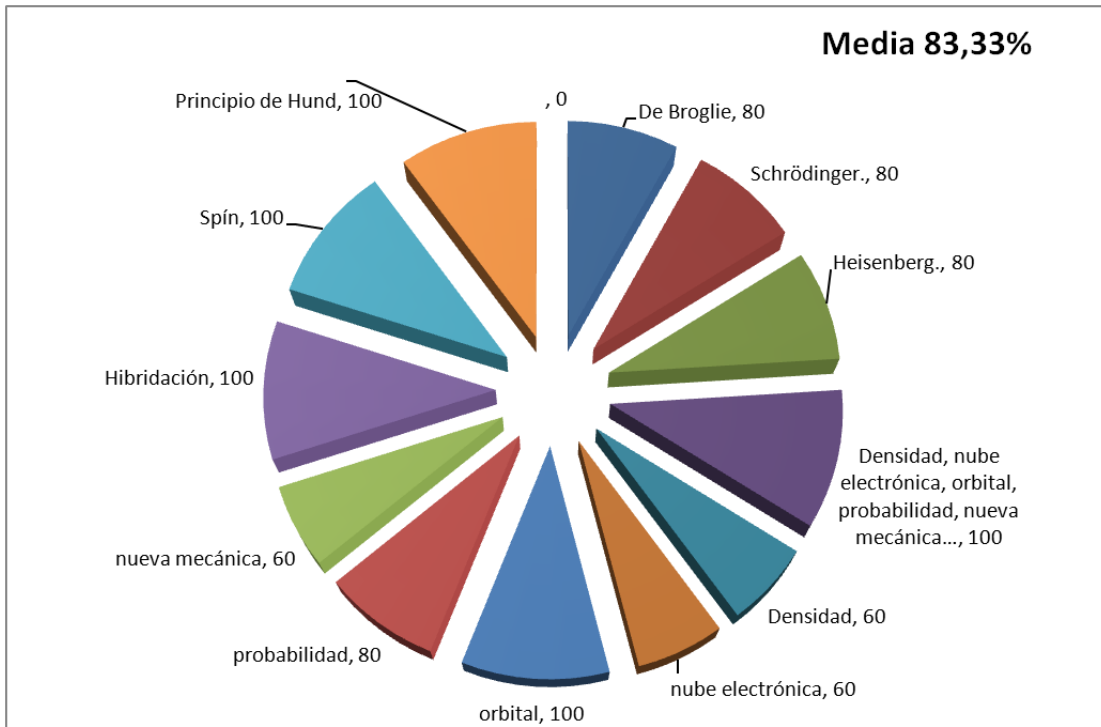
Gráfica 66. Ítems de las citas de Planck, Einstein y de Broglie en los textos preuniversitarios en los dos últimos periodos.

6.2. 1970-1979. Se fija completamente la enseñanza actual del modelo atómico.

Para justificar que la enseñanza actual del modelo atómico se ha fijado en los textos de Química General hemos elegido 6 libros del COU entre los años 1982 y 1991. Lógicamente los textos actualmente han superado la información que da del modelo atómico al aplicar las nuevas ideas a los tipos de enlace, orbitales moleculares, partículas subatómicas ... pero nuestro estudio se detenía al conocer como dos modelos totalmente diferentes (el clásico y el cuántico) fueron presentándose y conviviendo en los textos hasta crear una idea generalizada de conceptos, ideas, experiencias que debían ser trabajados para presentar la realidad del átomo a los estudiantes que acceden y se introducen en unos estudios universitarios básicos. Ahora presentamos los ítems que hemos estudiado en la categoría cuántica que son los que más tardíamente han entrado y donde hemos encontrado mayor diferencia entre su presencia en los textos estudiados y el modelo atómico que hemos presentado en nuestro estudio:

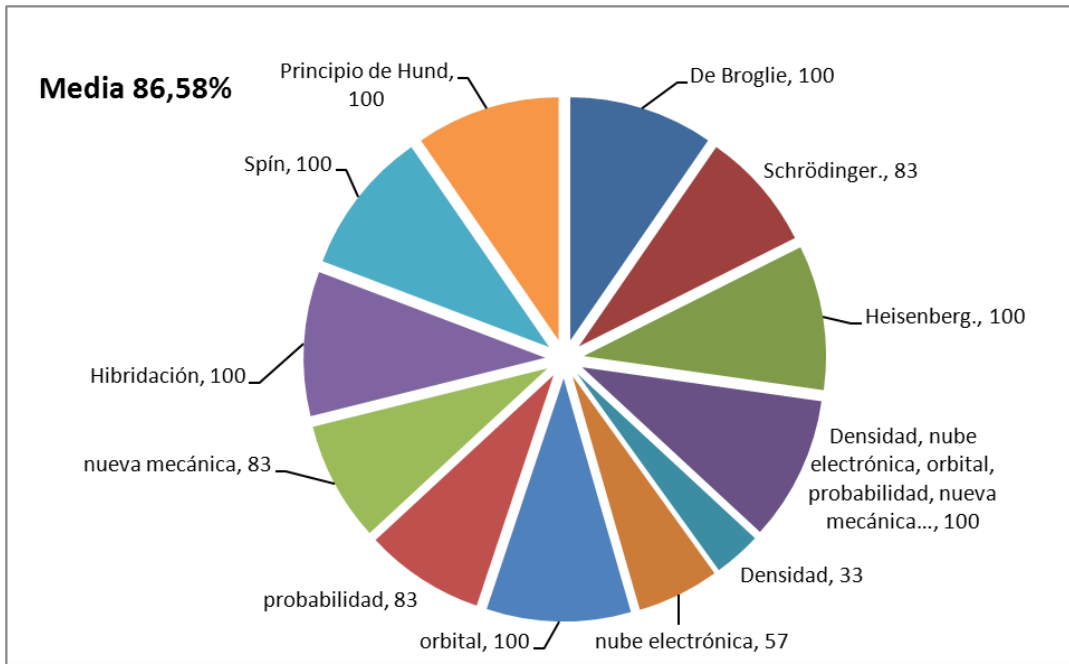
Los ítems seleccionados para la categoría cuántica son; De Broglie, Schrödinger, Heisenberg, nueva mecánica, orbital, nube electrónica, probabilidad, hibridación, principio de Hund.

En los libros Universitarios, en el primer lustro de los años setenta se muestran las citas de los ítems de nuestro estudio sobre la mecánica cuántica por encima del 83%.



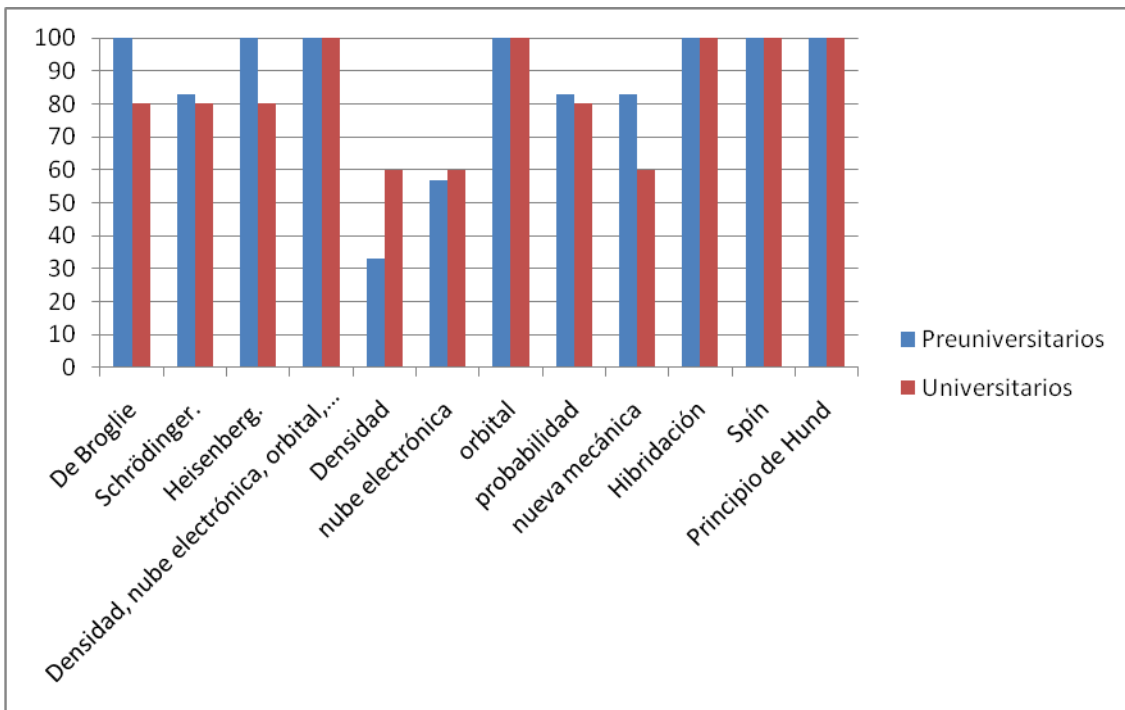
Gráfica 67. Porcentaje de citas de los ítems universitarios en la categoría cuántica en el periodo de 1970/1974.

En los textos preuniversitarios ocurre lo mismo en el cuarto periodo, los ítems que hemos seleccionado como parte del modelo cuántico se citan por encima del 86%. Los ítems de la nueva mecánica, densidad electrónica y nube electrónica son las ideas que menos se presentan al igual que ocurría con los textos universitarios.



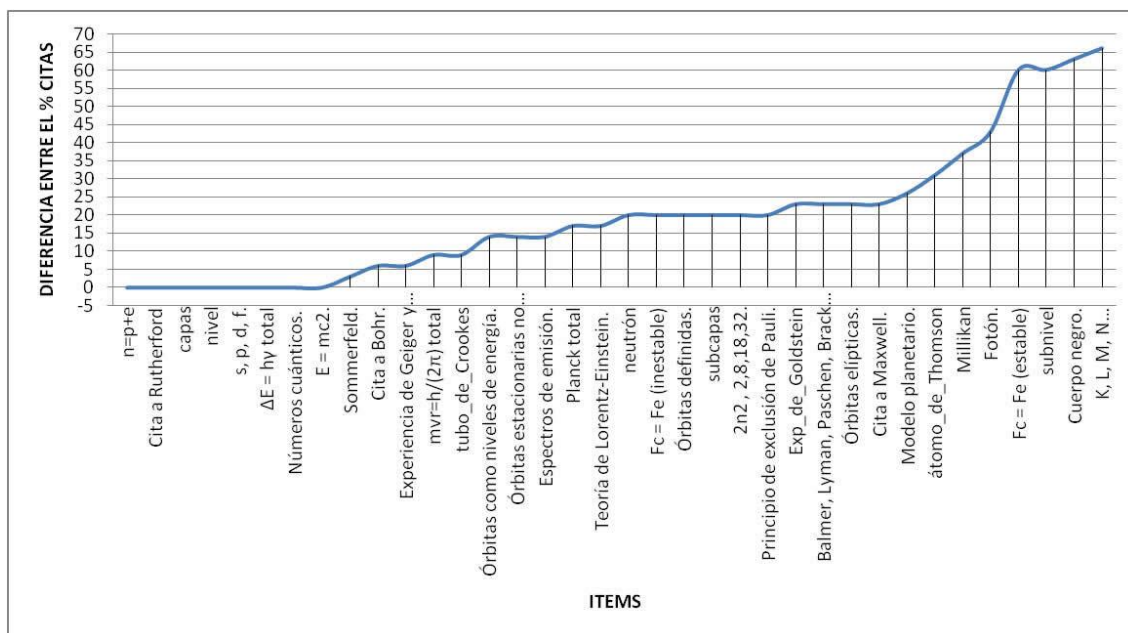
Gráfica 68. Porcentaje de citas de los ítems preuniversitarios en la categoría cuántica en el periodo de 1970/1974.

Si presentamos los ítems de los dos niveles (universitarios y preuniversitarios) juntos vemos que el porcentaje de su presencia es muy similar, lo que nos hace pensar que ya en este periodo ultimo la conexión entre los niveles es importante.



Gráfica 69. Comparación de porcentajes en los niveles preuniversitarios y universitarios de citas en el último periodo de nuestro estudio en la categoría cuántica.

El resto de los ítems que pertenecen a las categorías clásica y precuántica también presentan alguna diferencia de citas entre los dos niveles y ya las hemos tratado de explicar. En la siguiente gráfica presentamos el valor absoluto de la diferencia entre el porcentaje de citas universitaria y preuniversitaria de cada ítem. Encontramos muchas similitudes y las mayores diferencias entre textos universitarios y preuniversitarios, las encontramos en ítems relacionados con la colocación de los electrones y su equilibrio entre fuerzas eléctrica y centrífuga, modelos y experiencias históricas como el átomo de Thomson, la experiencia de Millikan y los nombres de las capas o conceptos muy relacionados con la física como el cuerpo negro y el fotón de Einstein.



Gráfica 70. Valor absoluto de la diferencia de citas entre el nivel universitario y preuniversitario en el último periodo de los ítems estudiados para el modelo atómico en las categorías clásica y precuántica.

Hemos elegido libros de nivel de COU para considerar un modelo atómico aceptado por los libros de texto a este nivel entre preuniversitario y el primer curso de la Universidad, por la cercanía del Curso de Orientación a lo que demandaba la Universidad. En la Ley General de Educación, 14/1970, donde se desarrolla el Curso de Orientación Universitaria, el artículo 34 nos dice que el curso de orientación será programado y supervisado por la Universidad y desarrollado en los Centros.

En los prólogos de los libros vemos que la idea en los libros de COU es preparar para esa Química General de iniciación a la Química en la Universidad. Así en el libro de la Editorial Bruño (1987) leemos; “*Va destinado, principalmente, a los alumnos del Curso de Orientación Universitaria y de Escuelas Universitarias*”

Otro libro que apunta a un nivel similar entre el curso de COU y el primero de facultades en su prólogo es el libro de la editorial ECIR de 1978; “*Además, el libro no ha sido cuidado en el sentido de que incluyera no sólo la ordinaria exposición temática*

de los diversos problemas que aborda, que son los ordenados ministerialmente y desarrollados al nivel de un primer curso de las Facultades de Ciencias o de las Escuelas Técnicas Superiores, sino que ha procurado cumplir también con el espíritu del legislador, incluyendo numerosas cuestiones científicas que ayudan a interpretar y dar significado a lo estudiado y a los fenómenos de la vida cotidiana.”

Sin embargo, el libro de COU de la editorial Santillana, se hace eco de la heterogeneidad de programas para estudiar esa Química de COU preparado por las distintas Universidades y de la dificultad que ello supone al preparar al estudiante del curso preuniversitario. En el Prólogo leemos; *“Mientras que el programa de Química del Curso de orientación Universitaria se encuentra oficialmente establecido con carácter general, los cursos de Química General que se imparten en centros universitarios responden a programaciones tan diversas como las exigidas por las diferentes especialidades y planes de estudio que se siguen en dichos centros. No es fácil por ello diseñar un curso de Química que, siendo la continuación de los conocimientos obtenidos en niveles anteriores, proporcione al estudiante la formación adecuada para iniciar sus estudios universitarios. “*

Por último en el prologo del libro de Carlos López, *Química*, de 1964 presentamos otra muestra de la conexión y estrecha relación que existe entre los niveles preuniversitarios y la universidad; *Ha sido mi propósito al escribir este libro, presentar una "Química" adaptada, desde luego, al cuestionario oficial para el curso Preuniversitario y que sirva de enlace entre los textos del Bachillerato y los libros de Química general que manejan los estudiantes en los primeros cursos de la Universidad. Por ello he dado una mayor importancia a las cuestiones que más se han modernizado en estos últimos años, concretamente a las relativas a la constitución de los átomos, a los enlaces químicos y a la química biológica.*

En estos libros hemos buscado los mismos ítems que hemos trabajado en las épocas anteriores y vemos que salvo algunos, el resto ya alcanza prácticamente el 100% de las citas.

Libros preuniversitarios consultados:

- 1- Sauret Miguel, *Química COU*, Editorial Bruño, Madrid, 1991
- 2- Oroz Funes, Jorge, *Química*, curso de orientación universitaria, Ediciones S.M. Madrid, 1986.
- 3- Royo Gracias, Pascual, Serrano Roche, Ricardo, Otero Montero, Antonio, *Química COU*, Editorial Santillana, Madrid, 1982.
- 4- Caamaño A., Obach D. y Servent A. *Química COU*, Editorial Teide, primera edición, Barcelona, 1991

- 5- Martín Lorenzo A., Couselo Esperón J., González Martínez T., Lomillo Gallo R., Carpintero del Reguero A., Química COU, Editorial Bruño, Madrid, 1987.
- 6- Esteban J. M. y Negro J.L., Curso de Química, Orientación Universitaria, Serie A, Proyecto MT62 Alhambra, Reedición de 1986, primera edición 1978, Editorial Alambra, Madrid, 1986.

Presencia de los ítems en la década de los ochenta en libros preuniversitarios								
Categorías		1982	1986	1986 Alhambra	1987	1991	1991 Teide	%
1	Discontinuidad de la materia. Átomos.	16	94	3	33	13	302	100%
2	Tubo de Crookes.	17	95	3	29	52	302	100%
3	Experiencia de Millikan.	18	96	7	29		304	83%
4	Experiencia de Glodstein.	20	96	5	30		42	83%
5	Neutrones (Chadwick)	21	130	6	33	53	320	100%
7	Hacer referencia a p,n,e para el estudio del átomo.	16	130	8	33	54		83%
8	Modelo de Thomson.			9	31	56	306	67%
9	Experiencia de Geiger y Marsden (Rutherford)		107	10	31	57	307	83%
10	Espectros de emisión.	42	101	26	30	59	313	100%
11	Balmer, Lyman, Paschen, Brackett y Pfund.	43	103	29	31	61	314	100%
12	Cita a Rutherford	20	106	10	31	56	307	100%
13	Modelo planetario.					57		17%
14	Fc = Fe (estable)	39	110	10	33	57	307	100%
15	Cita a Bohr.	45	109	30	33	62	312	100%
16	Fc = Fe (inestable)	39	109	11	33	57	308	100%
17	Contradice a Maxwell.				33			17%

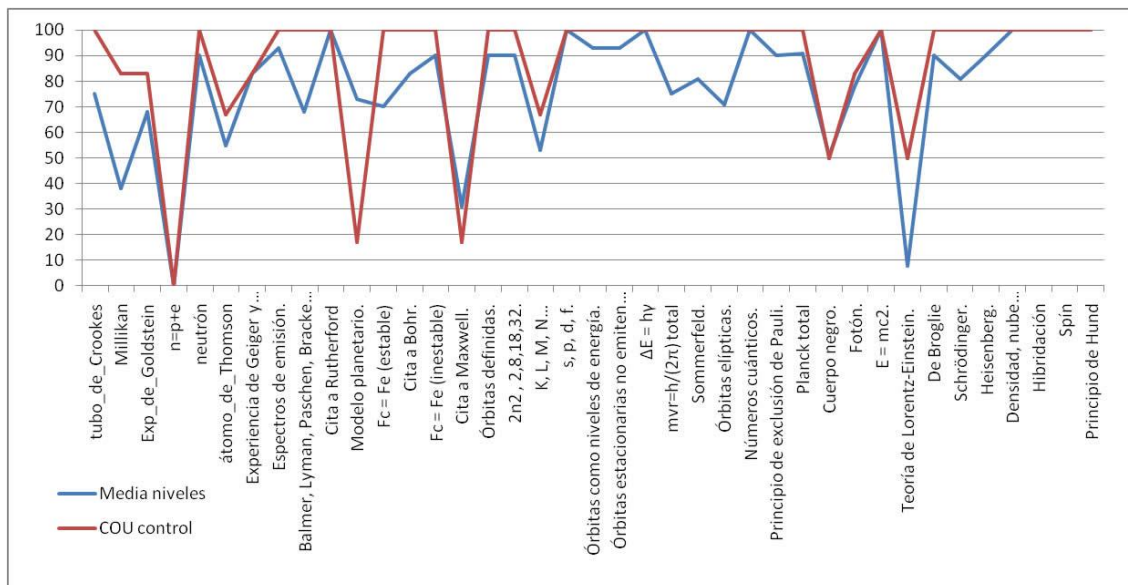
18	Órbitas definidas.	39	109	31	33	62	307	100%
19	Pisos y subpisos.	48	139	36	39	83		83%
20	$2n^2$	63	140	59	40	83	325	100%
21	K, L, M, N...		116	34	40	83		67%
22	s, p, d, f.	52	118	41	41	75	325	100%
23	Órbitas como niveles de energía.	45	111	59	34	83	317	100%
24	Órbitas estacionarias no emiten energía.	45	110	31	34	62	315	100%
25	$\Delta E = h\nu$ pero no aporta la fórmula.							0%
26	$\Delta E = h\nu$. Aportando la fórmula.	46	110	33	34	62	315	100%
27	$mvr = h/(2\pi)$. No aporta la fórmula.							0%
28	$mvr = h/(2\pi)$	45	111	31	33	62	315	100%
29	Sommerfeld.	47	116	35	35	66	320	100%
30	Órbitas elípticas.	47	116	37	35	66	320	100%
31	Números cuánticos.	51	125	41	40	73	333	100%
32	Principio de exclusión de Pauli.	59	129	57	46	83	335	100%
33	Planck. No aporta la fórmula.							0%
34	Planck. Aporta la fórmula. $E = h\nu$.	41	104	24	30	59	310	100%
35	Cuerpo negro.	40			30		308	50%
36	Fotón.	41	104	24		67	311	83%
37	$E = mc^2$.	41	131	46	13	11	$E=pc$ 321	100%
38	Teoría de Lorentz-Einstein.				35	66	320	50%
39	De Broglie	41	120	46	36	67	321	100%
40	Schrödinger.	51	122	48	36	73	323	100%
41	Heisenberg.	50	121	46	36	68	328	100%
42	Densidad, nube electrónica, orbital,	53, 55	124	49-50, 57	37	72	327	100%

	probabilidad...							
43	Hibridación.	308	184	236	257	354	363	100%
44	Spin.	49	129	40	41	74	321	100%
45	Principio de Hund	59	143	60	47	84	336	100%
		Página del libro donde encontrar la cita						

Tabla 35. Presencia de los ítems estudiados en la década de los ochenta en libros preuniversitarios.

Haciendo un repaso a los ítems vemos que los que disminuyen sus citas son el modelo planetario que prácticamente desaparece (17%) aunque Rutherford se cita en un 100%. Otras categorías que disminuyen son el cuerpo negro, la teoría de Lorentz-Einstein o corrección relativista a las órbitas elípticas, el modelo de Thompson y citar a Maxwell cuando el electrón contraviene la ley del electromagnetismo. Estos son muchos de los ítems que ya veíamos presentaban mucha diferencia entre el valor absoluto de los porcentajes citados en textos universitarios y preuniversitarios que hemos visto en la tabla anterior (tabla 93) y que son ítems que no acaban de ser eliminados ni aceptados totalmente por los autores de los textos.

Comparando en una grafica el valor medio de los ítems obtenidos en los dos niveles y los valores obtenidos para los libros de COU en los años ochenta, vemos que los libros de COU están respecto a los porcentajes de citas, ligeramente por encima. Entendemos con esta gráfica que ya se consolidan los ítems del modelo atómico que en nuestros resultados de los años setenta ya se apuntaban.



Gráfica 71. Comparación de la presencia de los ítems relacionados con el modelo atómico en todas las categorías en las décadas de los setenta (media de los dos niveles) y ochenta en libros preuniversitarios de COU.

Capítulo VII. TEXTOS CONSULTADOS Y BIBLIOGRAFIA.

7.1. Textos consultados.

7. 2. Bibliografía.

7. Textos consultados y bibliografía.

7.1. Textos consultados.

En este apartado vamos a presentar los textos por así decirlo de carácter académico de donde hemos obtenido nuestros ítems de estudio. No sólo hemos buscado textos de los niveles de nuestro estudio (Universitarios, preuniversitarios y propios de la Mecánica Cuántica) sino que también hemos consultado textos de divulgación y de los cursos inferiores al curso previo de la universidad.

Nuestros textos pertenecen a los siguientes niveles:

- Universitarios de Química General.
- Preuniversitarios.
- Quinto curso de Bachillerato.
- Tercer y cuarto curso de bachillerato.
- Libros de Química Orgánica.
- Textos propios de Mecánica Cuántica.
- Libros de divulgación científica.

Universidad.

- 1923 IPIENS LACASA, ANTONIO. (1923). *Elementos de química, tomo primero, química inorgánica*. Imprenta Clásica Española. Madrid.
- 1928 LÓPEZ FRANCO, ANTONIO. (1928). *Compendio de química*, Talleres Voluntad, Madrid.
- 1929 VITORIA, EDUARDO. (1929). *Manual de química moderna*. Estudios teórico-práctico del Instituto Químico de Sarria, Barcelona, Tipografía Católica Casals, Librería Casa Editorial, Imprenta Pontificia, Decima Edición, Barcelona.
- 1931 GREGORIO ROCASOLANO, ANTONIO. (1931) *Tratado de Química contiene las más importantes aplicaciones a las artes, industrias, agricultura, medicina, higiene, etc*, Imprenta Ed. Gambón, 5ª edición revisada, Zaragoza.
- 1934a CALVET, E. (1934). *Química General Aplicada a la Industria con prácticas de laboratorio. I Química Inorgánica, Preliminares y cuerpos simples*, Salvat Editores, S. A. 1ª Edición. Madrid.
- 1934 IPIENS LACASA, ANTONIO. (1934). *Química inorgánica. Tomo 1*, 2ª Edición, Establecimiento Tipográfico de A. Medina, Toledo.
- 1935 PLA DALMÁU, JOSÉ MARÍA. (1935). *Elementos de Química General*. 2º Edición. Dalmáu Carles, Pla, S.A. Editores. Gerona.
- 1935 DE GREGORIO ROCASOLANO, ANTONIO. (1935). *Tratado de Química*, Sexta edición revisada, Imprenta Editorial Gambón, Madrid.

- 1935 LORA TAMAYO, MANUEL. (1935). *Química para médicos*, establecimiento tipográfico de A. Medina, Toledo.
- 1940a VITORIA, EDUARDO. (1940). *Manual de química moderna*, duodécima edición, Enriquecido con un apéndice sobre la constitución del átomo. Librería de la tip. cat Casals, Barcelona.
- 1940c BERMEJO VIDA, LUIS. (1940). *Química y Bioquímica. Tomo I. Química inorgánica*. Ed. Victoriano Suárez, Madrid.
- 1941 IPIENS LACASA, ANTONIO. (1941) *Tratado de química general, tomo primero, Química Inorgánica*. Cuarta edición. Madrid.
- 1943a SAZ, S. J. EUGENIO. (1943). *Fundamentos de la Química general según la teoría de las valencias positivas y negativas*. Tomo Primero. Principios generales fundamentales, Editorial Tip. Cat Casals, Barcelona.
- 1944 a JIMENO, EMILIO. (1944). *Química General*, 2ª Edición, S.A.E.T.A. (Sociedad anónima española de traductores y editores), Madrid.
- 1946 c GALMES, JUAN. (1946). *Química inorgánica*. 1ª Edición. Salvat Editores, S. A. Barcelona-Buenos Aires.
- 1954b IPIENS LACASA, ANTONIO. (1954). *Tratado de química general, tomo primero, química inorgánica*. Séptima edición. Librería San Martín, puerta del Sol, Madrid, Impreso en los talleres penitenciarios de Alcala de Henares, Madrid.
- 1961c GALMES, JUAN. (1961). *Manual de química, general y descriptiva*, Editorial Tip. Cat. Casals, Barcelona.
- 1961d CANIVELL MORCUENDE, RAMIRO. (1961). *Curso de iniciación, Ampliación de Química*. E.T.S. de Ingenieros Industriales. Bilbao.
- 1963 a ESTEBAN BERMUDEZ, J. M. Y CANAVILLAS RODRÍGUEZ J.M. (1963). *Iniciación a la química superior*. Ed. Alhambra, S. A. Madrid.
- 1963b ORTÍN BELLIDO, JOSÉ. (1963). *Química General*. Editor: J. Ortín Bellido. Reus.
- 1964 SANCHO GÓMEZ, JUAN. (1964). *Química General*. Editorial Romo. Murcia.
- 1964c LÓPEZ BUSTOS, CARLOS. (1964). *Química*. Gregorio del Toro, -Editor. Madrid.
- 1965 DÍAZ, LUIS. (1965). *Química inorgánica, Apuntes de la E. T. S. de Ingenieros Industriales*, Comisión de publicaciones. Barcelona.
- 1969 DE LA GRANJA ALONSO, MANUEL. (1969). *Temas de Química*. E. I. Técnicas. Ed. Alhambra, S. A. Bilbao.
- 1970 USÓN LACAL, R. (1970). *Química Universitaria Básica*, 1ª edición española, Editorial Alhambra, S.A. Madrid.
- 1972 DOADRIO LÓPEZ, ANTONIO. (1972). *Química inorgánica I parte teórica*, 1ª edición, Copyrecord, Madrid.
- 1973 LUZÓN CUESTA, RAFAEL. (1973). *Apuntes de Química 1ª parte*, Servicio de publicaciones Escuela de Ingeniería Técnica, Cartagena.
- 1974 ESTEVE SEVILLA, ALFONSO. (1974). *Curso de Química*, ECIR.-Industrias Gráficas, 11ª edición, Valencia.

1977 MORCILLO RUBIO, JESÚS. (1977). *Temas Básicos de Química*, primera Edición, Editorial Alhambra, S.A. Madrid,

Preuniversitario

1928 MONTEQUI DÍAZ DE PLAZA, RICARDO. (1928). *Química, Bachillerato Universitario-Ciencias*, Ministerio de Instrucción Pública y Bellas Artes, Libros de texto para los institutos de segunda enseñanza. Edición oficial, Imprenta clásica Española. Madrid, 1928.

1932 PUIG IGNACIO. (1932). *Curso General de Química*. Primera edición. Manuel Marín Editor. Barcelona.

1933 MONTEQUI DÍAZ DE PLAZA, RICARDO. (1933). *Elementos de Química (teorías, prácticas, problemas)* Tipografía “El eco de Santiago”, Santiago de Compostela, 1933.

1933a MIR PEÑA, JUAN. (1933). *Compendio de Química (libro de texto fundamental)*, Séptima edición. Editorial Urania, Granada.

1933b MONZÓN GONZÁLEZ, JULIO. (1933). *Elementos de Química General e Historia de la Química*, 7ª edición, Imprenta y librería de Eulogio de las Heras, Sevilla.

1935a OLBES Y ZULOAGA, LUIS. (1935). *Lecciones elementales de Química*, 11 edición, Tipografía de Alberto Fontana, Madrid.

1936 ESTALELLA, JOSÉ. (1936). *Curso de Química*. 2ª Edición. Gustavo Gili editor, Barcelona.

1942 GASSIOT LLORENS, JOSÉ. (1942). *Compendio de física y química*. Ediciones Alma Mater, S.A. Barcelona.

1944 ALEIXANDRE, VICENTE. (1944). *Compendio de Química general*. 2ª Edición. Summa. Madrid.

1946 DE LA PUENTE LARIOS. (1946) *Compendio de química elemental*, J. Bosch, casa editorial, Barcelona.

1946b YBARRA MÉNDEZ, RAFAEL y CABELAS LOSHUERTOS, ÁNGEL. (1946). *Elementos de química*. Nuevas gráficas S.A. Madrid.

1947 NAGERA GÓMEZ E. y LAHIGERA CUENCA F. (1947). *Física y Química, Séptimo curso de Bachillerato*, Primera edición. Editor E. López Mezquido, Valencia.

1957 TELLO PEINADO, IDELFONSO. (1957). *Física y Química con sus metodologías*. Librería de San Martín. Madrid.

1959 ESTEVE SEVILLA, ALFONSO. (1959). *Química, Curso Selectivo*. ECIR, Valencia.

1960b MENDIOLA RÚIZ, ONOFRE. (1960). *Química general*. 3ª edición. Editorial Estades. Madrid.

1961 a CANIVELL MORCUENDE RAMIRO. (1961). *Curso selectivo de química*. Talleres gráficos ORDORICA, Bilbao.

1961b LEÓN FERNÁNDEZ, JOSÉ LUIS. (1961). *Curso fundamental de química, Selectivo de escuelas Técnicas de grado medio*, 3ª Edición. Editor Jacinto Hermida López, Madrid.

- 1963 *Química, curso preuniversitario*. Plan 1963. Editorial Bruño. Madrid. 1963.
- 1964b ROMERO VERGARA, MANUEL. (1964). *Química, curso preuniversitario*. Imprenta EL ARTE. Madrid.
- 1964 RAMOS-GARIJO. (1964). *Química fundamental*. Litoprint, Madrid.
- 1965 a GONZÁLEZ RUÍZ, FELIPE, G. DE LOS REYES, RAFAEL. C. DE LA TORRE, ISIDORO. (1965). *Química, temas preuniversitarios*. Litoprint. Madrid.
- 1965b SORIANO SILVESTRE, JOSÉ R. y VALERO BLANCO, ENRIQUE. (1965). *Química para preuniversitario*. Tipografía Puertas, S. L. Valencia.
- 1965 c FEO GARCÍA R. e IZQUIERDO ASINS J. M. (1965). *Química, preuniversitario*. Primera edición. Imprenta J. Doménech. Valencia.
- 1965d COLOM ESQUERRA, J. (1965). *Química, curso preuniversitario*. Gráficas Per. Barcelona.
- 1965 e BURBANO DE ERCILLA, S. y MARTÍN BLESA, R. (1965). *Química. Curso Preuniversitario*, 3ª edición. Ed. Librería general, Zaragoza.
- 1966 RUIZ VÁZQUEZ, JESÚS. (1966). *Química*. Ediciones Ruiz. Madrid.
- 1966 a GALMES, JUAN. (1966). *Química teórico-práctica*. Ed. Compañía bibliográfica Española. Madrid.
- 1966b RÍOS CHACÓN, IGNACIO. (1966). *Química General Preuniversitario*. Editorial “Prensa Española” Madrid.
- 1967 RAMOS FERNÁNDEZ, F y RUIZ VÁZQUEZ, J. (1967). *Química general*. Ediciones Ruiz, Madrid.
- 1967 a PINEDA BAÑOS, MIGUEL, (1967). *Química General, Adaptado al programa de Ingreso en la Escuela de Óptica*. Academia Gauss, Madrid.
- 1967b Eldelvives, *Química, curso preuniversitario*, (1967). Ed Luis Vives S.A. Zaragoza.
- 1968 MARCOS CONSTANTINO, VALLS FRANCISCO Y ASCACIBAR JAVIER. (1968). *Química para el curso preuniversitario*. Ediciones S. M. Madrid.
- 1968 a GUILLEN MONZONIS, CLAUDIO y NARCISO CAMPILLO, CLAUDIO. (1968). *Química, curso preuniversitario*. Editorial Marfil, S. A, Madrid.
- 1968b VILLANUA SÁNCHEZ, PABLO. (1968). *Química, preuniversitario*. Hechos y dichos. Zaragoza.
- 1969a VALLS FRANCISCO, ASCACIBAR JAVIER, MARCOS CONSTANTINO. (1969). *Química, curso preuniversitario*, Ediciones S.M., Madrid.
- 1972a GORDO BLANCO, CARLOS. (1972). *Química*, Depósito legal M – 24172 – 1972, Madrid.
- 1973a FERNÁNDEZ GONZÁLEZ, MANUEL. (1973). *Introducción a la Química Superior I*, Ediciones Anaya, S. A. Madrid.
- 1975 VALLS FRANCISCO, ASCACIBAR JAVIER, MARCOS CONSTANTINO. (1975). *Química, Curso de Orientación Universitaria*, Ediciones S.M., Madrid.
- 1976 MARTÍNEZ LORENZO, ANTONIO y GARAU MARQUÉS, SEBASTIÁN. (1976). *Química COU, Plan de 1975*, Coeditan Editorial Bruño y Magisterio Español, Madrid.

- 1977 a CAÑADAS CRUZ, MIGUEL, AVIDAD CASTAÑEDA, RAMIRO. (1977). *Química, Curso de Orientación Universitaria*, Sociedad General Española de Librería, S.A., Madrid.
- 1978 MARTÍNEZ LORENZO, A., COUSELO ESPERÓN J., GONZÁLEZ MARTÍNEZ T., LOMILLO GALLO R., CARPINTERO DEL REGUERO A. (1978). *Química COU-78*, Primera Edición, Editorial Bruño, Madrid.
- 1978 a ENCISO E., FERNÁNDEZ ABASCAL, J. L., MARTÍN R. y MARTÍNEZ M. (1978). *Curso de Orientación Universitaria, Química*, Editorial Noguer, S.A. Madrid.

Bachillerato 5º curso.

- 1940 P. FERNÁNDEZ-LOMANA S.J. (1940). *Complementos de Química 4º, 5º y 6º de enseñanza media*, Librería Santaren, Valladolid.
- 1942 GASSIOT LLORENS, JOSÉ. (1942). *Compendio de física y química*. Ediciones Alma Mater, S.A. Barcelona.
- 1942 MONZÓN GONZÁLEZ, JULIO. (1942). *Estudio cíclico de Física y Química. Libro para cuarto y quinto curso del bachillerato, acomodado al cuestionario de 1939, actualmente vigente*. 4ª Edición. Imprenta Sáez. Madrid
- 1946 DE LA FUENTE LARIOS, (1946). *Compendio de química elemental*, J. Bosch, casa editorial, Barcelona.
- 1948 OCHOA, JUAN ESTEBAN. (1948). *Física y Química, 5º curso de Bachillerato*, Industria gráfica Alen & Domingo, Barcelona.
- 1958 ALEIXANDRE, VICENTE. (1958). *Química, quinto curso de bachillerato, plan 1957*. Editorial SUMMA, S. L. Madrid,
- 1958 GALMÉS, JUAN. (1958). *Química teórico-práctica*. Ed. Razón y fe, S. A. Madrid.
- 1958 F.T.P. (1958). *Elementos de Química con rudimentos de análisis químicos*. Sexta edición. Ed. F.T.P. Zaragoza.
- 1959 PÉREZ BOTELLA, A. (1959). *Química. Quinto curso*. Editorial Marfil S.A. Valencia.
- 1960 Edelvives, (1960). *Química quinto curso*, Ed. Luis Vives S.A. Zaragoza.
- 1960 BURBANO DE ERCILLA, S. y MARTÍN BLESA, RAMÓN. (1960). *Química, 5º Bachillerato*. Editorial Librería General. Zaragoza.
- 1967 RUIZ VÁZQUEZ, JESÚS. (1967). *Química*. Ediciones Ruíz. Madrid.

Bachillerato 4º y 3º.

- 1940 P. FERNÁNDEZ-LOMANA S.J. (1940). *Complementos de Química 4º, 5º y 6º de enseñanza media*, Librería Santaren, Valladolid.
- 1940 MINGARRO A. y ALEIXANDRE V. (1940). *Física y Química III*, Ed. Sucesores de Rivadeneyra, Madrid.
- 1954 FEO GARCIA, ROBERTO y IZQUIERDO ASÍNS, J. MANUEL. (1954). *Física y Química, 4º curso de Bachillerato*. Bello Galindo librero-editor. Valencia.
- 1961 PÉREZ BOTELLA, A. (1961). *Física y química, 4º curso de bachillerato*. 2ª

edición, Editorial Marfil, S.A. Alcoy.

- 1969 PÉREZ BOTELLA, AGUSTIN. (1969). *Física y Química, Tercer curso de bachillerato*. Ed. Marfil, S.A. Alcoy.

Libros de Química orgánica.

- 1928 DE GREGORIO ROCASOLANO, ANTONIO. (1928). *Tratado de Bioquímica*. Imprenta editorial, Gambón. Zaragoza.
- 1945 TORRES GONZÁLEZ, CANDIDO. (1945). *Tratado de química orgánica. Serie acíclica*. S.A.E.T.A. Madrid.
- 1951 TORRES GONZÁLEZ, CANDIDO. (1951). *Tratado de Química orgánica. I-Serie acíclica*. 2ª edición. S.A.E.T.A. Madrid.
- 1962 BLASI FERNANDO. (1962). *Química Orgánica*. Copisteria Gimper, Barcelona.

Propios de mecánica.

- 1918 IPIENS LACASA ANTONIO. (1918). *La discontinuidad, principio fundamental de la constitución del universo*, discurso leído en la solemne inauguración del curso académico de 1918 a 1919.
- 1919 VECINO Y VARONA, JERÓNIMO. (1919). *La constitución de la materia según las ideas actuales*. Discurso en Academias de Ciencias. Tipografía de Gregorio Casañal, Zaragoza.
- 1927 BLAS CABRERA, FELIPE. (1927). *El átomo y sus propiedades electromagnéticas con un Ensayo introductorio al libro por Sánchez Ron José Manuel*, Editan: Amigos de la Cultura Científica, Departamento de Publicaciones de la E.T.S de Arquitectura (Fundación general de la Universidad Politécnica de Madrid, Madrid (1966).
- 1935 PUIG VILLENA, JUAN. (1935). *Breve idea de la mecánica ondulatoria*. Imprenta E. Vañó, Alcoy.
- 1935 PUIG VILLENA, JUAN. (1935). *Teoría corpuscular de la luz*, Imprenta E. Vañó.
- 1935 *Teoría corpuscular de la luz*. Revista de estudios científicos San Sebastián, revistas nº 7 julio, nº 8 octubre y nº 9 noviembre. 1935.
- 1942 CALVET, ENRIQUE. (1942). *Iniciación a la Química Física*, 2 volúmenes, Editorial Apolo, Barcelona.
- 1942 PLA DALMAU, JOSÉ. (1942). *La materia y el átomo: esbozo de la evolución de estos compuestos y de la teoría atómica*, Dalmau Carles Pla, S. A. editores, Gerona-Madrid, Segunda edición.
- 1942 RODRÍGUEZ VELASCO, J. (1942). *Los enlaces químicos según la mecánica ondulatoria*. Imprenta editorial de la Gavidia. Sevilla.
- 1943 TERRADAS, E. (1943). *Lecciones sobre física de materiales sólidos*. Madrid. Academia Militar de Ingenieros Aeronáuticos. 1^{er} fascículo.
- 1944 LÓPEZ BUSTOS, CARLOS. (1944). *La luz y las modernas teorías de la Física*, publicado en Farmacia Nueva en el número 84, enero. Año IX.
- 1946 ORTÍZ FORNAQUERA, RAMÓN. (1946). *Introducción al estudio de la mecánica cuántica*, Publicaciones de la sociedad anónima cros, conferencias

- recogidas por Joaquín Barea y Juan Vizcaino, de la S.A.C. Barcelona.
- 1948 SANCHO GÓMEZ, JUAN. (1948). *Introducción al estudio de la química nuclear*. Imp. Suc. de Nogues. Murcia8.
- 1949 IÑIGUEZ ALMECH, JOSÉ MARÍA, (1949). *Mecánica cuántica*, Memorias de la academia de Ciencias de Zaragoza, Serie 2, memoria 2, Talleres editoriales “El noticiero”, Zaragoza.
- 1956 LÓPEZ FRANCO, ANTONIO y LÓPEZ BUSTOS, CARLOS. (1956). *Nociones generales sobre las mecánicas cuántica y ondulatoria*. Industrias gráficas Magerit, S. A. Madrid.
- 1958a *Concepto del átomo*. Imprenta provincial. 1958.
- 1966 LUCINI, MANUEL. (1966). *Principios fundamentales de las nuevas mecánicas (Relativista, Ondulatoria y Cuántica)*, Editorial Labor, S. A. Barcelona.

Divulgación.

- 1946 SAZ, EUGENIO. (1946). *El mundo atómico*. Editorial Vicente Ferrer. Barcelona.
- 1958 *Concepto del átomo*. Imprenta provincial. 1958.
- ESTEBAN CARRIÓN, FRANCISCO. (1971). *IX, Nueva Química Elemental*.
- 1971 Talleres Editoriales “El Noticiero”, Novedades Científicas del Universo. Zaragoza.
- TOMÁS RAZ, RAMÓN y FORTÚN GARCÍA, CONSUELO. (1972).
- 1972 *Prontuario de Química General*, Manuales Técnicos Koel, Editorial Tesoro, Madrid.
- 1972a SAMIT MARTÍ, JUAN, (1972). *Historia de las Ciencias (Física y Química)*, Colección Si No, Editorial Bruguera, S.A., Barcelona.

7. 2. Bibliografía.

1. ANDERS LUNDGREN y BERNADETTE BENSAUDE-VICENT editors. (2000). *Communicating Chemistry, Textbooks and Their Audiences, 1789-1939*. Science History Publications/USA. Dentro de este libro encontramos los siguientes artículos:
 - Introduction: The Study of Chemistry Textbooks de JOHN HEDLEY BROOKE.
 - Spanish Chemistry textbook, 1788-1845, A Stetch of the audience for Chemistry in Early Nineteenth-Century Spain, por JOSÉ RAMÓN BERTOMEU SÁNCHEZ y ANTONIO GRACIA BELMAR.
 - From student to teacher: Linus Pauling and the Reformulation of the principles of Chemistry in the 1930s, por MARY JO NYE.
 - One Face or many, The Role of the Textbooks in Building the New Discipline of Quantum Chemistry, por KOSTAS GAVROGLU AND ANA SIMÔES.
2. AYALA CARCERO, FRANCISCO. (2002). *España sin premios Nobel, Factores explicativos, perspectivas y criterios racionales para una política científica*, A.E.C. (Asociación española de científicos), Noviembre, 2002.
3. BLAS CABRERA, FELIPE, (1996). *El átomo y sus propiedades electromagnéticas* con un Ensayo introductorio al libro por Sánchez Ron José Manuel, Editan: Amigos de la Cultura Científica, Departamento de Publicaciones de la E.T.S de Arquitectura (Fundación General de la Universidad Politécnica de Madrid, Madrid.
4. BRUSH S. G. (1999). *Why was relativity accepted*, Physics in perspective, Volume 1, issue 2, pp. 184-214.
5. BERMEJO Y VIDA, L. (1924). *Tratado General de Química General y Aplicada*, Editorial Pubul, (Barcelona).
6. CANES GARRIDO, FRANCISCO. (2001). *El debate sobre los libros de texto de secundaria en España (1875-1931)*, Revista Complutense de educación, Vol. 12, Núm. 1. pp. 357-395.
7. CANO PAVÓN, JOSE MANUEL, (1993), *Evolución cuantitativa de la investigación española en Química y materias afines a partir de los datos del Chemical Abstracts (1907-1990)*, LLull, vol 16, 1993, 479-492.
8. CANO PAVÓN, JOSE MANUEL (1996), *La investigación química en Granada en el siglo actual (1900-1975)* DYNAMIS Acta Hisp. Med. Sci. Hits. Illus. 1996, 16, 317-367.

9. ELIAS, C. (2001), *Influencia de la Historia de España (siglos XIX y XX) en el periodismo especializado en ciencia*, Revista Latina de comunicación Social 37. Edita; Laboratorio de Tecnologías de la Información y Nuevos Análisis de Comunicación Social. Año 4º, Enero.
10. FERNANDA MANCEBO, MARIA y TUÑÓN DE LARA, MANUEL (1994), *La universidad de Valencia: De la Monarquía a la República, 1919-1939*, Publicado por la Universitat de Valencia, Valencia.
11. FERNÁNDEZ GONZÁLEZ, MANUEL (1973), *Introducción a la Química Superior I*, Editorial Anaya, Madrid.
12. FERNÁNDEZ OBDULIO, (1934), *La evolución de la Química desde el VIII Congreso Internacional, IX Congreso Internacional de Química Pura y Aplicada, Madrid 5-11 abril*, C. Bermejo, Impresor, Madrid.
13. GÁMEZ PÉREZ, CARLOS. (2004). *Terrada y la teoría cuántica en España*, Quark, número 31, enero-marzo, 2004. pp. 48-56. En este artículo se citan los siguientes libros:
 - Roca Rosell A, “*El impacto de la hipótesis cuántica en Cataluña*” S. Garma (ed): El científico español.
 - *El científico español antes su historia*, Madrid, Diputacion Provincial de Madrid, 1980.
 - Roca Rosell A.:”*Lóbra científica d’e Terradas*” en Cinquanta anys de ciencia i técnica a Catalunya Entorn l’activitat científica d’E Terradas, Barcelona, 1987
 - Roca Rosell A.: “*Las maravillosas luces del Alba resplandeciente...*” E. Terradas, Propagandista de la nueva ciencia, en Roca Rosell, A. (ed): Esteban Terradas, Madrid, Fundación Banco Exterior. Biblioteca de la Ciencia Española, 1991.
 - Roca Rosell A.: Sánchez Ron J. M.: Estebán Terradas (1883-1950): *Ciencia y Técnica en la España contemporánea*, Barcelona, INTA, El Serbal, 1990.
 - Roca Rosell A., Sánchez Ron J.M. *Aereonáutica y Ciencia*, Madrid, Algaida INTA, 1992.
 - Sánchez Ron J. M. “*La ciencia española se internacionaliza, la introducción de la Teoría Cuántica en España (1908-1950)*”, en Cinquanta anys de ciencia i técnica a Catalunya Entorn l’activitat científica d’E Terradas, Barcelona, Institut d’Estudis Catalans, 1987.
14. GLICK T. F. (1987). *The comparative reception of relativity*, ed. Reidel, Dordrecht.

15. GONZÁLEZ DE POSADA, FRANCISCO, (2006). *Ortega ante la teoría de la relatividad*. Anales de la Real Academia Nacional de Medicina, Tomo CXXIII, cuaderno segundo, Madrid.
16. GREGORY C., DEMITRAS, CHARLES R., RUSS, JAMES F., SALMOS, JAMES H., WEBER y GERALD S., WEISS (1973), *Química inorgánica*. Editorial Prentice /Hall, internacional.
17. GUTIÉRREZ RÍOS, ENRIQUE, (1983), *La Química inorgánica en la segunda mitad del siglo XX*, Instituto de España, Real Academia de Farmacia, Talleres Gráficos Vda. de Bermejo. Madrid.
18. IRANZO RUBIO, VICENTE, (1977), *Discurso leído en la Real Academia de Farmacia de Barcelona*, Barcelona.
19. KEITH P. ANDERSON. (1962). *Chemical Education in Spain. Some observations and impressions*. Journal of Chemistry Education. Volume 39, Number 6, June 1962. pp 316-318.
20. LAHERA CLARAMONTE, JESÚS, (1995), *Introducción a la física moderna en la enseñanza secundaria,, fundamentación y módulos de aprendizaje*, Editorial Síntesis, S. A. Madrid.
21. LEO J. STEVENS, (1955). *The Chemical and related literature of spain*, Journal of Chemical Education, Agosto.
22. LÓPEZ BUSTOS, CARLOS. (1994) *La luz y las modernas teorías de la Física*, publicado en Farmacia Nueva. Núm. 84, enero, Año IX.
23. LÓPEZ MARTÍNEZ, JOSÉ DAMIÁN, (1999), *La Enseñanza de la Física y de la Química en la educación secundaria en el primer tercio del siglo XX en España*, Departamento de Didáctica y organización escolar, Universidad de Murcia, Defensa de la tesis; 29-11-1999. p. 264. Sacado de - CABELLO ROIG, J., *Del método en las ciencias Físicas*, Imprenta de la Viuda e hijos de Iturbe, Vitoria.
24. LORA TAMAYO, MANUEL, (1935), *Química para médicos*, Establecimiento tipográfico de A. Medina, Toledo.
25. LORA TAMAYO, MANUEL, (1953), *Cincuenta años de Física y Química en España 1903-1953, Discurso leído en la solemne sesión conmemorativa de las Bodas de oro de la Sociedad, el día 15 de Abril de 1953*. Real Sociedad Española de Física y Química, C. Bermejo, Impresor, Madrid.
26. LORA TAMAYO, MANUEL, (1981), *La investigación química española*, Editorial Alhambra, primera edición, Madrid.

27. MADINAVEITIA Y TABUYO, ANTONIO. (1927). *La enseñanza de la Química orgánica, Discurso leído en la Solemne inauguración del curso académico de 1297 a 1928*, Imprenta Colonial, Madrid.
28. MAÑAS BONVÍ, JOSÉ, (1911), *Química General, Inorgánica y orgánica*, seguida de una nota sobre la determinación de la constante de Avogadro-Lodschimidt por E. Terradas, Librería de Agustín Bosch, Barcelona.
29. MEMORIA HISTÓRICA, Departamento de Química y Física (1966-1991), depósito legal 818/92, Tenerife. 1992.
30. MONTEQUI DIÁZ DE PLAZA, RICARDO, (1962), *Médicos y Farmacéuticos en la creación de la Química*, Real Academia Nacional de Medicina. Discurso, Cosano, Madrid.
31. MORCILLO RUBIO, JESÚS y NAVARRO D. RAQUEL, (1974), *Química, Unidad didáctica 1*, Universidad a Distancia, Ministerio de Educación y Ciencia, Gráficas Grefol, Madrid.
32. MORENO GONZÁLEZ, ANTONIO, (2006), *Atomismo versus Energitismo, controversia científica a finales del siglo XIX*, Enseñanzas de las Ciencias. Vol. 24 no. 3, 411-428.
33. PASCUAL VILA, JOSÉ, (1951), *La Química en la Facultad de Ciencias de Barcelona*, Discurso inaugural del año académico 1951-1952, Agustín Núñez – Editor. Barcelona.
34. PALAO, G, VALERA, M, LÓPEZ FERNÁNDEZ, C. MARSET, P. (1984), *Aproximación a la investigación Química española desde 1940 a 1965 a través de los Anales de la Real Sociedad Española de Física y Química*, LLul, vol 7, 25-46. Zaragoza.
35. PELLÓN GONZÁLEZ, INÉS, (1999). *Los Químicos españoles ante la Teoría Atómica Química (1803-1890)*, Anales de la Real Sociedad Española de Química, segunda época, octubre-diciembre, Madrid.
36. PIÑERUA E. (1925), *Cuestiones químicas y pedagógicas, publicadas por sus discípulos (médicos, farmacéuticos, químicos, etc.) como homenaje al maestro*, Imprenta de Antonio Marzo, Madrid. De “Nociones acerca de la Teoría de la Relatividad” Conferencias de vulgarización organizadas por la Asociación Nacional de Químicos.-1923.
37. POINCARÉ, HENRY, (2002), *Ciencia e Hipótesis*, Colección Austral, Espasa Calpe, S.A. Madrid. (Traducción de Alfredo B. Besio y José Banfi)
38. REY PASTOR, JULIO, (1932), Academia de Ciencias exactas, físicas y naturales. *Los progresos de España e Iberoamérica en las ciencias teóricas*,

- Discurso del Señor D. Julio Rey Pastor, leído en el solemne sesión inaugural del curso académico 1932-33, celebrado el día 30 de noviembre de 1931, C. Bermejo Impresor. Madrid. (Carracido, J. R. – Estudios histórico críticos de la Ciencia Española- Madrid, 1917.)
39. RIUS MIRÓ, ANTONIO, (1940), *Curso Experimental de Química*, 2º edición, S.A.E.T.A. Sociedad Anónima Española de Autores y Traductores, Barcelona.
 40. RODRÍGUEZ PEDREZUELA, ANTONIO, (1999), *Un mar sin orillas, el trabajo del Opus Dei en Centroamérica, recuerdos sobre los comienzos*. Ediciones Rialp. Madrid.
 41. SÁNCHEZ CUERVO, LUIS, (1925), Discurso leído en el acto de recepción por el ILMO SEÑOR D. Luis Sánchez Cuervo en la Real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales. Respuesta de Blas Cabrera, el 1º de abril de 1925, Talleres Voluntad, Madrid.
 42. SÁNCHEZ RON, JOSÉ MANUEL, (1981), *Relatividad especial, relatividad general 1905-1923, Orígenes, desarrollo y recepción por la comunidad científica*. Curso de promoción de profesorado organizado por el Departamento de Física Teórica y el I.C.E. de la U.A.B. Mayo 1980, Institut de Ciències de l'educació, Universitat Autònoma de Barcelona, Editado por el Instituto de Ciencias de la Educación, Bellaterra.
 43. SANCHEZ RON, JOSÉ MANUEL, (1998), *Un siglo de Ciencia en España*, Publicaciones de la Residencia de Estudiantes, Madrid.
 44. SÁNCHEZ RON, JOSÉ MANUEL, (1999), *Cinzel, martillo y piedra, Historia de la Ciencia en España (siglos XIX y XX)*, Tauros pensamiento, Grupo Santillana de Ediciones, S. A. Madrid.
 45. SANCHEZ RON, JOSE MANUEL. (2005). *Pasado, presente y futuro de la ciencia española*. Revista Cuenta y Razón, nº 138, pp.107-120.
 46. SERRALLACH, MARÍA, (1946), *Bibliografía Química*, Documentación Científica-Industrial, Primera edición, Barcelona.
 47. TAMPAKIS M. CONSTANTINE y SKORDOULIS D. CONSTANTINE, (2005). *The history of Teaching Quantum Mechanics in Greece*, Athens Science and Education Laboratory, Department of Education University of Athens, Grecia.
 48. TORRES GONZALEZ, CANDIDO, (1945). Discurso correspondiente a la apertura del curso académico 1945-1946, ESTADES, artes gráficas, Madrid.

49. VERGARA DEL TORO, JUAN, (2004). *La química Orgánica en España en el primer tercio del siglo XX*, Servei de publicacions, Universitat de Valencia, Valencia.

REFERENCIAS:

1. ARAGÓN DE LA CRUZ, FRANCISCO, (2004), *Historia de la Química, Capítulo 9, de Lavoisier a Luis Pauling, Los modelos atómicos desde Thomson (1904) a Bohr (1916)-Sommerfeld (1919), en busca de una utopía*, 1ª edición. Proyecto editorial Biblioteca de Química. Madrid.
2. AYALA CARCERO, FRANCISCO. (2002). *España sin premios Nobel, Factores explicativos, perspectivas y criterios racionales para una política científica*, A.E.C. (Asociación española de científicos), Noviembre, 2002.
3. BERMEJO Y VIDA, L. (1924). *Tratado General de Química General y Aplicada*, Editorial Pubul, (Barcelona).
4. BERTOMEU, J. y GRACIA A. (2000). Spanish Chemistry textbook, 1788-1845, A Stetch of the audience for Chemistry in Early Nineteenth-Century Spain en *Communicating Chemistry, Textbooks and Their Audiences, 1789-1939*, LUNDGREN A. y BENSUAUDE-VICENT B. editors, (USA).
5. BLAS CABRERA, FELIPE, (1996). *El átomo y sus propiedades electromagnéticas* con un Ensayo introductorio al libro por Sánchez Ron José Manuel, Editan: Amigos de la Cultura Científica, Departamento de Publicaciones de la E.T.S de Arquitectura (Fundación General de la Universidad Politécnica de Madrid, Madrid).
6. B.O.E. Orden de 8 de agosto de 1963 por la que se aprueban los cuestionarios del curso preuniversitario. (B. O. del E.- Núm. 206. 28 de agosto de 1963)
7. B.O.E. 14 de julio de 1969. Ministerio de Educación y Ciencia. Decreto 1419/1969, de 26 de junio por el que se refunden las normas sobre el curso selectivo en las Facultades Universitarias. B. O. del E. -Núm. 167. 14 julio de 1969.
8. B.O.E. del 6 de agosto de 1970. Ley 14/1970, de 4 de agosto, General de Educación y Financiación de la Reforma Educativa. B. O. del E. Núm. 187. 6 agosto 1970.
9. B.O.E. del 19 de enero de 1970. Orden de 12 de enero de 1971 por la que se ratifica el Convenio de Crédito firmado por el Distrito Federal de los estados Unidos de Norteamérica el 30 de junio de de 1970 por el Señor Embajador de la nación en Washington y el Presidente del Banco Internacional de Reconstrucción y Fomento para educación. B. O. del E.- Núm. 16. 19 enero 1971.
10. B.O.E. del 22 de julio de 1971. Orden 22 de mayo de 1971 por el que se aprueba el Plan de Estudios de la Sección de Física y Química de la Facultad de Ciencias de la Nueva Universidad Autónoma de Madrid. (B. O. del E.- Núm. 174. 22 de Julio).
11. BOIG, F. S. y P. W. HOWERTON (1952), *Science*, 115, pp 25-31.
12. CALVET, E. (1934), *Química General Aplicada a la Industria con prácticas de laboratorio. I Química Inorgánica, Preliminares y cuerpos simples*, Salvat Editores, S. A. 1ª Edición. Madrid. 1934.

13. CALVET, E. (1942), *Iniciación a la Química-Física*, Editorial Apolo, Barcelona.
14. CANES GARRIDO, FRANCISCO, (2001), *El debate sobre los libros de texto de secundaria en España (1875-1931)*, Revista Complutense de educación, Vol. 12, Núm, 1.
15. CANO PAVÓN, JOSE MANUEL, (1993), *Evolución cuantitativa de la investigación española en Química y materias afines a partir de los datos del Chemical Abstracts (1907-1990)*, LLull, vol 16, 1993, 479-492.
16. CANO PAVÓN, JOSE MANUEL (1996), *La investigación química en Granada en el siglo actual (1900-1975)* DYNAMIS Acta Hisp. Med. Sci. Hits. Illus. 1996, 16, 317-367.
17. CARRERAS, A. (1984). *La producción industrial española, 1842-1981: construcción de un índice anual*. Revista de Historia Económica, año II, 1, Madrid.
18. DÍAZ, LUIS, (1965). *Química inorgánica*, apuntes de la E. T. S. de Ingenieros Industriales, Comisión de publicaciones. Barcelona.
19. DOADRIO LÓPEZ, ANTONIO (1972), *Química inorgánica I parte teórica*, 1ª edición, Ediciones L.A.E.F. Facultad de Farmacia, Ciudad Universitaria, Madrid.
20. ELIAS, C. (2001), *Influencia de la Historia de España (siglos XIX y XX) en el periodismo especializado en ciencia*, Revista Latina de comunicación Social 37. Edita; Laboratorio de Tecnologías de la Información y Nuevos Análisis de Comunicación Social. Año 4º, Enero.
21. ESTEBAN BERMÚDEZ, J. M. Y CAVANILLAS RODRÍGUEZ, J. M. (1967). *Iniciación a la Química Superior*, Editorial Alhambra, S. A. Madrid.
22. ESTEVE SEVILLA, ALFONSO (1974), *Curso de Química*, ECIR.-Industrias Gráficas, 11ª edición, Valencia.
23. FERNANDA MANCEBO, MARIA y TUÑÓN DE LARA, MANUEL (1994), *La universidad de Valencia: De la Monarquía a la República, 1919-1939*, Publicado por la Universitat de Valencia, Valencia.
24. FERNÁNDEZ GONZÁLEZ, MANUEL (1973), *Introducción a la Química Superior I*, Editorial Anaya, Madrid.
25. FERNÁNDEZ OBDULIO, (1934), *La evolución de la Química desde el VIII Congreso Internacional, IX Congreso Internacional de Química Pura y Aplicada*, Madrid 5-11 abril, C. Bermejo, Impresor, Madrid.
26. GALMES, JUAN, (1961). *Manual de química, general y descriptiva*, Editorial Tip. Cat. Casals, Barcelona.
27. GÁMEZ PÉREZ, CARLOS (2004), *Terrada y la teoría cuántica en España*, Quark, número 31, enero-marzo.
28. GARCÍA, E. (1970). *La polémica de la ciencia española*, Alianza editorial, (Madrid).
29. GAVROGLU KOSTAS y SIMÕES ANA, (2000). One Face or many, The Role of the Textbooks in Building the New Discipline of Quantum Chemistry, en

- LUNDGREN ANDERS y BENSAUDE-VICENT BERNADETTE editors, “*Communicating Chemistry, Textbooks and Their Audiences, 1789-1939*”, Science History Publications, USA.
30. GILLEN BARONA, J. JULIA ARECHANA, S. MASANA MARÑIN, J. Y PASCUAL VALLEJO, ALFONSO, (1981) “*Química, Curso de orientación Universitaria*” Tercera edición, Editorial Magisterio Español. S. A. Madrid.
 31. GONZÁLEZ DE POSADA, FRANCISCO, (2006). *Ortega ante la teoría de la relatividad*. Anales de la Real Academia Nacional de Medicina, Tomo CXXIII, cuaderno segundo, Madrid.
 32. GREGORY C., DEMITRAS, CHARLES R., RUSS, JAMES F., SALMOS, JAMES H., WEBER y GERALD S., WEISS (1973), *Química inorgánica*. Editorial Prentice /Hall, internacional.
 33. GUTIÉRREZ RÍOS, ENRIQUE, (1983), *La Química inorgánica en la segunda mitad del siglo XX*, Instituto de España, Real Academia de Farmacia, Talleres Gráficos Vda. de Bermejo. Madrid.
 34. GUTIÉRREZ RÍOS, ENRIQUE, (1977), *Lecciones de Química Inorgánica*, Copias Rali, Madrid.
 35. HEDLEY BROOKE, JOHN (2000), Introduction: The Study of Chemical Textbooks, (en LUNDGREN ANDERS y BENSAUDE-VICENT BERNADETTE editors, “*Communicating Chemistry, Textbooks and Their Audiences, 1789-1939*”, Science History Publications, USA.
 36. IPIENS LACASA, ANTONIO, (1934), *Química inorgánica. Tomo 1*, 2ª Edición, Establecimiento Tipográfico de A. Medina, Toledo.
 37. IPIENS LACASA, ANTONIO, (1954). *Tratado de química general, tomo primero, química inorgánica*. Séptima edición. Madrid.
 38. IRANZO RUBIO, VICENTE, (1977), *Discurso leído en la Real Academia de Farmacia de Barcelona*, Barcelona.
 39. JIMÉNEZ, EMILIO, (1941), *Química General*, 1º edición, S.A.E.T.A. Madrid.
 40. JIMÉNEZ, EMILIO, (1944), *Química General*, 2ª Edición, S.A.E.T.A. (Sociedad anónima española de traductores y editores), Madrid.
 41. KEITH P. ANDERSON, (1962), *Chemical Education in Spain. Some observations and impressions*. Journal of Chemistry Education. Volume 39, Number 6, June.
 42. LAHERA CLARAMONTE, JESÚS, (1995), *Introducción a la física moderna en la enseñanza secundaria, fundamentación y módulos de aprendizaje*, Editorial Síntesis, S. A. Madrid.
 43. LÓPEZ BUSTOS, CARLOS. (1994) *La luz y las modernas teorías de la Física*, publicado en Farmacia Nueva. Núm. 84, enero, Año IX.
 44. LÓPEZ FRANCO, ANTONIO, (1928), *Compendio de química*, Talleres Voluntad, Madrid.
 45. LÓPEZ MARTÍNEZ, JOSÉ DAMIÁN, (1999), *La Enseñanza de la Física y de la Química en la educación secundaria en el primer tercio del siglo XX en España*, Departamento de Didáctica y organización escolar, Universidad de

- Murcia, Defensa de la tesis; 29-11-1999. p. 264. Sacado de - CABELLO ROIG, J., *Del método en las ciencias Físicas*, Imprenta de la Viuda e hijos de Iturbe, Vitoria.
46. LÓPEZ, J. (1999). La Enseñanza de la Física y de la Química en la educación secundaria en el primer tercio del siglo XX en España, Departamento de Didáctica y organización escolar, Universidad de Murcia, (Murcia), pp. 331. (MOLES, E., “Los nuevos laboratorios de la facultad de Ciencias” ob cit p. 168)
 47. LORA TAMAYO, MANUEL, (1935), *Química para médicos*, Establecimiento tipográfico de A. Medina, Toledo.
 48. LORA TAMAYO, MANUEL, (1953), *Cincuenta años de Física y Química en España 1903-1953, Discurso leído en la solemne sesión conmemorativa de las Bodas de oro de la Sociedad, el día 15 de Abril de 1953*. Real Sociedad Española de Física y Química, C. Bermejo, Impresor, Madrid.
 49. LORA TAMAYO, MANUEL, (1981), *La investigación química española*, Editorial Alhambra, primera edición, Madrid.
 50. LUZÓN CUESTA, RAFAEL, (1973), *Apuntes de Química Iª parte*, Servicio de publicaciones Escuela de Ingeniería Técnica, Cartagena.
 51. MADINAVEITIA Y TABUYO, ANTONIO, (1927), *La enseñanza de la Química orgánica, Discurso leído en la Solemne inauguración del curso académico de 1297 a 1928*, Imprenta Colonial, Madrid.
 52. MAÑAS BONVÍ, JOSÉ, (1911), *Química General, Inorgánica y orgánica*, seguida de una nota sobre la determinación de la constante de Avogadro-Lodschimidt por E. Terradas, Librería de Agustín Bosch, Barcelona.
 53. MEMORIA HISTÓRICA, Departamento de Química y Física (1966-1991), depósito legal 818/92, Tenerife. 1992.
 54. MIRALLES CONESA, LUIS, NAGORE GÓMEZ, EDUARDO y PASCUAL GONZÁLEZ, RAIMUNDO M. (1978), *Química, Curso de orientación Universitaria*, Editorial ECIR, Valencia.
 55. MONTEQUI DIÁZ DE PLAZA, RICARDO, (1962), *Médicos y Farmacéuticos en la creación de la Química*, Real Academia Nacional de Medicina. Discurso, Cosano, Madrid.
 56. MORCILLO RUBIO, JESÚS y NAVARRO D. RAQUEL, (1974), *Química, Unidad didáctica 1*, Universidad a Distancia, Ministerio de Educación y Ciencia, Gráficas Grefol, Madrid.
 57. MORCILLO RUBIO, JESÚS, (1977), *Temas Básicos de Química*, primera Edición, Editorial Alhambra, S.A. Madrid.
 58. MORENO GONZÁLEZ, ANTONIO, (2006), *Atomismo versus Energitismo, controversia científica a finales del siglo XIX*, Enseñanzas de las Ciencias. Vol. 24 no. 3, 411-428.
 59. NYE, MARY JO, (2000), *From student to teacher: Linus Pauling and the Reformulation of the principles of Chemistry in the 1930s*, (en LUNDGREN ANDERS y BENSUADE-VICENT BERNADETTE editors, “Communicating

- Chemistry, Textbooks and Their Audiences, 1789-1939*”, Science History Publications, USA.
60. OSTWALD W. (1910). *Les fondements énergétiques de la Science de la Civilisation*. Paris: Girad & Brière
 61. PALAO POVEDA, GERARDO, (1990), *Influencias extranjeras en la investigación química española (1940-1965)*, LLul, Vol 13, 131-152.
 62. PALAO POVEDA, GERARDO.(1997), *La recuperación del trabajo en equipo en la investigación química española de la postguerra (1940-1965) a través de los Anales de la RSEFQ*, LLul, vol 20, 189-215.
 63. PALAO, G, VALERA, M, LÓPEZ FERNÁNDEZ, C. MARSET, P. (1984), *Aproximación a la investigación Química española desde 1940 a 1965 a través de los Anales de la Real Sociedad Española de Física y Química*, LLul, vol 7, 25-46. Zaragoza.
 64. 145. PASCUAL VILA, JOSÉ, (1951), *La Química en la Facultad de Ciencias de Barcelona*, Discurso inaugural del año académico 1951-1952, Agustín Núñez – Editor. Barcelona.
 65. PIÑERUA E. (1925), *Cuestiones químicas y pedagógicas, publicadas por sus discípulos (médicos, farmacéuticos, químicos, etc.) como homenaje al maestro*, Imprenta de Antonio Marzo, Madrid. De “Nociones acerca de la Teoría de la Relatividad”. Conferencias de vulgarización organizadas por la Asociación Nacional de Químicos.-1923.
 66. PLA DALMAU, JOSÉ MARIA, (1935), *Elementos de Química General*. 2º Edición. Dalmau Carles, Pla, S.A. Editores, Gerona.
 67. PLA DALMAU, JOSÉ MARIA, (1942), *La materia y el átomo: esbozo de la evolución de estos compuestos y de la teoría atómica*, Dalmau Carles Pla, S. A. editores, Gerona-Madrid, Segunda edición.
 68. POINCARÉ, HENRY, (2002), *Ciencia e Hipótesis*, Colección Austral, Espasa Calpe, S.A. Madrid. (Traducción de Alfredo B. Besio y José Banfi)
 69. *QUÍMICA, CURSO PREUNIVERSITARIO*. (1963), Plan 1963. Editorial Bruño. Madrid.
 70. REY PASTOR, JULIO, (1932), *Academia de Ciencias exactas, físicas y naturales. Los progresos de España e Iberoamérica en las ciencias teóricas*, Discurso del Señor D. Julio Rey Pastor, leído en el solemne sesión inaugural del curso académico 1932-33, celebrado el día 30 de noviembre de 1931, C. Bermejo Impresor. Madrid. (Carracido, J. R. – Estudios histórico críticos de la Ciencia Española- Madrid, 1917.)
 71. RIUS MIRÓ, ANTONIO, (1940), *Curso Experimental de Química*, 2º edición, S.A.E.T.A. Sociedad Anónima Española de Autores y Traductores, Barcelona.
 72. ROCASOLANO, ANTONIO, (1931), *Tratado de Química contiene las más importantes aplicaciones a las artes, industrias, agricultura, medicina, higiene, etc*, Imprenta Ed. Gambón, 5ª edición revisada, Zaragoza.
 73. ROCASOLANO, ANTONIO, (1935), *Tratado de Química*, Sexta edición revisada, Imprenta Editorial Gambón, Madrid.

74. ROCASOLANO, ANTONIO, (1941), *Química para Médicos y naturalistas* SAETA, Madrid.
75. RODRÍGUEZ PEDREZUELA, ANTONIO, (1999), *Un mar sin orillas, el trabajo del Opus Dei en Centroamérica, recuerdos sobre los comienzos.* Ediciones Rialp. Madrid.
76. RODRÍGUEZ VELASCO, J. (1942), *Los enlaces químicos según la mecánica ondulatoria.* Imprenta editorial de la Gavidia. Sevilla.
77. RUSELL, C. A. (1988), “*Rude and Disgraceful Beginnings*” A View of History from the Nineteenth Century. *British Journal for the History of Science*, 21, 273-294),
78. SÁNCHEZ CUERVO, LUIS, (1925), Discurso leído en el acto de recepción por el ILMO SEÑOR D. Luis Sánchez Cuervo en la Real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales. Respuesta de Blas Cabrera, el 1º de abril de 1925, Talleres Voluntad, Madrid.
79. SÁNCHEZ RON, JOSÉ MANUEL, (1981), *Relatividad especial, relatividad general 1905-1923, Orígenes, desarrollo y recepción por la comunidad científica.* Curso de promoción de profesorado organizado por el Departamento de Física Teórica y el I.C.E. de la U.A.B. Mayo 1980, Institut de Ciències de l’educació, Universitat Autònoma de Barcelona, Editado por el Instituto de Ciencias de la Educación, Bellaterra.
80. SANCHEZ RON, JOSÉ MANUEL, (1998), *Un siglo de Ciencia en España,* Publicaciones de la Residencia de Estudiantes, Madrid.
81. SÁNCHEZ RON, JOSÉ MANUEL, (2005), *Pasado, presente y futuro de la ciencia española.* Revista Cuenta y Razón, nº 138, pp.107-120.
82. SÁNCHEZ RON, JOSÉ MANUEL, (1999), *Cinzel, martillo y piedra, Historia de la Ciencia en España (siglos XIX y XX),* Tauros pensamiento, Grupo Santillana de Ediciones, S. A. Madrid.
83. SANCHO GÓMEZ, JUAN, (1964), *Química general.* Editorial Romo. Murcia.
84. SAZ, E. (1943). *Química general según la teoría de las valencias positivas y negativas,* Tip. Casal, Barcelona.
85. SERRALLACH, MARÍA, (1946), *Bibliografía Química,* Documentación Científica-Industrial, Primera edición, Barcelona.
86. STEVENS, LEO, (1955), *The Chemical and related literature of Spain,* Journal of Chemical Education, Agosto.
87. TAMPAKIS M. CONSTANTINE y SKORDOULIS D. CONSTANTINE, (2005). *The history of Teaching Quantum Mechanics in Greece,* Athens Science and Education Laboratory, Department of Education University of Athens, Grecia.
88. TORRES GONZALEZ, CANDIDO, (1945), *Discurso correspondiente a la apertura del curso académico 1945-1946,* ESTADES, artes gráficas, Madrid.
89. USÒN LACAL, R. (1970), *Química Universitaria Básica,* 1ª edición española, Editorial Alhambra, S.A. Madrid.

90. VECINO Y VARONA, JERÓNIMO. (1919), *La constitución de la materia según las ideas actuales*. Discurso en Academia de Ciencias de Zaragoza, Tipografía de Gregorio Casañal, Zaragoza.
91. VERGARA DEL TORO, JUAN, (2004), *La química Orgánica en España en el primer tercio del siglo XX*, Servei de publicacions, Universitat de Valencia, Valencia.
92. VIAN ORTUÑO, A., (1970), *Apuntes de Química Industrial*, Universidad Complutense de Madrid, Servicio de Publicaciones de la Facultad de Ciencias, U.C.M., Madrid.
93. VILLENA PUIG, JUAN, (1935a), *Breve idea de la mecánica ondulatoria*. Imprenta E. Vañó, Alcoy.
94. VILLENA PUIG, JUAN (1935b), Teoría corpuscular de la luz. Revista de estudios científicos San Sebastián, revistas nº 7 julio, San Sebastián.
95. VITORIA, EDUARDO. (1910). Manual de Química Moderna, Teórica y Experimental con sus principales aplicaciones al comercio y a la industria, Estudios teórico-prácticos del laboratorio químico del Ebro, Tortosa, número 2, Tipografía Católica, Barcelona.
96. VITORIA EDUARDO, (1940), *Manual de química moderna*, duodécima edición, Librería de la tip. cat Casals, 1940. Enriquecido con un apéndice sobre la constitución del átomo. Barcelona.

ANEXO I.

Textos Universitarios.

Primer periodo. 1928-1939.

1928	LFA28	López Franco, Antonio, <i>Compendio de química</i> , Talleres Voluntad, Madrid, 1928. 2/60442
1929	VE29	Vitoria Eduardo, <i>Manual de química moderna</i> . Estudios teórico-práctico del Instituto Químico de Sarria, Barcelona, Tipografía Católica Casals, Librería Casa Editorial, Imprenta Pontificia, Decima Edición, Barcelona, 1929.
1931	GRA31	Gregorio Rocasolano, Antonio de, <i>Tratado de Química contiene las más importantes aplicaciones a las artes, industrias, agricultura, medicina, higiene, etc</i> , Imprenta Ed. Gambón, 5ª edición revisada, Zaragoza. 1931
1934a	CE 34	Calvet, E. <i>Química General Aplicada a la Industria con prácticas de laboratorio. I Química Inorgánica, Preliminares y cuerpos simples</i> , Salvat Editores, S. A. 1ª Edición. Madrid. 1934.
1934	ILA34	Ipiens Lacasa, Antonio, Catedrático numerario de la Universidad de Valencia. <i>Química inorgánica. Tomo I</i> , 2ª Edición, Establecimiento Tipográfico de A. Medina, Toledo, 1934.
1935	PDJM35	Pla Dalmáu, José María. <i>Elementos de Química General</i> . 2º Edición. Dalmáu Carles, Pla, S.A. Editores. Gerona. 1935.
1935	GRA35	De Gregorio Rocasolano, Antonio, <i>Tratado de Química</i> , Sexta edición revisada, Imprenta Editorial Gambón, Madrid, 1935.
1935	LTM35	Lora Tamayo, Manuel, <i>Química para médicos</i> , establecimiento tipográfico de A. Medina, Toledo, 1935.

Segundo periodo. 1940-1959.

1940	VE40	P. Eduardo Vitoria, <i>Manual de química moderna</i> , duodécima edición, Librería de la tip. cat Casals, 1940. Enriquecido con un apéndice sobre la constitución del átomo.
1940	BVL40	Bermejo Vida, Luis. <i>Química y Bioquímica. Tomo I. Química inorgánica</i> . Ed. Victoriano Suárez, Madrid. 1940.
1941	ILA41	Ipiens Lacasa, Antonio. <i>Tratado de química general, tomo primero, química inorgánica</i> . Cuarta edición. Madrid. 1941.
1943	ES43	Saz, S. J. Eugenio. <i>Fundamentos de la Química general según la teoría de las valencias positivas y negativas</i> . Tomo Primero. Principios generales fundamentales, Editorial Tip. Cat Casals, Barcelona, 1943.
1944	JE44	Jimeno, Emilio, <i>Química General</i> , 2ª Edición, S.A.E.T.A. (Sociedad anónima española de traductores y editores), Madrid. 1944.
1946	GJ46	Galmes, Juan. <i>Química inorgánica</i> . 1ª Edición. Salvat Editores, S. A. Barcelona-Buenos Aires. 1946.
1954	ILA54	Ipiens Lacasa, Antonio. <i>Tratado de química general, tomo primero</i> ,

		<i>química inorgánica</i> . Séptima edición. Madrid. 1954. Librería San Martín, puerta del Sol, Madrid, Impreso en los talleres penitenciarios de Alcala de Henares,
--	--	--

Tercer periodo. 1960-1969.

1961	GJ61	Juan Galmes, P. <i>Manual de química, general y descriptiva</i> , Editorial Tip. Cat. Casals, Barcelona, 1961.
1961	CMR61	Canivell Morcuende, Ramiro. <i>Curso de iniciación, Ampliación de Química</i> . E.T.S. de Ingenieros Industriales. Bilbao. 1961.
1963	EBJMCR63	Esteban Bermudez, J. M. y Canavillas Rodríguez J.M. <i>Iniciación a la química superior</i> . Ed. Alhambra, S. A. Madrid. 1963.
1963	OBJ63	Ortín Bellido, José. <i>Química General</i> . Editor: J. Ortín Bellido. Reus, 1963.
1964	SGJ64	Sancho Gómez, Juan. <i>Química General</i> . Editorial Romo. Murcia. 1964.
1964	LBC64	López Bustos, Carlos. <i>Química</i> . Gregorio del Toro, -Editor. Madrid. 1964.
1965	DL65	Díaz Luis, Química inorgánica, <i>Apuntes de la E. T. S. de Ingenieros Industriales</i> , Comisión de publicaciones. Barcelona. 1965.
1969	DGAM69	De la Granja Alonso, Manuel. <i>Temas de Química</i> . E. I. Técnicas. Ed. Alhambra, S. A. Bilbao. 1969.

Cuarto periodo. 1970-1975.

1970	ULR70	Usón Lacal, R., <i>Química Universitaria Básica</i> , 1ª edición española, Editorial Alhambra, S.A. Madrid, 1970.
1972	DLA72	Doadrio López, Antonio, <i>Química inorgánica I parte teórica</i> , 1ª edición, Copyrecord, Madrid, 1972.
1973	LCR73	Luzón Cuesta, Rafael, <i>Apuntes de Química Iª parte</i> , Servicio de publicaciones Escuela de Ingeniería Técnica, Cartagena, 1973.
1974	ESA74	Esteve Sevilla, Alfonso, <i>Curso de Química</i> , ECIR.-Industrias Gráficas, 11ª edición, Valencia. 1974.
1977	MRJ77	Morcillo Rubio, Jesús, <i>Temas Básicos de Química</i> , primera Edición, Editorial Alhambra, S.A. Madrid, 1977.

ÍTEM A ÍTEM, TODOS LOS TEXTOS.

2- Tubo de Crookes.

LFA28	2- La primera de estas partículas que es susceptible de ser medida como masas eléctricas ($4,77 \cdot 10^{-10}$ unidades electrostáticas) se discuten si gravitan o no son masas materiales; pero se ha observado, por los movimientos que están dotados, acusan masa que no son constantes sino que varían la velocidad (su orden de magnitud es de 1/900 de la del átomo menor de los elementos conocidos) Pág. 47 Todo lo expuesto hasta aquí ha sido sobre la base de la Química clásica,
-------	---

	que viene empezando desde principios del siglo XIX, y que partiendo de los principios de la conservación de la materia, de la energía y de los elementos, termina en el concepto del átomo indivisible, al que se llegó de un modo inductivo; pero ya a últimos del pasado siglo y a comienzos del XX el descubrimiento y empleo de los rayos X y el estudio de su naturaleza, los fenómenos de radioactividad y la aplicación de los conocimientos sobre las leyes electromagnéticas han conducido al resultado de la demostración de la divisibilidad del átomo y hasta algo del conocimiento de su estructura interna, lo cual ha dado al traste con los principios citados, que eran considerados como indivisibles y poco menos que dogmáticos. Pág. 46
VE29	2- Las partículas lanzadas por el cátodo de un tubo previamente lleno de determinados gases y sometido a un gran vacío (0.001 mm de mercurio) tubos Crookes y a la acción de las chispas de inducción, son siempre partículas negativas cualquiera que sea el metal del cátodo y el gas incluido en el tubo. Págs. 426-823.
GRA31	2-Cuando una corriente eléctrica pasa por unos gases enrarecidos encerrados en tubos (de Faraday, de Geisser y de Crookes) se producen una serie de interesantísimos fenómenos, de cuyo estudio se ha deducido la constitución del fluido eléctrico y la estructura atómica de la electricidad. Pág. 126. En los tubos de Crookes del electrodo negativo salen normalmente los llamados rayos catódicos que se propagan en línea recta. Pág. 127. Los elementos discretos que forman los rayos catódicos, son los electrones y se ha calculado su masa aparente, que varía con su velocidad, resultando igual a 1830 veces la del átomo de hidrógeno. Pág. 127.
CE 34	2-Crookes, que fue uno de los primeros físicos que estudiaron los rayos catódicos... Pág. 195. Los rayos catódicos combinan cargas eléctricas que no están unidas a una masa extraña sino que están formados por electrones negativos libres Pág. 198.
ILA34	2-Los cuantos de electricidad negativa, electrones negativos, o simplemente electrones o negatrones, se han arrancado a la materia en los fenómenos de descarga en los gases, en los tubos que se llaman de Crookes y Coolidge. Del cátodo salen entonces un haz de rayos normal a su superficie (rayos catódicos), los cuales están constituidos por electrones que se mueven... Pág.24.
PDJM35	2- análogamente como se producen los Röntgen, de los tubos de Crookes como resultado del bombardeo de las partículas catódicas (electrones) Pág. 337
GRA35	2- ...va acompañada de la liberación de electrones con carga eléctrica negativa y de átomos de helio que poseen carga eléctrica positiva. Pág. 13.

	Si bien es verdad que los electrones han sido descubiertos en condiciones muy particulares (una masa de gas enrarecido atravesado por una corriente eléctrica)... Pág. 131.
VE40	2- Las partículas lanzadas por el cátodo de un tubo previamente lleno de determinados gases (hoy se extiende a todos), y sometidos a un gran vacío (0,001mm. De Hg) (tubos de Crookes) y a la acción de las chispas de inducción; son siempre partículas negativas cualquiera que sea el metal del cátodo y el gas incluido en el tubo. Pág 436-825.
BVL40	2- Para los físicos y químicos de hoy, el átomo es un complejo conglomerado de corpúsculos materiales dotados de carga eléctrica positiva llamados "protones" y de corpúsculos de electricidad negativa llamados "electrones". Pág. 15. El electrón es el mismo sea cualquiera el tubo de Crookes que lo libera. Pág. 18.
ES43	2- Sabido es que cuando se somete un gas enrarecido, conteniendo en un tubo, donde se ha hecho el vacío, a la influencia de altas tensiones eléctricas, sale del cátodo un haz de rayos, que por eso se les llama rayos catódicos. Pág 112.
JE44	2-Crookes encontró que cuando se provoca una descarga eléctrica a través de un gas enrarecido, se produce una corriente de rayos que parten del cátodo y se propagan en línea recta. Pág. 43.
GJ46	2-Si en vez de usar el tubo de Geissler se usa el de Crookes, cuya presión interna es sólo de 0,001 milímetros, en el interior del tubo aparece oscuro y sus paredes fosforescentes, la intensidad máxima está en los alrededores del cátodo. Estos rayos se denominan catódicos... Pág. 20.
ILA54	2-Los cuantos de electricidad negativa, electrones negativos, o simplemente electrones o negatrones, se han arrancado a la materia en los fenómenos de descarga en los gases, en los tubos que se llaman de Crookes y Coolidge, y los emiten los cuerpos radioactivos en sus rayos β . Pág. 25.
GJ61	2-Si por un tubo de Crookes se hace pasar la corriente eléctrica aparecen en él los rayos llamados catódicos, descubiertos por Hittorf (1869) o tal vez antes por Plücher (1859), son invisibles en sí, salen normalmente de la superficie del cátodo, están formados por partículas negativas, llamadas por Stoney, electrones, se propagan en línea recta, tienen una velocidad muy próxima a la de la luz; no atraviesan el vidrio, pero si las láminas metálicas muy finas... Págs 31-32.
CMR61	2- Este tubo tiene el cátodo en uno de sus extremos y el ánodo está constituido por un cilindro metálico taladrado por su eje, por cuyo orificio han de pasar los rayos catódicos (electrones) Pág 45.
EBJMCR63	2- Los gases enrarecidos producen distintos fenómenos, al estar sometidos a un potencial eléctrico: el aparato utilizado en estas

	experiencias recibe el nombre de tubo de Crookes. En un tubo de vacío, hacia el centro se coloca un cátodo previamente perforado, los rayos catódicos (son de naturaleza negativa pues son atraídos por el polo positivo) se dirigen hacia del cátodo al ánodo. Pág 15
SGJ64	2- Cuando en un tubo que contiene un gas a una presión sólo de 10-5 mm de Hg, se establece una diferencia de potencial entre dos electrodos se producen los rayos catódicos, que consisten en electrones proyectados a gran velocidad procedentes de la superficie del cátodo metálico. Pág 37.
LBC64	2- Ya a 1 mm. de presión se desprenden electrones del cátodo... Pág 63.
DGAM69	2- Al producirse descargas en gases enrarecidos, se descubren los rayos catódicos y anódicos, formados por partículas negativas y positivas respectivamente –electrones y protones- si el gas enrarecido era el hidrógeno, de los que se conocen no sólo sus cargas, iguales y de signo puesto, sino también su masas; siendo las del protón prácticamente igual a la del „átomo de hidrógeno y la del electrón $1 \div 1837$ veces la de dicho átomo. . Pág 12.
ULR70	2-Sir William Crookes que experimento en 1879 con tubos de este tipo, encontró que cualquiera que fuese el gas residual contenido en el tubo y con cualquier tipo de material catódico, los rayos producidos tienen una serie de propiedades comunes: se propagan en línea recta son detenidos por objetos colocados en sus trayectorias proyectando sombras y, si el obstáculo es ligero y movable lo desplazan. Pág. 10.
LCR73	2-El electrón se ha identificado con los rayos catódicos formados en el polo negativo de un tubo de descarga entre cuyos electrodos se aplica una diferencia de potencial elevada. Pág. 26.
ESA74	2-Los gases, a presiones ordinarias (del orden de 1 atm), no conducen la electricidad, pero a bajas presiones (del orden de 0,01 atm) y sometidos a elevados voltajes (de miles de voltios) pueden conducir la corriente eléctrica. Los experimentos de descargas eléctricas a través de gases a presiones muy bajas (del orden de 10^{-4} atm), condujeron al descubrimiento de los rayos catódicos... Pág. 72.
MRJ77	2-Al mismo tiempo que los rayos catódicos o negativos (formados por electrones) se habían estudiado también los rayos positivos descubiertos por Goldstein en 1886 utilizando tubos de descarga con el cátodo perforado por pequeños orificios o canales, por lo que también se llamaron rayos canales... Pág. 73.

3- Millikan.

CE 34	3-Millikan en 1908 propuso un método que puede considerarse como definitivo, permitiendo medir con precisión extraordinaria el valor de la carga del electrón. Pág. 201.
ILA34	3-...averiguando la magnitud de la carga eléctrica de un electrón

	(Millikan)... Pág.11.
GRA35	3- Queda admitida la estructura atómica de los electrones y su discontinuidad, según demostraron las experiencias de Millikan (1912) pág. 132.
VE40	3- La intensidad de su campo eléctrico es constante; es la mínima que se conoce y se ha tomado como unidad de carga eléctrica, cuanto, carga eléctrica elemental o grano de electricidad, pues con todos estos nombres se la conoce; medida por Millikan equivale a $1,591 \cdot 10^{-19}$ coulombs. Pág 827-437.
ILA41	3-El electrón es la mínima carga de electricidad negativa que existe en libertad; dicha carga se designa por e, y su valor, según resulta de medidas delicadas llevadas a cabo por Millikan, que le valieron el premio Nobel de Física, importa $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ culombios. Pág. 26.
ES43	3- Según Millikan, su masa es casi idéntica es casi exactamente 1845 veces menor que la masa del átomo de hidrógeno. Pág. 89
ILA54	3-El electrón es la mínima carga de electricidad negativa que existe en libertad; dicha carga se designa por e, y su valor, según resulta de medidas delicadas llevadas a cabo por Millikan, que le valieron el premio Nobel de Física, importa $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ culombios. Pág. 26.
CMR61	3-Medida de la carga eléctrica del electrón. Millikan, mediante una serie de experiencias comenzadas en 1909, llegó a la realización de esta medida. Pág 40.
EBJMCR63	3- Conocida la relación carga/masa, quedaba por averiguar el valor de la carga, que fue hallado por Mullikan mediante su famoso experimento de la gota de aceite. En una cámara se pulveriza aceite, de forma que quede dividido en pequeñísimas gotas. Se cargan eléctricamente esas gotas, por medio de radiaciones electromagnéticas, y se las somete, una a una a la acción del campo eléctrico de un condensador. Pág 21.
LBC64	3- Puede determinarse la carga del electrón por el método seguido por Millikan basado en medir las cargas de pequeñas gotas de un líquido no volátil. Se observa que resultan ser siempre múltiplos enteros de $1,6 \cdot 10^{-19}$ C y esto indica que ésta es la cantidad mínima de electricidad que puede manejarse. Pág 68.
DL65	3-Millikan determina la relación entre la carga y la masa. Pág. 42.
ULR70	3-Millikan en 1913, utilizo un dispositivo experimental que permitía la observación del movimiento de pequeñas gotas de aceite entre las placas de un condensador... Pág. 10-11.

4- Experiencia de Goldstein.

LFA28	4- Los protones no han sido nunca aislados, pero no obstante su agrupación con los electrones, constituyendo los núcleos, parece ser que su masa sólo varía de unos átomos a otros mediante cuantos elementales,
-------	--

	<p>cuya unidad es el átomo de hidrógeno. Pág. 50</p> <p>Según Rutherford (1915), un átomo consta de un núcleo central de estructura desconocida en muchos elementos, en el que está concentrada la mayor parte de dicho átomo integrado por protones y electrones, pero con carga eléctrica positiva, alrededor del cual giran en diferentes planos, según órbitas concéntricas de radio variable, electrones cuyo número constituye una característica del elemento a que pertenece. Págs 47-48</p>
VE29	<p>4-Los rayos canales o positivos fueron descubiertos por Goldstein (1886); son invisibles, van en dirección opuesta a los rayos catódicos y salen del cátodo positivo, si éste es una placa perforada. Pág. 835-433.</p>
CE 34	<p>4- Rayos canales- Al pasar la corriente eléctrica en un tubo de vacío provisto de electrodos no solamente se observan los rayos catódicos constituidos por los electrones, sino también otros rayos como la carga positiva, llamadas rayos canales. Pág. 205.</p>
ILA34	<p>4- Del ánodo sale al mismo tiempo otro haz de rayos corpusculares (rayos anódicos), que se dirige al cátodo, y está formado por átomos o moléculas del gas que forma el tubo. Pág. 25.</p>
PDJM35	<p>4- En los elementos más pesados, como hemos indicado, el núcleo está formado por protones y electrones, y llámense estos últimos nucleares, no por ser de distinta naturaleza que los satélites, sino para indicar su situación en la estructura del átomo. Pág. 24.</p>
GRA35	<p>4- ...con carga eléctrica positiva (protones) y los otros son átomos de electricidad con carga eléctrica negativa (electrones) Pág. 14. En los tubos de Crookes, del electrodo negativo salen normalmente los llamados rayos catódicos, que se propagan en línea recta. Pág. 132.</p>
VE40	<p>4- Los rayos canales o positivos fueron descubiertos por Goldstein (1886); son invisibles, van en dirección opuesta a los rayos catódicos y salen del cátodo si este es una placa perforada. Están formadas por gasiones positivos, es decir, por moléculas del gas contenido en el tubo, que han perdido un electrón. Pág 835-449.</p>
BVL40	<p>4- Para los físicos y químicos de hoy, el átomo es un complejo conglomerado de corpúsculos materiales dotados de carga eléctrica positiva llamados "protones" y de corpúsculos de electricidad negativa llamados "electrones". Pág. 15.</p>
ILA41	<p>4- Así se dice que las partículas positivas que componen los rayos anódicos poseen cargas eléctricas positivas múltiplos de e, y masa igual a las de los átomos o moléculas del gas que llena el tubo, y con ello se quiere indicar que dichas partículas son átomos o moléculas que han perdido alguno de sus electrones. Pág. 26-27.</p>
ES43	<p>4- Aún se produce en el tubo una tercera clase de rayos, que parten del ánodo, los cuales, si se perfora el cátodo, aparecen en la parte opuesta: estos rayos se llaman rayos canales o canalizados, por el agujero o canal,</p>

	por donde se hace pasar: su velocidad es mucho menor que la de los rayos catódicos. Pág. 112.
JE44	4-Estas corrientes de luz violeta se llaman rayos canales, pero ahora se conocen como rayos positivos, demostrándose experimentalmente que son en realidad partículas soportando carga positiva. Pág. 44.
GJ46	4-Rayos canales-. En 1886, Goldstein usando un tubo de Crookes con un cátodo agujereado, observo que a través de los agujeros de éste, pequeños haces luminosos que salían por entre las rendijas del cátodo. Por su aspecto, les dio el nombre de rayos canales. Pág. 21.
ILA54	4- Así se dice que las partículas positivas que componen los rayos anódicos poseen cargas eléctricas positivas múltiplos de e, y masa igual a las de los átomos o moléculas del gas que llena el tubo, y con ello se quiere indicar que dichas partículas son átomos o moléculas que han perdido alguno de sus electrones. Pág. 26.
GJ61	4-Rayos canales; fueron descubiertos por Goldstein (1886) son invisibles, van en dirección opuesta a los rayos catódicos y salen del cátodo si éste es una placa perforada. Están formados por gasiones positivos, es decir, por moléculas de gas contenidos en un tubo, que han perdido un electrón. Pág 32.
EBJMCR63	4- Pero del cátodo también surge un fino haz luminoso, cuyas partículas circulan a una considerable velocidad, y son atraídos hacia el polo negativo de un potente campo magnético o eléctrico. Estos rayos fueron llamados canales por Goldstein, en 1886. Más tarde dada su naturaleza positiva, se denominaron rayos anódicos o positivos. Págs 17-18.
SGJ64	4- Estos electrones a su paso por el gas, lo ionizan, es decir, separan electrones de átomos, con lo que éstos ya no serán eléctricamente neutros, sino que poseerán una carga positiva. Los restos atómicos con cargas eléctricas reciben el nombre de iones. Todos los átomos de gases enrarecidos, incluso los más estables, como los de los gases nobles, pueden originar iones gaseosos al ser sometidos a una descarga eléctrica. Pág 37.
LBC64	4- Si el cátodo está perforado, algunos de los iones que llegan al mismo atraviesan por los orificios y en el espacio que queda tras él se pueden observar unos rayos formados por iones positivos que se denominan rayos canales, que si atraviesan una masa gaseosa excitan su luminiscencia. Pág 64.
DGAM69	4- Al producirse descargas en gases enrarecidos, se descubren los rayos catódicos y anódicos, formados por partículas negativas y positivas respectivamente –electrones y protones- si el gas enrarecido era el hidrógeno de los que se conocen no sólo sus cargas, iguales y de signo puesto, sino también su masas; siendo las del protón prácticamente igual a la del átomo de hidrógeno y la del electrón $1 \div 1837$ veces la de dicho

	átomo. Pág 12.
ULR70	4- Cuando en lugar del tubo de descarga de gases antes descrito se utiliza un modelo especial provisto de un cátodo perforado, como se indica en la figura 3, se observa que, en sentido contrario al de propagación de los rayos catódicos, aparece un haz luminoso que produce fluorescencia al chocar contra la pared del tubo. Pág. 11.
LCR73	4-El protón se descubrió como constituyente de los rayos positivos o canales producidos en un tubo de descarga cuando el gas residual era hidrógeno, comprobándose que es precisamente un átomo de hidrógeno al que falta su único electrón. Pág. 26.
ESA74	2-Los gases, a presiones ordinarias (del orden de 1 atm), no conducen la electricidad, pero a bajas presiones (del orden de 0,01 atm) y sometidos a elevados voltajes (de miles de voltios) pueden conducir la corriente eléctrica. Los experimentos de descargas eléctricas a través de gases a presiones muy bajas (del orden de 10^{-4} atm), condujeron al descubrimiento de los rayos catódicos... Pág. 72.
MRJ77	4-Al mismo tiempo que los rayos catódicos o negativos (formados por electrones) se habían estudiado también los rayos positivos descubiertos por Goldstein en 1886 utilizando tubos de descarga con el cátodo perforado por pequeños orificios o canales, por lo que también se llamaron rayos canales... Pág. 73.

5- Neutrones (protón + electrón)

LFA28	5- Los protones no han sido nunca aislados, pero no obstante su agrupación con los electrones, constituyendo los núcleos, parece ser que su masa sólo varia de unos átomos a otros mediante cuantos elementales, cuya unidad es el átomo de hidrógeno. Pág. 50.
VE29	5- 828. El continuo. – la teoría electrónica actual excluye el continuo molecular, desde el momento que no sólo supone los átomos separados en la molécula, sino también los constitutivos del átomo, los electrones y los protones. Por tanto, no cabe otro continuo que en la masa del electrón y el protón y el medio que los envuelve. Págs. 827-427. 830. La diversidad esencial atómica que defendió siempre la química en los distintos elementos, desaparece también en la escena, desde el punto de vista que todos los átomos quedan integrados en último término por electrones (periféricos y nucleares) y protones y todos los electrones son idénticos, como lo son también los protones. La diferencia esencial está pues, en el número y éste no cambia con la especie. Págs. 830-431. 838. Suelen llamar algunos neutrón a la molecula formada por un anión (-) y un catión (+) (o por varios según los casos) p. ej, $H^+ + Cl^- = ClH$ (neutrón): $SO_4^{2-} + 2 H^+ = SO_4H_2$ (neutrón). Pág. 836-433. Se desconocen la colocación de los protones y electrones en el núcleo y las fuerzas que los traban y equilibran

	es, por tanto, un mundo casi cerrado. Pág. 434-842.
GRA31	5-El átomo no está uniformemente lleno de materia, sino constitutivo por un sistema de partículas positivas y negativas animados de movimientos estacionarios. Pág. 33. Teoría electrónica. El modo más sencillo de explicar porque las cantidades de electricidad que toman los iones, son tan invariables como las masas de los átomos es el admitir para la electricidad una estructura atómica y la existencia de partículas elementales con carga eléctrica negativa que se llaman electrones, con lo cual, y admitiendo que cada ion toma un cierto número entero de estas partículas. La ley de Faraday se interpreta de un modo análogo a las leyes estequiometrias de la combinación de Proust y Dalton. Una partícula positiva, si se une a otra negativa de igual carga, forma la partícula eléctrica neutra, el neutrón. Pág. 126. Los protones no han sido nunca aislados, pero no obstante su agrupación con los electrones, constituyendo los núcleos, parece ser que su masa sólo varia de unos átomos a otros mediante cuantos elementales cuya unidad es el átomo de hidrógeno. Pág. 50.
CE 34	5- Sobre todo Stoney, físico inglés que en 1874 fue el primero en enunciar claramente dicho carácter atómico proponiendo el nombre de electrones. Pág. 190. Admitimos que los átomos de los diversos cuerpos están constituidos por protones y electrones queda planteada la cuestión sobre cuál es la estructura del núcleo positivo y cómo están dispuestos los electrones alrededor del mismo. Pág. 249. Teorías dinámicas debidas principalmente a físicos como Rutherford, Bohr, y Nicholson que consideran los núcleos atómicos formadas por protones y electrones, alrededor de los cuales otros electrones externos describen órbitas parecidas a las de los planetas alrededor del sol. Pág. 250. Aún cuando el importante problema de la estructura del núcleo atómico no puede considerarse como definitivamente resuelto, tenemos ya una serie de datos que nos permite afirmar que gran parte de los electrones nucleares se encuentran formando núcleos de helio con los correspondientes protones. Pág. 329.
ILA34	5- Al átomo de helio se imagina constituido por un núcleo, el He ²⁺ que consta de cuatro protones y dos electrones y una envoltura formada por dos electrones circulares. En resumen, se admite que los electrones, protones y los iones He ²⁺ son los compuestos fundamentales de la materia, y, en último término, que ésta consta de protones y electrones convenientemente ligados. Pág. 285.
PDJM35	5- En los elementos más pesados, como hemos indicado, el núcleo está formado por protones y electrones, y llámese estos últimos nucleares, no por ser de distinta naturaleza que los electrones satélites que están en las órbitas, sino para indicar su situación en la estructura del átomo. En un

	<p>átomo neutro, el número de electrones satélites debe ser igual al de protones libres. Págs. 22-24. El núcleo de los elementos radioactivos está formado por átomos de Helio y electrones: no sabemos fijamente si los núcleos de otros elementos están formados por átomos de helio e hidrógeniones positivos y helio mezclados, y neutralizados en parte por electrones nucleares. Esta teoría en lo que respecta a las órbitas, dista mucho de ser real, pues no es difícil imaginarse que los electrones, en mutuas atracciones, deformarían tal constitución. Págs. 23- 25.</p>
VE40	<p>5- Hoy se niega la existencia de electrones (-) en el núcleo atómico. Entre otras razones, porque el tamaño de aquellos es muy superior a la capacidad del núcleo: habría pues que conferir unos electrones especiales, distintos de los orbitales o corticales, lo cual nadie admite. Además porque la teoría de los electrones-protones nucleares no responde a los valores de los momentos magnético y rotatorio (spin), que da la experiencia. En vez, pues, de electrones (-) se supone que en el núcleo hay neutrones que evitan tales dificultades. Pág 438-827. El neutrón fue descubierto por el americano Chadwick y el matrimonio francés Joliot-Curie en 1931; tiene una masa sensiblemente igual a la del átomo de H y está desprovisto de carga eléctrica. Pág 452-836.</p>
BVL40	<p>5- Sin duda alguna, por esta razón se llama a tales electrones "electrones planetarios" Pág. 15. Según el modelo atómico de Bohr, un cierto número de electrones se encuentran asociados a los protones del núcleo formando un conjunto "el núcleo atómico", que conserva un número de cargas positivas igual al número de protones, menos el de electrones nucleares. Los restantes electrones se denominan "electrones planetarios" y se encuentran convenientemente distribuidos alrededor del núcleo. Pág. 16.</p>
ILA41	<p>5- El inglés Chadwick demostró que la citada radiación se compone de rayos γ y de partículas desprovistas de carga eléctrica, pero de masa relativamente grande, a las que llamó neutrones. En efecto, el neutrón es el elemento de número atómico cero, y, por tanto no contiene ningún electrón cortical. Se representa por $01n$. Pág. 36. No se admite que el núcleo haya electrones ni positrones libres; y parece probable que los que emiten los átomos radioactivos se produzcan en los núcleos excitados; el electrón, a consecuencia de la transformación de un neutrón en protón; y el positrón por paso de un protón a un neutrón, según alguna de las siguientes reacciones; neutrón= protón + electrón y protón = neutrón + electrón. Pág. 277.</p>
ES43	<p>5-...otra con masa igual a la del protón; pero sin carga eléctrica, y por esto se le ha llamado neutrón. Pág. 89. Parece a primera vista que el neutrón debería ser un protón, al que se le ha arrancado un positrón, con lo cual quedaría exactamente neutro, y casi con la misma masa, propiedades que corresponden exactamente al neutrón; pero, según Heisenberg, es más</p>

	<p>probable (por el desprendimiento de las partículas “beta” de los núcleos de los elementos radioactivos, de que hablaremos después), que el neutrón esté constituido por un protón y un electrón, condensados en el núcleo; no como el átomo de hidrógeno, que consta de un protón como núcleo y de un electrón periférico exterior. Al descomponerse un neutrón, resultaría un protón y un electrón. El número atómico también se puede identificar con el número de electrones periféricos, que cada átomo tiene en su envoltura. Pág. 90, ¿El neutrón es una cantidad de materia sin ningún positrón o electrón, o es un protón, unido a un electrón? Pág. 109. Sin embargo, suponiendo, como parece lo más probable, que el protón consiste en una masa neutra unida a un positrón, y el neutrón es un protón más un electrón, de resultado eléctricamente neutro; es lo más probable también según Heisenberg, que los núcleos de los átomos estén constituidas por protones y neutrones exclusivamente, y que en el núcleo no existe el electrón con individualidad propia.</p> <p>Chadwick demostró más tarde que se trataba de partículas neutras; pues no eran desviadas por los campos magnéticos, ni eléctricos, y que tenían una masa igual a la del protón y por esto se les dio el nombre de neutrón. Pág. 104</p>
JE44	<p>5-Hemos visto que los átomos que son neutros contienen protones y electrones pero además de estas unidades existen en los átomos de todos los elementos excepto del hidrógeno, otra unidad de materia independiente conocida como neutrón, identificado por Chadwick en 1932. Pág. 45.</p>
GJ46	<p>5-Experimentos posteriores demostraron a Chadwick que la masa de estas partículas era aproximadamente igual a la del protón; pero dada la fuerza de penetración en la materia, se trataba de una partícula eléctricamente neutra y por esto le dio el nombre de neutrón. Según Garrow esta partícula sólo tiene, fuera del núcleo, media hora de existencia, descomponiéndose en un protón y un electrón. Pág. 25. Neutrón. También aquí se dividen las opiniones: unos creen que es una partícula completamente ponderal, sin carga eléctrica, pero igual al átomo de hidrógeno en el cual el electrón orbital ha caído dentro del núcleo, o sea, dentro del protón, sufriendo al mismo tiempo una reducción de volumen y neutralizando a la par su carga: $n = p + e$. Así concebido el neutrón, si de él se desprende un electrón, se transforma en protón. Pág. 26.</p>
ILA54	<p>5- El inglés Chadwick demostró que la citada radiación se compone de rayos γ y de partículas desprovistas de carga eléctrica, pero de masa relativamente grande, a las que llamó neutrones. En efecto, el neutrón es el elemento de número atómico cero, y, por tanto no contiene ningún electrón cortical. Se representa por $0n$. Pág. 41.</p>
GJ61	<p>5-Neutrón descubierto por Chadwick (1931) tiene una masa igual al del protón pero carece de carga eléctrica. El protón y el neutrón son las</p>

	llamadas partículas nucleares por ser las únicas, que como tales entran a formar el núcleo atómico. Son partículas compuestas así: protón = n + positrón. // neutrón = protón + electrón. Pág 36.
CMR61	5-Chadwick (1932) estudiando estos rayos llegó a la consecuencia de que esta radiación era corpuscular y que estaba integrada por partículas de masa prácticamente igual a la del protón pero no poseyendo carga eléctrica, denominándose por esta razón neutrones, estableciéndose la hipótesis de que los neutrones están formados por la asociación de un protón y un neutrón. Pág 74. Según Gamow el neutrón fuera del núcleo sólo tiene una existencia de media hora aproximadamente, dando origen a un protón y a un electrón, es decir: $n = p + e^-$ Pág 76.
EBJMCR63	5-Neutrón. Fue intuido durante mucho tiempo, a causa de que los pesos atómicos presentaban valores muchos más altos de los que tendrían los átomos si sólo contuvieran protones como partículas pesadas. La labor de identificar la radiación descubierta por Mmle Curie fue realizada por Chadwick, quien caracterizó una partícula sin carga y de masa parecida a la del protón, a la que denomino neutrón. Pág 22.
OBJ63	5-El neutrón tiene una unidad elemental de masa y carece de carga eléctrica. Podemos concebirlo como la unión de un protón con un electrón. Pág 8.
SGJ64	5-El neutrón es una partícula estable sólo cuando está asociado con otras partículas en los núcleos de los átomos. Cuando se encuentra aislado se desintegra después de una corta vida, formando un protón y un electrón. Pág 34.
LBC64	5- Pero como el peso atómico era siempre (excepto en el hidrógeno) mayor que el número atómico y aproximadamente un múltiplo suyo, resultaba que, o habia que suponer la existencia de electrones en el núcleo, neutralizando la carga de un exceso de protones vg. En el He cuatro protones y dos electrones (masa cuatro y carga dos) o la existencia dentro de él, de otras partículas sin carga de la misma masa que los protones. La teoría de Bohr de la que los electrones dentro del núcleo seria tan extraordinaria que no resultaba en concordancia con la realidad, y por ello se pensó en la existencia de dichas otras partículas neutras, neutrones. Estas fueron descubiertas en 1932. Además, los neutrones se descomponen espontáneamente en protones y neutrones. $n=p+e$. Pág 74.
DL65	5-Antes del descubrimiento del neutrón, se consideraba a los núcleos constituidos por protones y electrones. El neutrón, es una partícula que tiene la misma masa que el protón y es eléctricamente neutra. Pág 49.
DGAM69	5-En 1932, Irene Curie descubrió una radiación, que Chadwick identifico y llamó neutrón, la cual carece de carga y posee una masa prácticamente igual a la del protón, 1837 veces la del electrón. Pág 12. // Si las partículas β son electrones, ¿cómo pueden encontrarse en el núcleo, si este es

	positivo? Las teorías actualmente admitidas nos dicen que los neutrones son el resultado de la asociación de un protón y un electrón con neutralización de sus cargas. $H_{10} = H_{11} + e^-$. Conviene señalar la igualdad entre el número de electrones orbitales y el número de protones libres del núcleo, puesto que en caso contrario no se podría admitir que el átomo fuese neutro. Hablamos de protones libres del núcleo a fin de no confundirlos con los que se encuentran ligados a los electrones formando los neutrones. Pág 31.
ULR70	5- protón, neutrón y electrón. La masa del neutrón es ligeramente mayor que la del protón. Los neutrones libres son radioactivos y se desintegran según $n \rightarrow p^+ + e^- + \nu$ Pág. 13.
LCR73	5-Protón, neutrón y electrón. Pág. 26. El neutrón se desprende frecuentemente en reacciones nucleares. Fue Chadwick quien en 1932 demostró definitivamente que la radiación desprendida en tales reacciones estaba constituida por partículas materiales de masa próxima a la unidad, desprovista de carga eléctrica. Pág. 26-27.
ESA74	5- El átomo se compone de electrones, protones, neutrones, positrones, mesones y antiprotones. El neutrón es otra partícula que está desprovista de carga eléctrica. Su masa en reposo es $1,672 \cdot 10^{-24}$ gramos. Pág. 22.
MRJ77	5-Estas partículas no fueron descubiertas experimentalmente hasta 1932, por J Chadwick (premio Nobel de Física de 1935), que también trabajaba en los laboratorios de Lord Rutherford. Pág. 76. . Posteriormente se han descubierto otras muchas partículas elementales, como por ejemplo, neutrino, positrón, mesones, hiperones, etc. No obstante, todas las propiedades químicas de los elementos se pueden explicar suponiendo que sus átomos están formados por las tres partículas fundamentales del modelo atómico de Rutherford; electrones, protones y neutrones. Págs. 76-77
LCR73	8-El primer investigador que dio su modelo atómico fue J.J. Thomson, que supuso al átomo formado por una esfera en la que las diversas partículas elementales estaban distribuidas de forma homogénea. Pág. 31.
MRJ77	8-El primer modelo atómico fue propuesto, en 1904, por J. J. Thomson, suponiendo que el átomo estaba formado por una esfera con carga positiva uniforme y en cuyo interior estaban embebidos los electrones. Pág. 74.

8- Átomo de Thomson.

VE29	8- J. J. Thomson siguiendo la idea de Lord kelvin, considero todo el átomo (+) y en él repartidos los electrones (-). El átomo se miraba como un sistema estático, lo cual hoy desechan casi unánimemente todos los químicos, físicos atomistas, pero sirvió a Thomson para contar los electrones en cada átomo. Pág. 898-455.
CE 34	8-Las teorías estáticas entre las cuales se encuentra la de J.J.Thomson y la

	de Lewis y Langmuir, fundadas en las propiedades químicas y analogías de los elementos, reveladas en la clasificación periódica... Pág. 250.
GRA35	8- ...consecuencia de recientes investigaciones, se admite hoy que el átomo no es una esfera maciza e indivisible, sino que es un conjunto complicadísimo de unidades más simples.
VE40	8- J.J. Thomson, siguiendo la idea de Lord Kelvin, consideró todo el átomo (+) de forma esférica y en él repartidos los negatrones en zonas concéntricas. El átomo se miraba como un sistema estático: lo cual hoy desechan casi unánimemente los físicos y químicas atomistas: pero sirvió a Thomson para contar los negatrones contenidos en el átomo. El átomo se miraba como un sistema estático: lo cual hoy desechan casi todos los físicos y químicos atomistas: pero sirvió a Thomson para contar los negatrones contenidos en cada átomo. Pág 492-901.
CMR61	8-La primera teoría acerca de la constitución del núcleo fue establecida por J. J. Thomson antes del descubrimiento del neutrón, según esta teoría el núcleo es una esfera material con carga positiva. Dentro de esta esfera, repeliéndose entre ellos, están embebidos los electrones en número suficiente para neutralizar la citada carga positiva. Pág 73.
EBJMCR63	8- La primera hipótesis acerca de la constitución de los átomos se debe a Thomson basándose en los descubrimientos de los electrones y de los rayos positivos. Imaginaba al átomo como una masa positiva, en la cual los electrones están embebidos como en una esponja, de una u otra forma, según la naturaleza del átomo. Pág 23.
LBC64	8-Antes ya se habían propuesto otros modelos a base de una esfera cargada de electricidad positiva con electrones repartidos en su interior (Thomson) o externamente (Perrin) Pág 73.
DL65	8- La primera hipótesis acerca de la configuración del átomo y la distribución de las partículas que lo componen, es la debida a Thompson quien estableció un átomo formado por una nebulosa en forma de esfera, de carga eléctrica positiva que encerraba los electrones necesarios para neutralizarla. Pág. 42.
DGAM69	8- Fue W. Thomson –Lord Kelvin- el primero en imaginarse un modelo atómico. Estaba formado por una esfera en la cual se encontrase distribuida, con densidad decreciente, la electricidad positiva, y en ella, en determinadas condiciones de equilibrio los electrones. Algo así como una manzana, en la cual la parte comestible fuese la electricidad positiva y los electrones las semillas. Lógicamente, las condiciones de estabilidad del átomo dependían de las condiciones de equilibrio de sus electrones, los cuales habrían de situarse en el centro de la esfera, en dos puntos de un diámetro equidistantes del centro, en los vértices de un triángulo equilátero, en los de un tetraedro con el centro en el de la esfera, según fuesen uno, dos, tres, y cuatro electrones los que tuviese el átomo. ¿Qué

	ocurre si el átomo irradia energía? En estas condiciones, deja de semejarse a una manzana, para parecerse a un cascabel, cuyos granos serían los electrones. Pág 13.
--	--

9- Experiencia de Geiger y Marsden (Rutherford)

CE 34	9-Diez años más tarde, estudiando Rutherford el paso de los rayos α a través de la materia, pudo llegar a una concepción parecida, aunque mucho más profunda... Pág. 251.
LTM35	9- De las experiencias de penetración de las radiaciones corpusculares de los elementos radioactivos a través de la materia, se deduce que el espacio ocupado por el átomo está vacío en su mayor parte y que los protones y electrones en él no ocupan más espacio que los planetas en el sistema planetario. Pág. 1
ES43	9-El volumen del núcleo central es muy pequeño en comparación con el volumen total del átomo. En el oro, por ejemplo, el volumen del núcleo será aproximadamente 10.000 veces menor que el volumen del átomo. Pág. 90.
JE44	9- Rutherford fue el primero en aceptar la teoría nuclear. Experimentos que no corresponden al propósito de este libro... Pág. 46.
GJ46	9-La presencia de la electricidad positiva en el núcleo queda confirmada por las desviaciones que, según Geiger y Marsden sufren las partículas α (de carácter positivo) al pasar por cerca de esta región del átomo. Pág.28.
ILA54	9- En virtud de una serie de observaciones experimentales, cuya descripción no cabe aquí supuso Rutherford, en 1911, que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente alrededor del cual giran electrones negativos... Pág. 26
CMR61	9- También Rutherford estableció un procedimiento para hacer el cómputo de los protones existentes en un núcleo; su funcionamiento es el siguiente: Operando en la cámara de niebla de Wilson, los rayos alfa (núcleos de helio) con los que se bombardea un elemento químico, al desviarse por la acción de las cargas positivas del núcleo de este elemento, se apartan de su trayectoria proporcionalmente a la carga eléctrica total de dicho núcleo. Pág. 73
EBJMCR63	9- Rutherford hizo incidir un chorro de partículas alfa contra láminas muy delgadas de aluminio, apreciando los siguientes resultados... A los centros de carga positiva los llamo núcleos... La carga positiva del núcleo es compensada por las cargas negativas exteriores, que son los electrones, ocupando gran espacio semivacío comprendido entre el núcleo y la superficie externa del átomo. Págs 23-24.
OBJ63	9-La sustancia radioactiva se coloca en un bloque de plomo que lleva un orificio por donde sale la radiación. Cuando los iones atraviesan una lámina delgada metálica, la mayor parte no experimenta desviación apreciable,

	únicamente una fracción pequeñísima, correspondiente a los iones que chocan con el núcleo, experimenta una brusca desviación. Pág 9.
SGJ64	9-Lord Rutherford investigaba la dispersión de partículas α por hojas metálicas delgadas. Aproximadamente el 99% de las partículas α atraviesan la lámina, sufriendo en algunos casos desviaciones más o menos marcadas. ...Sin embargo unas pocas son reflejadas por la lámina metálica. Pág 35.
LBC64	9- El paso decisivo lo dio Rutherford en 1911 al observar la desviación de las partículas alfa al atravesar láminas metálicas. Haciendo incidir un fino haz de partículas alfa sobre una lámina metálica observo su dispersión colocando detrás de ella una pantalla fluorescente con un microscopio para ver los destellos luminosos producidos en la misma, por el impacto de las partículas alfa. Pág 73.
DL65	9-Un gran paso adelante, fue dado por Rutherford mediante sus experimentos. Estos consistían en bombardear una lámina de oro con partículas y observar las direcciones en que éstas eran reflejadas por los átomos. Las partículas α desviadas, se recogían sobre unas láminas recubiertas de SZn produciendo, al incidir sobre ellas, un centelleo. Pág 42.
DGAM69	9-Estas experiencias consistieron en bombardear una fina lámina metálica con partículas α procedentes de un material radioactivo. Pág 14.
LCR73	9-Sir Ernest Rutherford y sus colaboradores hicieron pasar en 1911 un estrecho haz de partículas alfa a través de una lámina de metal, observando que mientras la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin sufrir desviación, un pequeño número de ellas eran desviadas según ángulos grandes, e incluso algunas retrocedían. Pág. 31.
ESA74	9-Lord Rutherford observó experimentalmente la marcha de los átomos de helio con dos cargas positivas a través de hojas metálicas delgadas. Al bombardear átomos de aluminio observó que la inmensa mayoría de las partículas alfa atravesaban las hojas sin desviarse de su trayectoria rectilínea. Pág. 23.
MRJ77	9-Los experimentos de dispersión de partículas α por láminas metálicas delgadas (de cobre, plata, oro, etc.), fueron realizados por H. Geiger y E. Marsden en los laboratorios de Lord Rutherford ... Pág. 74.

10- Espectros de emisión.

VE29	10-870. las rayas espectrales que aparecen agrupados en serie, como hemos dicho (857 sigs), fueron ya antes correlacionadas por la Ley de Balmer, deducida empíricamente por este físico Suizo en 1885. Pág. 858-441.
CE 34	10-En efecto la complejidad de los átomos se revelaba en los espectros de emisión de los distintos elementos, espectros formados por numerosas

	líneas que sólo pueden explicarse suponiendo que en los átomos se originan vibraciones de frecuencia determinada. Pág. 249.
VE40	10- Las series de rayas. Las rayas que forman los espectros X de los elementos se agrupan en varias series, designadas por las letras K, L, M, N, etc., correspondientes a otras tantas órbitas, llamadas cuánticas. Pág 466-857.
BVL40	10- Y esta variación de energía se manifiesta exteriormente de diversos modos, siendo uno de los más característicos la emisión de luz de diferentes colores y característicos de cada elemento (análisis espectral) Pág. 17.
ES43	10-Estos espectros se llaman de emisión para distinguirlos de los llamados espectros de absorción. Estos espectros se producen en el momento en que el electrón se excita, o sea, cuando pasa de un piso inferior a otro exterior: cuando este electrón excitado vuelve al piso interior, se produce el espectro de emisión, como hemos dicho. Pág 126.
JE44	10-Los espectros de los vapores de los elementos manifiestan un gran número de rayas brillantes y cada elemento tiene su espectro característico. Pág. 45.
GJ46	10-Precisamente el modelo presentado por Thomson fue rechazado porque, entre otros fenómenos dejaba inexplicados los correspondientes a la emisión y absorción de la luz, tales como el fenómeno de Stark, consistente en el desdoblamiento de las rayas espectrales y de las fórmulas de ciertas series espectrales, como las de Balmer para el hidrógeno. Pág. 27.
ILA54	10- El modelo atómico de Rutherford nada dice acerca de la composición del núcleo de los átomos, ni basta para interpretar los espectros de emisión de los elementos; porque en tanto que los espectros constan de rayas bien definidas cada una de las cuales corresponde a una radiación de frecuencia determinada, el átomo de Rutherford puede emitir toda clase de ondas electromagnéticas. Pág. 27. La distribución de los electrones en pisos explica también la estructura de los espectros de rayos X; así, las rayas de la serie K de esos espectros se manifiestan cada vez que alguno de los electrones del piso K vuelve de nuevo a dicho piso, después de haber sido arrancado de él mediante una excitación atómica conveniente y lanzado a otras órbitas más externas y aun fuera del átomo. Pág. 31.
GJ61	10-Las series de las rayas; todas las rayas que forman los espectros X de los elementos se agrupan en varias series. Designadas por las letras K, L, M, N... Pág 35.
EBJMCR63	10-Si se somete a una sustancia química a la acción de una fuente de energía (calor, arco o chispa eléctrica), emite una radiación determinada que, llevada convenientemente al prisma de un espectroscopio, produce, en lugar de un espectro continuo, una serie de rayas brillantes, que son

	características de la sustancia química empleada. Pág 36.
OBJ63	10- $\gamma = 109740 \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ la ecuación anterior permite calcular la frecuencia de las radiaciones emitidas por el átomo de hidrógeno. Dichas frecuencias están de acuerdo con los resultados experimentales. Pág 12.
SGJ64	10-Cuando los elementos químicos o sus compuestos se calientan a la llama o mediante un arco eléctrico emiten energía en forma de luz. El análisis de esta luz en un espectroscopio produce un espectro discontinuo, lo que demuestra que está formado por radiaciones de diversas longitudes de onda. Pág 46.
LBC64	10-Las órbitas atómicas previstas por la teoría de Bohr existen en los átomos, estén o no ocupadas por electrones. Cuando a un átomo se le suministra energía externa, bien por el calor... sus electrones pasan de los niveles u órbitas más bajas a otros superiores y se dice que ha sido excitado. Pero inmediatamente estos electrones retornan a sus posiciones primitivas devolviendo; digámoslo así, la energía que recibieron cuya frecuencia dependerá de la diferencia de energía entre los niveles entre los cuales saltan. Pág 80.
DGAM69	10-Después de prolongados estudios sobre la distribución de las rayas características del espectro óptico del hidrógeno, J. J. Balmer en 1885, dio a conocer una ecuación empírica que interpreta perfectamente las cuatro rayas principales del espectro visible. Pág 17.
ULR70	10-Cuando se estudió el espectro de emisión del hidrógeno se encontró que presentaba un gran número de líneas desde el ultravioleta hasta el infrarrojo lejano. Pág. 39.
DLA72	10-Se puede llegar a adquirir un conocimiento de estas energías mediante los espectros atómicos que constituyen la base experimental en la que se apoyan todas las teorías que tratan de explicar la estructura electrónica-nuclear de los átomos. Pág. 4.
LCR73	10-El estudio de los espectros atómicos, constituye la más importante información con que se ha contado para el conocimiento de la estructura electrónica de los átomos. Pág. 61.
ESA74	10-En espectroscopia y para fijar la posición de las rayas de una serie se emplea en número de onda... Pág. 44.
MRJ77	10-Gran parte de nuestro conocimiento actual sobre la estructura electrónica de los átomos se ha obtenido a partir de los estudios de los espectros atómicos, esto es, la luz que emiten los átomos al someterlos a temperaturas elevadas, en general, mediante descargas eléctricas (arcos o chispas). Pág. 80.

11- Balmer, Lyman, Paschen, Brackett y Pfund.

VE29	11- Lyman, Balmer, Paschen. Pág. 446-871.
CE 34	11- Lyman (p.263), Balmer (p.261), Paschen (p.262), Brackett (p.263).

VE40	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett. Pág 466-857.
ES43	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund.
GJ46	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Págs. 22-23. Pág. 39.
GJ61	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett. Pág 35.
EBJMCR63	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 36.
SGJ64	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund Pág 49.
LBC64	11-Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund Pág 81.
DGAM69	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 18.
ULR70	11-Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund. Pág. 40.
DLA72	11-Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund. Pág. 5.
LCR73	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág. 63.
ESA74	11-Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund. Pág. 43.

12- Cita a Rutherford.

LFA28	12- Según Rutherford (1915), un átomo... Pág. 47
VE29	12- 901. E. Rutherford se imaginaba el átomo como un sistema dinámico (la primera idea de esta representación fue de Perrin en 1901, pero se desechó entonces, porque llevaba necesariamente a un átomo inestable; inestabilidad que hay que juzgar esencial en cierto sentido), formado un sistema solar con órbitas elípticas: su núcleo (+) en un foco alrededor gravitan los electrones, como planetas: la ley electrostática de Coulomb es análoga a la ley de gravitación de Newton. Este sistema planetario resulta sin embargo más complejo, por la mutua repulsión de los electrones. Pág. 898-455 y 456-902.
GRA31	12-Rutherford y Bohr documentando sus ideas con muchos hechos experimentales, han establecido la hipótesis que supone a los átomos formados por un núcleo material cargado positivamente y un cierto número de electrones que giran a su alrededor (planetarios) cuya carga total es igual a la del núcleo pero de sentido contrario. Pág. 34.
CE 34	12-El átomo de Rutherford, siguiendo las ideas de Perrin, se nos presenta, pues como un sistema solar en miniatura en cual el núcleo positivo representa el sol y los electrones más o menos numerosos representan los planetas que giran alrededor del mismo. Pág. 252.
ILA34	12- Rutherford, en 1911. supuso... Pág.26.
LTM35	12- En el modelo atómico de Rutherford-Bohr... pág. 1.
PDJM35	12- Una experiencia de Rutherford, hace vislumbrar la constitución del núcleo. Unas partículas que emana el radio, las partículas alfa, al chocar contra núcleos de otros... Pág. 22 - Pág. 24.
GRA35	12- Hemos expuesto las relaciones entre las propiedades de los átomos y su estructura, según el modelo atómico de Rutherford...
VE40	12- El núcleo atómico, como decía Rutherford, es una miniatura del universo Pág 845-547.

BVL40	12- En 1911 creó Rutherford...Pág 15
ILA41	12- Rutherford, en 1911. supuso... Pág.27.
ES43	12-Rutherford fue el primero... Pág 90.
JE44	12-Rutherford fue el primero en aceptar la teoría nuclear. Experimentos que no corresponden al propósito de este libro, demuestran que todos los protones y todos los neutrones Pág. 46.
GJ46	12-Actualmente el modelo atómico más admitido fundamentalmente es el de Rutherford-Bohr, al cual se han ido agregando elementos de Sommerfeld, Uhlenbeck y Goudsmit y otros. Pág 27.
ILA54	12- Rutherford, en 1911. supuso...Pág. 26.
GJ61	12- El átomo según Rutherford... Pág 37.
CMR61	12-Hasta 1919 fue imposible provocar artificialmente esta descomposición de un núcleo, en cuya fecha Rutherford logró transformar nitrógeno en hidrógeno, en pequeñísima escala, mediante proyectiles en los cuales a la máxima energía se unían la máxima condensación, con rayos alfa. La teoría de Rutherford presenta serias dificultades desde el punto de vista electrodinámico... Pág 38.
EBJMCR63	12- Rutherford hizo incidir... Pág 23.
OBJ63	12- Átomo de Rutherford. El átomo está constituido por un núcleo en el que se halla la casi totalidad de la masa (protones y neutrones) y una corteza donde se hallan los electrones. Pág 9.
SGJ64	12- -Lord Rutherford investigaba... Pág 35.
LBC64	12-El átomo, tal y como lo concibiera Rutherford, resultaba inestable. Pág 78.
DL65	12- Rutherford estableció su modelo atómico... Pág 43.
DGAM69	12- Fue Lord Rutherford, en 1911, quien, con sus experimentos... Pág 13.
ULR70	12. La existencia de una partícula neutra, como constituyente común de los núcleos atómicos, fue predicha, en 1919 por Rutherford y Harkins. Pág. 12.
DLA72	12-. Desde principios de este siglo se conoce, por las experiencias de Rutherford, que todos los átomos están constituidos por un núcleo con carga positiva alrededor del cual se sitúan electrones de carga negativa de manera que, el conjunto resulta eléctricamente neutro. Pág. 4.
LCR73	12-Rutherford interpreta el resultado considerando que, un átomo está formado por un núcleo, muy pequeño en comparación con el átomo, en el que están las partículas pesadas, protones y neutrones, mientras que los electrones giran alrededor de ese núcleo a distancias relativamente grandes. Pág. 31.
ESA74	12- El primer modelo atómico fue establecido por Rutherford... Pág. 24. En el año 1919, el famoso físico inglés Lord Rutherford inicia una nueva ciencia con el descubrimiento de las reacciones nucleares, logrando experimentalmente la desintegración y síntesis de los átomos,

	constituyendo la Química Nuclear. Pág. 30.
MRJ77	12-Ernest E. Rutherford, profesor de Física en Manchester, y que había recibido el premio Nobel de Química de 1908 por sus investigaciones sobre sustancias radioactivas. Pág. 74.

13- Modelo planetario.

LFA28	13- Según Rutherford (1915), un átomo consta de un núcleo central de estructura desconocida en muchos elementos, en el que está concentrada la mayor parte de dicho átomo integrado por protones y electrones, pero con carga eléctrica positiva, alrededor del cual giran en diferentes planos, según órbitas concéntricas de radio variable, electrones cuyo número constituye una característica del elemento a que pertenece. Pág 47-48
VE29	13-901. E. Rutherford se imaginaba el átomo como un sistema dinámico (la primera idea de esta representación fue de Perrin en 1901, pero se desechó entonces, porque llevaba necesariamente a un átomo inestable; inestabilidad que hay que juzgar esencial en cierto sentido), formado un sistema solar con órbitas elípticas. Pág. 898-455 y 456-902.
GRA31	13-Como consecuencia de recientes investigaciones, se admite hoy que el átomo no es indivisible, sino un conjunto complicadísimo de unidades más simples (a las que nos referiremos al tratar del concepto del electrón) que dotados de grandes velocidades, se mueven en diferentes condiciones dinámicas, alrededor de núcleos con los cuales se relaciona mediante fuerzas atractivas. Pág. 33. El núcleo del átomo, posee una cierta carga positiva (múltiplo entero de la carga negativa del electrón) que determina el concepto de número atómico de los elementos. Pág. 34.
CE 34	13-En una conferencia dada por Perrin en 1901, enunció la idea de que los átomos deben constituir sistemas análogos al solar, en los cuales los electrones gravitan alrededor de los núcleos atómicos como los planetas alrededor del sol. Pág. 250.
ILA34	13- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas, y en número exactamente preciso para mantener la electroneutralidad del átomo. Pág 26.
LTM35	13- ...se deduce que el espacio ocupado por el átomo está vacío en su mayor parte y que los protones y electrones en él no ocupan más espacio que los planetas en el sistema planetario. Pág. 1
PDJM35	13- Es hoy algo ya más que una hipótesis el considerar el átomo formado por un núcleo central, de volumen muy pequeño, y por electrones (las partes más pequeñas de electricidad negativa), que giran a su alrededor, describiendo órbitas circulares o elípticas, cuyo centro es el núcleo. Pág. 20.-Pág. 22.

GRA35	13- Rutherford y Bohr, documentando sus ideas con muchos hechos experimentales, han establecido la hipótesis que supone a los átomos formados por un núcleo material cargado positivamente, y un cierto número de electrones que giran a su alrededor (planetarios), cuya carga total es igual a la del núcleo, pero de signo contrario. Pág. 14.
VE40	13- En aquella época (1930), y también hoy, se supone que alrededor, a modo de sistema planetario, se mueven en círculos o elipses o esferas concéntricas, otros electrones negativos o negatrones (satelites) con determinada velocidad y a determinada distancia. Pág 454-839.
BVL40	13-En 1911 creó Rutherford la idea de "núcleo atómico" considerando como tal un corpúsculo de electricidad positivo que ocuparía el centro del átomo y a cuyo alrededor se distribuirían los electrones. Bohr, en 1913, formuló su esquema atómico en el que los electrones describen órbitas circulares o elípticas en torno al núcleo, precisando además el número de órbitas circulares posibles. Según la idea de Bohr, el átomo puede compararse a un sistema planetario cuyo Sol sería el núcleo atómico y los planetas los electrones que giran a su alrededor. Sin duda alguna, por esta razón se llama a tales "electrones planetarios" y lo mismo que en el sistema solar, el espacio realmente ocupado por los protones y electrones es infinitamente más pequeño que el ocupado por el átomo en su conjunto; donde resulta que el átomo es como un espacio prácticamente vacío en el que se mueven masas diminutas dotadas de carga eléctrica positivas y negativas. Pág. 15.
ILA41	13- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas, y en número exactamente preciso para mantener la electroneutralidad del átomo. Pág 27.
ES43	13-Rutherford fue el primero que supuso la estructura general, que actualmente se atribuye a los átomos: un núcleo central con una corona, o mejor, envoltura de electrones, que giran alrededor de dicho núcleo en órbitas circulares o elípticas, y sobre sí mismos con movimientos de rotación, distribuidos en pisos y subpisos, según explicaremos más adelante. Pág 90.
JE44	13-El átomo de Bohr (1913) tiene semejanza con el sistema solar y consiste en un núcleo alrededor del cual giran los dos primeros electrones en una zona o capa envolvente, a la que rodea otra capa donde giran 8 electrones y así sucesivamente. Este modelo es el más empleado, pero aunque explica satisfactoriamente muchos hechos físicos ya no está de acuerdo en algunos aspectos con las investigaciones últimas. Pág. 48.
GJ46	13-Rutherford supone, pues, que el átomo consta de dos partes; de núcleo, en el cual esta condensada la electricidad positiva y de corona o

	envolvente en la que se halla la electricidad negativa. Pág. 27. En la corona están distribuidos los electrones en número igual a las cargas positivas, dotados de movimiento rotatorio alrededor del núcleo como los planetas en torno al Sol, de suerte que la fuerza centrífuga opuesta a la atractiva del núcleo evita la caída de los electrones en él. Pág 30.
ILA54	13- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas, y en número exactamente preciso para mantener la electroneutralidad del átomo. Pág 26-27 Van der Broek, Geiger, Marsden y Chadwick determinaron en 1913 el número de cargas positivas del núcleo, y Barkla contó el número de electrones del átomo, llegando a la conclusión de que en el pequeño sistema planetario ideado por Rutherford, el número de cargas positivas del núcleo es igual al de electrones de su corteza y coincide en cada elemento con su número atómico. Pág.27.
GJ61	13-El átomo según Rutherford se compone de núcleo y de corona. Rodeando al núcleo se distribuyen una serie de círculos concéntricos. Modelo atómico de Rutherford. Considera al átomo como un sistema planetario, cuyo centro es el núcleo y los electrones giran en torno suyo como los planetas alrededor del Sol. Pág 37.
CMR61	13- La teoría atómica de Rutherford_Bohr, según la cual los electrones describen órbitas estacionarias circulares, permite justificar la fórmula establecida empíricamente por Balmer_Ritz para calcular las líneas del espectro óptico del hidrógeno. Según la citada teoría el átomo de hidrógeno está constituido por un núcleo que consta de un único protón y por una envolvente electrónica formada por un solo electrón que gira alrededor de dicho núcleo describiendo una circunferencia. Las cargas eléctricas de estas dos partículas tienen el mismo valor absoluto y puesto que el átomo normal es eléctricamente neutro Pág 50.
EBJMCR63	13- Se puede imaginar que el conjunto núcleo-electrones es comparable al sistema planetario (Rutherford) Pág 24.
OBJ63	13- Rutherford supuso que los electrones giran alrededor del núcleo, describiendo órbitas circulares, con una velocidad tal que la fuerza centrífuga equilibra la atracción electrostática. $mv^2/r = e^2/r^2$. En el átomo de Rutherford son posibles órbitas de cualquier radio. Pág 9.
SGJ64	13- Estos valores de r no se consideran actualmente como radios de órbitas, sino como distancias medias del electrón al núcleo. Pág 45.
DL65	13- Rutherford estableció su modelo atómico, como un núcleo central en el que reside toda la masa del átomo y su carga positiva rodeado de electrones que describen orbitas circulares alrededor del núcleo. Pág. 43. El átomo de H, consta de un electrón y de un protón. La interacción de sus cargas electricas e^- y e^+ es análoga a la interacción gravitatoria de la

	Tierra y el sol. Pág 57.
DGAM69	13- Rutherford propone considerar el átomo como un sistema solar en miniatura: “El microcosmos es igual al macrocosmos”. El Sol de ese sistema es ese “algo” que llamaremos núcleo, y que es donde está concentrada la masa del átomo estando cargado positivamente por contener los protones y los neutrones. Alrededor de él, y girando en órbitas elípticas o circulares, se encuentran los electrones –los planetas- cuya carga neutraliza la del núcleo, haciendo el átomo, en consecuencia neutro. Pág 14.
ULR70	13- En páginas anteriores (cap.2) ha quedado establecido que los átomos se componen de dos partes, un núcleo, con un diámetro del orden de 10^{-12} cm, donde se concentra prácticamente toda la masa, con una carga positiva $+Ze$, y una corteza externa, con un diámetro del orden de 10^{-8} cm, es decir, unas diez mil veces mayor que el núcleo. Pág. 38.
DLA72	13-Desde principios de este siglo se conoce, por las experiencias de Rutherford, que todos los átomo están constituido por un núcleo con cargas positivas alrededor del cual se sitúan electrones con carga negativa de manera que, el conjunto resulta eléctricamente neutro. Pág. 4.
LCR73	13- Rutherford interpreta el resultado considerando que, un átomo está formado por un núcleo, muy pequeño en comparación con el átomo, en el que están las partículas pesadas, protones y neutrones, mientras que los electrones giran alrededor de ese núcleo a distancias relativamente grandes. Pág. 31. La situación existente en el modelo del átomo nuclear, fue comparada desde un principio a la del Sistema Solar; el Sol viene representado por los núcleos, y los planetas que giran alrededor con él por los electrones, por cuya razón se llaman a éstos frecuentemente electrones nucleares. Pág. 32.
ESA74	13-El primer modelo atómico fue establecido por Rutherford, quien imaginó los átomos como un microcosmos constituidos por un núcleo cargado positivamente y que contiene casi la totalidad de la masa del átomo y la esfera exterior o corteza electrónica, formada por electrones que giran describiendo órbitas a una velocidad vertiginosa. Pág. 24.
MRJ77	13-... lo que sugirió a Rutherford la idea de que en existiese un pequeño centro o núcleo en el que estaba concentrada casi toda la masa y toda la carga positiva en forma de protones. Los electrones de masa prácticamente despreciable, y en número suficiente para neutralizar la carga positiva del núcleo, se encontraban girando a grandes distancias de éste. Pág. 75. En el modelo atómico de Rutherford, que hemos visto en el apartado anterior, los átomos son como sistemas solares en miniatura. Pág. 79.

14- Fc = Fe (estable).

GRA31	14- Como consecuencia de recientes investigaciones, se admite hoy que el átomo no es indivisible, sino un conjunto complicadísimo de unidades más simples (a las que nos referiremos al tratar del concepto del electrón) que dotados de grandes velocidades, se mueven en diferentes condiciones dinámicas, alrededor de núcleos con los cuales se relaciona mediante fuerzas atractivas. Pág. 33.
CE 34	14-La diferencia existente entre el sistema planetario y el que constituye los átomos estriba en que, en primero, los planetas se atraen mutuamente, mientras que los electrones del átomo se repelen, según la ley de Coulomb. Pág. 252. Esta fuerza es también igual al producto de la masa m del electrón por su aceleración centrípeta. Vn^2 /rn ; es decir, $F=mvn^2/rn$ Pág. 272.
ILA34	14- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares y en número exactamente preciso para mantener la electroneutralidad. El sistema es estable porque la fuerza centrífuga de los electrones equilibra en todo momento a la atracción electrostática que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 26.
LTM35	14-El hecho de que los electrones exteriores al núcleo no se precipiten sobre él por la mutua atracción de las cargas de signo contrario, lo explica Bohr admitiendo la existencia de un movimiento de rotación de los electrones en torno al núcleo, por virtud del cual, la fuerza centrífuga equilibra la de atracción que este ejerce. Pág. 3.
GRA35	14- ...llegando este sistema al equilibrio, cuando la atracción electrostática entre el núcleo y los electrones, sea igual a la fuerza centrífuga de éstos, más la resultante de sus repulsiones mutuas, como la invariabilidad cronológica de la distribución de las masas en el sistema cósmico, se debe al equilibrio entre la fuerza centrífuga y a la gravitación. Pág. 165.
VE40	14-Según el equilibrio entre centrípeta F_1 con que un electrón (-) es atraído por un núcleo $F_1=Ee/r^2$ (ley de Coulomb) y la centrífuga $F_2 =mr\omega$ resulta que $F_1=F_2$, o sea que $Ee/r^2=mr\omega$. Pág 904-493. En aquella época (1930), y también hoy, se supone que alrededor, a modo de sistema planetario, se mueven en círculos o elipses o esferas concéntricas, otros electrones negativos o negatrones (satelites) con determinada velocidad y a determinada distancia. Pág 454-839. El núcleo atómico, como decía Rutherford, es una miniatura del universo Pág 845-547.
BVL40	14- En contraposición a esta imagen atómica aparece la del núcleo dinámico de Bohr, en la cual los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares o elípticas y engendrando una fuerza centrífuga que les permite mantenerse en ellas. Pág.17.

ILA41	14- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas... El sistema es estable porque la fuerza centrífuga de los electrones equilibra en todo momento a la atracción electrostática que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 27.
ES43	14-1er postulado, el electrón gira en torno del núcleo, describiendo una órbita circular, de tal modo que exista equilibrio entre la atracción electrostática e^2/r^2 , y la fuerza centrífuga mv^2/r . Este postulado está conforme con la mecánica clásica. Pág 90.
GJ46	14- En la corona están distribuidos los electrones en número igual a las cargas positivas, dotados de movimiento rotatorio alrededor del núcleo como los planetas en torno al Sol, de suerte que la fuerza centrífuga opuesta a la atractiva del núcleo evita la caída de los electrones en él. Pág 30. Ahora bien, al girar un electrón sobre su órbita según la mecánica clásica, las fuerzas culombianas $e\epsilon/r^2$ que obra sobre estas partículas estará equilibrada con la fuerza centrífuga mv^2/r que resulta del movimiento rotatorio, o sea; $e\epsilon/r^2 = mv^2/r$. Pág. 37.
ILA54	14- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas... El sistema es estable porque la fuerza centrífuga de los electrones equilibra en todo momento a la atracción electrostática que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 26-27.
GJ61	14- Principio de constitución de Bohr. El paso de un elemento a otro, en el sentido de menor a mayor número atómico, se realiza añadiendo al núcleo un protón y en la corona un electrón. Este electrón que se adiciona tiende a penetrar en la órbita más próxima al núcleo debido a que éste ejerce una atracción electrostática sobre el electrón, tanto mayor cuanto la órbita esté más próxima al núcleo, sede de las cargas positivas. Pág 40.
CMR61	14- Los electrones, describiendo órbitas, en virtud del equilibrio dinámico existente entre la fuerza centrífuga propia de su movimiento y la atracción eléctrica ejercida por el núcleo sobre ellos. Pág. 37. Como en este átomo se crea un campo eléctrico, el electrón es atraído por el núcleo con una fuerza F que, según la ley de Coulomb y admitiendo que la constante dieléctrica es la unidad será; $F = e^2/r^2$. Pág 50. Para que el electrón no se precipite sobre el núcleo por efecto de esta atracción eléctrica es preciso que exista otra fuerza que equilibre a la anterior, Esta segunda fuerza es la centrífuga creada por el giro del electrón en la órbita circular de radio r ó sea: $F=mv^2/r$. Pág 51.
EBJMCR63	14- En el caso del hidrogeno se sabía ya que estaba formado por un solo protón y un electrón, que gira alrededor de él, y en cada punto se equilibran las citadas fuerzas según; $e^2/r^2 = mv^2/r$. Pág. 24
OBJ63	14- Rutherford supuso que los electrones giran alrededor del núcleo,

	describiendo órbitas circulares, con una velocidad tal que la fuerza centrífuga equilibra la atracción electrostática. $mv^2/r = e^2/r^2$. En el átomo de Rutherford son posibles órbitas de cualquier radio. Pág 9.
SGJ64	14-Por definición, la magnitud de la fuerza centrífuga para un electrón de masa m con velocidad v en una órbita de radio r viene dada por: $F_c=mv^2/r$. Para que la órbita sea estable será necesario que las dos fuerzas electrostática y centrífuga sean iguales y opuestas, luego $Ze^2/r^2=mv^2/r$. Pág 44. Expresión que nos da el valor del radio de las órbitas permitidas en función del número cuántico n .
LBC64	14-Teniendo en cuenta que la fuerza centrípeta equilibra a la atracción electrostática: $mv^2/r = Ze^2/r^2$ Pág 79.
DL65	14- Los electrones se mantienen en órbita, debido a la igualdad de la fuerza de fuga, por la potencia de atracción del campo creado por el núcleo. Pág 43.
DGAM69	14- La fuerza centrífuga, que obliga a los electrones a girar en las órbitas, es igual a la atractiva culombiana del núcleo haciendo estable el átomo. $mv^2/r = e^2/r^2$ Pág 14.
LCR73	14-La fuerza centrípeta que se precisa para un movimiento circular, es en el caso del Sistema Solar la de atracción gravitatoria existente entre el Sol y cada planeta, mientras que en el átomo, es la fuerza de atracción electrostática que se presenta entre partículas con carga de signo contrario, que es el caso del núcleo y el electrón. Sin embargo, entre ambos sistemas existen diferencias tan notables, que la comparación no resulta acertada. Pág. 33.
ESA74	14- $f = m_0v^2/r = e^2/r^2$. Pág. 45. El electrón, en su movimiento circular desarrolla una fuerza centrífuga, que queda equilibrada por fuerzas de atracción electrostática entre el núcleo y el electrón (ley de Coulomb)
MRJ77	14-Para salvar esta dificultad, otro alumno de Rutherford , el físico danés Niels Bohr, desarrollo, en 1913, su famosa teoría (por la que se le concedió el premio Nobel de Física de 1922), en la que ingeniosamente combino el modelo clásico de Rutherford con la nueva teoría cuántica de Planck, consiguiendo así interpretar teóricamente el espectro de hidrogeno.

15- Cita a Bohr.

VE29	15- 907. Niels Bohr (1913) apoyado en la teoría de los quanta de Planck vino a establecer una hipótesis que le ha alcanzado gran renombre y ha sido de una aceptación bastante general. Pág. 907-457
GRA31	15- Rutherford y Bohr documentando sus ideas con muchos hechos experimentales, han establecido la hipótesis que supone a los átomos formados por un núcleo material cargado positivamente y un cierto número de electrones que giran a su alrededor (planetarios) cuya carga

	total es igual a la del núcleo pero de sentido contrario. Pág. 34.
CE 34	15-EL átomo de Bohr – En 1931, el danés Bohr publicó una serie de trabajos en los cuales exponía una nueva teoría sobre la estructura del átomo, que revolucionó los conocimientos hasta entonces existentes sobre dicha materia. Pág. 265.
ILA34	15- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 27.
LTM35	15- En el modelo atómico de Rutherford-Bohr... pág. 1.... lo explica Bohr, admitiendo... pág. 3
PDJM35	15-Hoy se concibe el átomo según las teorías de Bohr, el cual ha fundamentado sus hipótesis en otras teorías expuestas por sus antecesores en el estudio de esta rama de la físico-química. Nos referimos principalmente a la teoría de los cuánta de Planck... Pág. 23 – Pág. 25.
GRA35	15- ...al modelo atómico y como consecuencia a su modificación, tema que con mucho acierto, planteo y dio solución Bohr desde 1913 y Sommerfeld determinando las órbitas cuánticas que recorren los electrones en torno de los núcleos atómicos deduciendo que corresponde al estado más estable del átomo, la más pequeñas de los órbitas cuantistas y regulando las unidades de emisión, en función de la diferencia entre las energías correspondientes a las órbitas cuántistas por las que pasa el electrón. Pág. 168.
VE40	15-Niels Bohr apoyado en la teoría de lo cuantos, de Planck vino a establecer una hipótesis que alcanzó gran renombre Pág 494-907.
BVL40	15- Bohr, en 1913, formuló su esquema atómico en el que los electrones describen órbitas circulares o elípticas en torno al núcleo, precisando además el número de órbitas circulares posibles. Pág. 17.
ILA41	15- Borh y Sommerfeld orillaron estas dificultades aplicando al modelo atómico de Rutherford la teoría de los cuántos de Planck. Pág. 27.
ES43	15-Modelo atómico de Bohr. Este físico danés, tomando como punto de partida el modelo del átomo, compuesto de núcleo y envoltura de electrones, según la hipótesis de Rutherford... Pág 127.
JE44	15-El átomo de Bohr (1913) tiene semejanza con el sistema solar y consiste en un núcleo alrededor del cual giran los dos primeros electrones en una zona o capa envolvente, a la que rodea otra capa donde giran 8 electrones y así sucesivamente. Este modelo es el más empleado, pero aunque explica satisfactoriamente muchos hechos físicos ya no está de acuerdo en algunos aspectos con las investigaciones últimas. Pág. 48.
GJ46	15- Actualmente el modelo atómico mas admitido fundamentalmente es el de Rutherford-Bohr, al cual se han ido agregando elementos de Sommerfeld, Uhlenbeck y Goudsmit y otros. Pág 27.
ILA54	15- Borh y Sommerfeld orillaron estas dificultades aplicando al modelo

	atómico de Rutherford la teoría de los cuántos de Planck. Pág. 27.
GJ61	15-De ahí se originan las modificaciones introducidas por Bohr. Pág 39.
CMR61	15- Bohr resolvió esta dificultad de la teoría de Rutherford rechazando el hecho de que los electrones radien mientras describen sus órbitas, apoyándose para ello en la discontinuidad de los espectros ópticos de los elementos químicos y en la teoría cuántica de Planck. Pág 38.
EBJMCR63	15-Rutherford ya no pudo seguir adelante por falta de hechos experimentales, y fue su discípulo Neils Bohr quien siguió estas investigaciones. Pág 24.
OBJ63	15- Puesto que los átomos emiten únicamente radiaciones de determinadas frecuencias. Bohr modificó las ideas de Rutherford. Pág 10.
SGJ64	15-Fue el físico danés Neils Bohr quien aclaró... Pág 43.
LBC64	15-Para salvar esta dificultad, Bohr pensó que lo mismo que Planck había cuantizado la energía de los movimientos periódicos rectilíneos de los osciladores, también podrían cuantizarse los movimientos periódicos circulares de los electrones en los átomos. Pág 78.
DL65	15-Aquí, aplica Bohr los principios de Planck y establece su modelo atómico basándose en sus tres postulados. Pág. 46.
DGAM69	15- Bohr hizo que el electrón obedeciese a la Mecánica Cuántica de Planck que también resultado había dado para resolver el enigma del cuerpo negro. Pág 15.
DLA72	15-Bohr trató de explicar la estructura electrónica nuclear y la existencia en el átomo de valores discretos de energía aceptando que los electrones se encuentran girando alrededor del núcleo en unas orbitas de radio determinado. Pág. 5-6.
LCR73	15-Para resolver la anomalía citada, y explicar otros hechos experimentales, Niels Bohr establece los tres postulados que llevan su nombre. Pág. 62.
ESA74	15-Fue Neils Bohr (1913) quien resolvió el problema de aplicar a los átomos la teoría de Max Planck, establecida para explicar la radiación del cuerpo negro. Pág. 41.
MRJ77	15- Para salvar esta dificultad, otro alumno de Rutherford , el físico danés Niels Bohr, Pág. 80.

16- $F_c = F_e$ (inestable).

VE29	16-906. Esta representación de Rutherford implica inestabilidad esencial espontanea en el átomo, porque el electrón gira alrededor del núcleo, acabará por precipitarse sobre éste, porque al perder energía en su rotación, el circulo de giro se irá achicando continuamente. –Además deja sin explicar la distribución de las rayas espectrales. Pág. 907-457
CE 34	16- En efecto, al describir los electrones órbitas elípticas alrededor del núcleo central positivo, su velocidad cambiaría sin cesar de magnitud y de

	<p>dirección, ya que, según la teoría electromagnética de Maxwell –Lorentz, cualquier aceleración de un cuerpo cargado de electricidad va acompañada de radiación y provoca la emisión de ondas electromagnéticas que le hacen perder cierta cantidad de energía. Por consiguiente, la trayectoria elíptica de los electrones alrededor del núcleo central, tal y como la imaginaba Perrin, formaría un verdadero oscilador eléctrico, análogo a un pequeñísimo emisor de radiocomunicación recorrido por una corriente alterna; como este sistema emitiría ondas cuyo periodo sería igual a la de la duración de la revolución del electrón, se produciría un gasto de energía mecánica, y el electrón debería poco a poco disminuir su órbita y su velocidad, hasta caer inerte sobre el núcleo positivo. Pág. 250-251.</p>
ILA34	<p>16- El átomo de Rutherford puede emitir toda clase de ondas electromagnéticas. Además, dicho modelo no es estacionario, puesto que, según las leyes de la electromecánica clásica, siempre que los electrones giren alrededor del núcleo emiten energía en forma de radiación electromagnética, lo que exige que con el tiempo caigan aquellos sobre el núcleo. Pág. 26.</p>
PDJM35	<p>16- ...esta teoría en lo que respecta a la órbita, dista mucho de ser real, pues no es difícil imaginarse que los electrones, en sus mutuas atracciones deformarían tal constitución. Pág. 25.</p>
GRA35	<p>16- Alrededor del núcleo giran planetariamente y en una o varias capas, según su número los electrones negativos, en un número total igual al número atómico llegando este sistema al equilibrio, cuando la atracción electrostática entre el núcleo y los electrones, sea igual a la fuerza centrífuga de éstos, más la resultante de sus repulsiones mutuas, como la invariabilidad cronológica de la distribución de las masas en el sistema cósmico, se debe al equilibrio entre la fuerza centrífuga y la gravitación. Pág. 165.</p>
LTM35	<p>17- Este hecho experimentalmente comprobado no tiene explicación en la electrodinámica clásica de Maxwell, a sustituirle vino la teoría de los cuanta (Planck, Einstein)... Pág. 3.</p>
VE40	<p>16- Esta representación de Rutherford implica inestabilidad esencial espontánea en el átomo; porque el electrón que gira alrededor del núcleo acabará por precipitarse sobre éste, porque al perder energía en su rotación, según electrodinámica clásica, el círculo de giro se irá achicando continuamente, describiendo una espiral. Según el equilibrio entre la fuerza centrípeta con que un electrón (-) es atraído por el núcleo $F_1 = Ee/r^2$ (ley de Coulomb) y la centrífuga $F_2 = m\omega^2 r$ ($Ee =$ cargas eléctricas; $r =$ distancia al núcleo; $m =$ masa del electrón; $\omega =$ velocidad angular), resulta que $F_1 = F_2$, o sea que $Ee/r^2 = m\omega^2 r$. Y como disponiendo del valor de ω, esta ecuación se puede verificar siempre, resulta que r puede admitir todos los valores y por lo mismo todas las órbitas son posibles. Además</p>

	deja sin explicar la distribución de las rayas espectrales (longitud de onda emitida). Pág 904-493 y 494-907.). Conduce como al de Rutherford a la esencial inestabilidad del átomo, so pena de exigir que la rotación del negatrón no reclame gasto alguno de trabajo, contra las leyes más fundamentales y nunca desmentidas del electromagnetismo Pág 496-908
ILA41	16- El átomo de Rutherford puede emitir toda clase de ondas electromagnéticas . Además, dicho modelo no es estacionario, puesto que, según las leyes de la electromecánica clásica, siempre que los electrones giren alrededor del núcleo emiten energía en forma de radiación electromagnética, lo que exige que con el tiempo caigan aquellos sobre el núcleo. Pág 27.
ES43	16- Por otro lado, los físicos matemáticos se han dado a buscar una nueva teoría matemática, que, conteniendo en sí lo que hay de verdadero en la teoría de Bohr, evitase sus dificultades y explicase los nuevos hechos, que se iban presentando: esta teoría es la llamada mecánica cuántica. Pág. 135. Confirmar los mismo, las palabras más frescas y concisas de S Dushman “Algún físico ha llamado pueril a la idea de las órbitas de la teoría de Bohr; pero queda en pie la de los niveles de energía que es seria” Pág. 141.
JE44	16- Este modelo es el más empleado, pero aunque explica satisfactoriamente muchos hechos físicos ya no está de acuerdo en algunos aspectos con las investigaciones últimas. Pág. 48.
GJ46	16-El modelo atómico de Rutherford, además de dejar inexplicadas las regularidades de los espectros producidos por el giro de los electrones en torno del núcleo, tiene el inconveniente de fundarse sobre la teoría electromagnética clásica según la cual, el electrón, al moverse alrededor del núcleo, emite energía radiante por la transformación de la energía cinética de éste, en consecuencia, la energía radiante va siendo cada vez menor, y por lo mismo las órbitas van siendo menores, hasta que el electrón acabarían por caer dentro del núcleo atómico. Pág. 36.
ILA54	16- El átomo de Rutherford puede emitir toda clase de ondas electromagnéticas . Además, dicho modelo no es estacionario, puesto que, según las leyes de la electromecánica clásica, siempre que los electrones giren alrededor del núcleo emiten energía en forma de radiación electromagnética, lo que exige que con el tiempo caigan aquellos sobre el núcleo. Pág. 27.
GJ61	16- Pero este modelo tiene el inconveniente de ser inestable; pues los electrones al discurrir por su órbita pierden energía y por lo mismo dichas orbitas electrónicas cada vez van siendo más pequeñas, de suerte que llegaría un momento en que el electrón se precipitaría dentro del núcleo y en consecuencia vendría la destrucción del átomo. Pág 39.
CMR61	16- La teoría de Rutherford presenta serias dificultades desde el punto de

	<p>vista electrodinámico para ser aceptada: según las leyes electrodinámicas el movimiento de la carga eléctrica del electrón al describir este su trayectoria debe engendrar una modificación periódica del campo electromagnético propagándose en el espacio, es decir, debe crear una onda electromagnética cuya frecuencia ha de ser función del movimiento del electrón. Ahora bien éste electrón al radiar energía lo hará perdiendo energía, la cual irá disminuyendo continuamente: en consecuencia su velocidad se reducirá también progresivamente y así mismo la distancia que le separa del núcleo. Por tanto, con tiempo suficiente, el electrón entrará en contacto con el núcleo y el sistema atómico resulta inestable, en contradicción con la estabilidad de los átomos. Pág. 38.</p>
EBJMCR63	<p>16- Borh sabía que su modelo atómico era demasiado sencillo, desde que enunció su primer postulado, ya que este exigía que las órbitas fueran elípticas, pues de ser circulares, el electrón iría perdiendo energía paulatinamente hasta precipitarse sobre su núcleo. La órbita circular puede aceptarse como un caso límite de la elipse. Pág 46.</p>
LBC64	<p>16-El átomo tal como lo concibiera Rutherford, resultaba inestable. Al girar los electrones alrededor del núcleo, de acuerdo con las teorías clásicas, tendrían que emitir energía y de este modo irían perdiendo velocidad acabando por caer en el núcleo. Pág 78.</p>
DL65	<p>16- Una carga eléctrica acelerada, emite energía radiante en forma de ondas constituidas por un campo eléctrico y un campo magnético mutuamente perpendiculares y a la dirección de propagación y por ello, el electrón debía emitir energía radiante de frecuencia igual a la de rotación alrededor del núcleo. El electrón iría perdiendo energía potencial, pero ganando energía cinética por girar con mayor velocidad. La frecuencia de las ondas emitidas, debería crecer paulatinamente ya que este proceso es gradual, y el espectro formado debería ser, por lo tanto, continuo, pero en la práctica se observa que no es así. Pág. 44.</p>
DGAM69	<p>16- El átomo de Rutherford no puede ser estable, ya que, al girar el electrón debido a su carga, engendra un campo magnético, pero su velocidad cambia sin cesar de magnitud y dirección, y según la teoría electromagnética de Maxwell, cualquier aceleración del electrón va acompañada de emisión de ondas electromagnéticas, con lo que, el electrón perdería velocidad y disminuiría el radio de su órbita hasta precipitarse en el núcleo, describiendo una espiral y, de este modo desaparecería el átomo. Esta onda electromagnética debería, según eso, comprender todas las frecuencias posibles, con lo que el espectro del átomo sería continuo, en lugar de presentar las rayas espectrales características que la experiencia nos manifiesta. Pág 15.</p>
DLA72	<p>16-Como la energía de un sistema núcleo-electrón se puede fijar con cierta exactitud por técnicas espectroscópicas, debe quedar imprecisa la posición</p>

	del electrón alrededor del núcleo y únicamente se puede indicar que existe una probabilidad de que el electrón se encuentre en una determinada posición del espacio. Este hecho invalida el modelo atómico de Bohr en el que se fija la posición del electrón en orbitas perfectamente definidas, al mismo tiempo que se puede determinar la energía del electrón situado en una de estas órbitas. Pág. 7.
LCR73	16-El modelo atómico de Bohr, presentaba ciertas dificultades para su aceptación. La mayor de las cuales era la siguiente; Se ha supuesto que el electrón está girando alrededor del núcleo, de forma que, aún cuando este movimiento circular sea uniforme, el vector velocidad variará continuamente de dirección, lo cual supone que existe una aceleración, llamada centrípeta, para la que es necesaria la actuación de una fuerza que, como se dijo en 2.5, es suministrada por la atracción electrostática entre el núcleo y el electrón,. Según la teoría electromagnética, cuando una carga eléctrica está sometida a aceleración, emite energía radiante, lo cual, aplicado al caso del electrón lleva a la conclusión de que la continua pérdida de energía, deberá dar lugar a que el mismo recorra órbitas cada vez más pequeñas, llegando finalmente a caer sobre el núcleo, por lo que el átomo sería un sistema inestable, pero esto no ocurre. Pág. 62.
ESA74	16-El electrón, en su movimiento circular, debería perder energía hasta que, llegase un momento en que se precipitara sobre el núcleo. Pág. 45.
MRJ77	16-Este modelo, correcto desde el punto de vista mecánico, estaba, sin embargo en completa contradicción con la teoría electromagnética de Maxwell según la cual toda partícula cargada que gira debe emitir energía radiante. Según la cual un electrón girando alrededor del núcleo debe perder gradualmente energía con lo que su órbita tendría forma de espiral precipitándose en el núcleo. Resulta así que, según el modelo atómico de Rutherford los átomos deberían ser inestables y además emitir energía continua. Pág. 79.

17- Cita a Maxwell.

CE 34	17- En efecto, al describir los electrones órbitas elípticas alrededor del núcleo central positivo, su velocidad cambiaría sin cesar de magnitud y de dirección, ya que, según la teoría electromagnética de Maxwell –Lorentz, cualquier aceleración de un cuerpo cargado de electricidad va acompañada de radiación y provoca la emisión de ondas electromagnéticas que le hacen perder cierta cantidad de energía. Por consiguiente, la trayectoria elíptica de los electrones alrededor del núcleo central, tal y como la imaginaba Perrin, formaría un verdadero oscilador eléctrico, análogo a un pequeñísimo emisor de radiocomunicación recorrido por una corriente alterna; como este sistema emitiría ondas cuyo periodo sería igual a la de la duración de la revolución del electrón, se produciría un gasto de energía mecánica, y el electrón
-------	--

	debería poco a poco disminuir su órbita y su velocidad, hasta caer inerte sobre el núcleo positivo. Pág. 250-251.
LTM35	17- Este hecho experimentalmente comprobado no tiene explicación en la electrodinámica clásica de Maxwell, a sustituirle vino la teoría de los quanta (Planck, Einstein)... Pág. 3.
DGAM69	17- Pero su velocidad cambia sin cesar de magnitud y dirección, y según la teoría electromagnética de Maxwell, cualquier aceleración del electrón va acompañada de emisión de ondas electromagnéticas, con lo que, al perder energía, el electrón perdería velocidad y disminuiría el radio de su órbita hasta precipitarse en el núcleo, describiendo una espiral y, de este modo, desaparecería el átomo. Esta onda electromagnética debería, según eso, comprender todas las frecuencias posibles, con lo que el espectro del átomo sería continuo, en lugar de presentar las rayas espectrales características que la experiencia nos manifiesta. Pág 15.
MRJ77	17- Este modelo, correcto desde el punto de vista mecánica, estaba, sin embargo en completa contradicción con la teoría electromagnética de Maxwell... Pág. 79.

18- Órbitas definidas.

LFA28	18- ...las órbitas de los electrones, y estos, los puntos en ella señalados; por sencillez en la representación, hemos supuesto todas las órbitas de forma circular y, además, en el mismo plano. Pág. 48.
VE29	18-902. Como el átomo es neutro, se requieren tantos electrones satélite (-) como unidades expresa el n. a. Y como el átomo es un edificio estable, se requiere que los electrones, en número definido, estén en una misma superficie esférica, cuyo centro es el núcleo: si el número de electrones excede ciertos límites, se forman dos o más capas concéntricas, en las que aquellos se distribuyen convenientemente. Pág. 456-902. Supone, pues, Bohr que el electrón puede girar en más o menos círculos planos concéntricos (pero siempre determinados por la carga del núcleo o n. a.) Pág. 907-457.
CE 34	18-El electrón del átomo de hidrógeno, a consecuencia de un choque con otro electrón o con otro átomo o también por absorción de radiaciones, pierde, por ejemplo, cierta cantidad de energía para separarse del núcleo y gravitar a una distancia cuyo radio es $r=(n^2h^2)/4\pi^2me^2$. Pág. 276. Un electrón según la idea primitiva de Bohr, se situaba en la órbita exterior, mientras esta no estuviese completa, porque pasado cierto número de electrones se formaba una órbita nueva; pero en la actualidad el concepto de anillo electrónico ha sido sustituido por otro, algo vago, de capas electrónicas, cada una de las cuales envuelve a las precedentes y puede contener cierto número de electrones hasta quedar saturada, llegado lo cual se forma una capa nueva. Pág. 283.

ILA34	18- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas, y en número exactamente preciso para mantener la electroneutralidad del átomo. Pág 26.
LTM35	18-Si dejara de equilibrarse la fuerza centrífuga y la de atracción nuclear, varia el radio de las órbitas de los electrones... pág. 3
PDJM35	18- Suponiendo que las órbitas que describen los electrones en sus giros, sean circulares, como están escalonadas a partir del centro (más distantes de este punto sucesivamente), podremos representarlas por una serie de circunferencias cuyo centro es el núcleo atómico. Pág.22.-Pág23
GRA35	18- El átomo, no está uniformemente lleno de materia, sino de partículas electrónicas positivas y negativas, animadas de movimientos estacionarios. Pág. 13. Alrededor del núcleo giran planetariamente y en una o varias capas, según su número de electrones negativos, en un número total igual al número atómico. Pág. 165.
VE40	18- En aquella época (1930), y también hoy, se supone que alrededor, a modo de sistema planetario, se mueven en círculos o elipses o esferas concéntricas, otros electrones negativos o negatrones (satélites) con determinada velocidad y a determinada distancia. Pág 454-839. ...si el número de negatrones excede ciertos límites, se forman dos o más capas concéntricas, en las que aquellos se distribuyen convenientemente.
BVL40	18- Bohr, en 1913, formuló su esquema atómico en el que los electrones describen órbitas circulares o elípticas en torno al núcleo, precisando además el número de órbitas circulares posibles. Según la teoría de Lewis y Langmuir, a la cual los químicos tenemos que recurrir con frecuencia para explicar multitud de propiedades de los elementos, los electrones se distribuyen en capas o pisos sucesivos alrededor del núcleo, y esta distribución es tal que sólo a los elementos pertenecientes al grupo cero de la clasificación periódica (gases nobles), se les asignan órbitas completas y perfectamente estables. Pág. 17. Sistema planetario cuyo sol. Pág. 16
ILA41	18- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas... El sistema es estable porque la fuerza centrífuga de los electrones equilibra en todo momento a la atracción electrostática que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 27.
ES43	18- 1 ^{er} postulado, el electrón gira en torno del núcleo, describiendo una órbita circular. Pág 90.
JE44	18-Al introducirse las ideas de Planck a la estructura del átomo, se supuso

	<p>que los electrones giran en órbitas determinadas alrededor del núcleo, y que, la energía del átomo depende de las de sus electrones, o sea, de la posición de las órbitas recorridas por éstos. La absorción por el átomo de un cuanto de energía origina de un electrón un salto a una más distante del núcleo; al volver el electrón a su órbita normal emite cuantos de energía en forma de radiación monocromática de frecuencia determinada. La explicación de la teoría de los cuantos a los problemas de estructura atómica, representa un progreso teórico, y todavía es más prometedor el nuevo orden de ideas que se deriva de la modificación que recientemente ha experimentado la base fundamental de la teoría de los cuantos. Pág. 49. Al incorporar Bohr las ideas de Planck a la estructura del átomo, se supuso que los electrones giran sólo en órbitas de radios determinados alrededor del núcleo ... Pág. 54. (2° edición, 1944)</p>
GJ46	<p>18- $r = n^2 h^2 / (4\pi^2 m e \epsilon)$. Pág. 37. 14- En la corona están distribuidos los electrones en número igual a las cargas positivas, dotados de movimiento rotatorio alrededor del núcleo como los planetas en torno al Sol, de suerte que la fuerza centrífuga opuesta a la atractiva del núcleo evita la caída de los electrones en él. Pág 30. Ahora bien, al girar un electrón sobre su órbita según la mecánica clásica, las fuerzas culombianas $e\epsilon/r^2$ que obra sobre estas partículas estará equilibrada con la fuerza centrífuga mv^2/r que resulta del movimiento rotatorio, o sea; $e\epsilon/r^2 = mv^2/r$. Pág. 37.</p>
ILA54	<p>18-Los dos electrones difieren en su spin lo que significa que recorren la misma órbita si bien girando en sentido contrario alrededor de sus respectivos ejes de rotación. Pág. 28.</p>
GJ61	<p>18-Rodeando al núcleo se distribuyen una serie de círculos concéntricos, cuyo conjunto fue llamado por Rutherford: corona, corteza o envoltura atómica. Pág 37-38.</p>
CMR61	<p>18- Según la citada teoría el átomo de hidrógeno está constituido por un núcleo que consta de un único protón y por una envolvente electrónica formada por un solo electrón que gira alrededor de dicho núcleo describiendo una circunferencia. Pág 50. Como son conocidos todos los valores del primer quebrado resulta que la energía del electrón es función de n al igual que el radio r, calculándose la energía de cada órbita estacionaria dando a n valores enteros. Pág 54.</p> <p>Según la teoría de Bohr los electrones atómicos no siguen las leyes de la electrodinámica y giran sin radiar mientras están ocupando ciertas órbitas privilegiadas llamadas órbitas estacionarias. Pág. 58</p>
EBJMCR63	<p>18-Las magnitudes encerradas entre corchetes son conocidas y constantes, por tanto, el valor del radio de la orbita sólo depende de n. Pág 45.</p>
OBJ63	<p>18- En el átomo de Rutherford son posibles órbitas de cualquier radio. Pág 9. En el átomo de hidrógeno sólo son posibles, según se deduce de</p>

	las ecuaciones (1) y (2), órbitas de radio: $r=n^2h^2/4\pi^2me^2$. Bohr. Pág 10.
SGJ64	18-Estos valores de r no se consideran actualmente como radios de órbitas sino como distancias medias del electrón al núcleo. Pág 45.
LBC64	18-Los radios de las órbitas permitidas son proporcionales a los cuadrados de los números enteros. Pág 80.
DL65	18-Aplicando al electrón las leyes de la mecánica clásica debería girar alrededor del núcleo describiendo una órbita circular. Pág 57.
DGAM69	18- $mv^2/r = e^2/r^2$ lo que permite calcular el radio de la órbita del electrón; $r=e^2/mv^2$. Habrá pues unas órbitas definidas. Pág. 14-15. Los electrones, en el interior de un átomo, recorren unas órbitas privilegiadas –llamadas estacionarias- en las cuales y mientras giran, no irradian energía. Pág. 15
DLA72	18- Bohr trató de explicar la estructura electrónica nuclear y la existencia en el átomo de valores discretos de energía aceptando que los electrones se encuentran girando alrededor del núcleo en unas orbitas de radio determinado. Pág. 5-6. Al mismo tiempo, pudo determinar Bohr el radio de la órbita, en la que, según su teoría, se mueve el electrón, mediante la expresión: $r=n^2h^2/4\pi^2me^2$ Pág. 7.
LCR73	18- La fuerza centrípeta que se precisa para un movimiento circular, es en el caso del Sistema Solar la de atracción gravitatoria existente entre el Sol y cada planeta, mientras que en el átomo, es la fuerza de atracción electrostática que se presenta entre partículas con carga de signo contrario, que es el caso del núcleo y el electrón. Sin embargo, entre ambos sistemas existen diferencias tan notables, que la comparación no resulta acertada. Pág. 33. . La teoría de Bohr establece órbitas circulares, de forma que si a cada una corresponde una energía determinada, será de esperar que en los espectros se identifiquen un número relativamente escaso de frecuencias, de acuerdo con lo que acaba de exponerse. Pág. 63.
ESA74	18-En el modelo atómico de Bohr, el electrón del átomo de hidrógeno describe una órbita alrededor del núcleo y se mueve a una velocidad vertiginosa. Pág. 45. En donde; $r=(n^2h^2)/4\pi^2e^2m_0$ Pág. 47.
MRJ77	18-Los electrones se mueven en órbitas alrededor del pequeño núcleo que los atrae, de tal forma que la fuerza de atracción quede exactamente compensada por la fuerza centrífuga. Pág. 79.

19 – Capa, piso, subcapa, subpiso, nivel de energía y subnivel de energía.

VE29	19-Calculase lo que se puede esperar en los átomos más pesados; algo indican las figuras 249 y 250 donde los números 1, 2, 3, 4... corresponden a los grupos K, L, M... antes citados (867) y los sub-índices representan los sub-grupos. Pág. 458-907.
CE 34	19- Cada capa consta de varios subgrupos, que no guardan relación sencilla con los niveles de energía de la misma, como puede verse en la

	siguiente tabla: Pág. 324.																								
	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Capas</th> <th>K</th> <th>L</th> <th>M</th> <th>N</th> <th>O</th> <th>P</th> <th>Q</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Número de subgrupos</td> <td>1</td> <td>2</td> <td>3</td> <td>4</td> <td>5</td> <td>6</td> <td>7</td> </tr> <tr> <td>Número de niveles de energía</td> <td>1</td> <td>3</td> <td>5</td> <td>7</td> <td>5</td> <td>3</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	Capas	K	L	M	N	O	P	Q	Número de subgrupos	1	2	3	4	5	6	7	Número de niveles de energía	1	3	5	7	5	3	
Capas	K	L	M	N	O	P	Q																		
Número de subgrupos	1	2	3	4	5	6	7																		
Número de niveles de energía	1	3	5	7	5	3																			
ILA34	19- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 27.																								
LTM35	19- Los electrones están dispuestos por pisos, que van formándose de dentro hacia la parte exterior del átomo, el piso mas interior como máximo dos electrones, los pisos contiguos a lo más 8, 8, 18 o 36 electrones. Págs. 1-2																								
PDJM35	19-Cada piso u órbita circular, se halla subdividida en sub-órbitas, las cuales alojan una parte del total de electrones que corresponden a la órbita circular. Se enumeran estas sub-órbitas con sub-índices 11 – 21 – 22- 31- 32- 33... Pág. 23 – Pág. 25.																								
GRA35	19- a medida que aumenta el número atómico de los elementos, aumenta el de los electrones que envuelven al núcleo, formando envoltentes en capas o pisos, pág. 165.																								
VE40	19- Según este principio cada serie de divide en n subgrupos (que responden a los n valores de l), designados por n ₀ , n ₁ , n ₂ ,... representando la n el número de la órbita (K=1, L=2, M=3...) El número máximo de electrones en cada subgrupo es de 2(2l+1)... Pág 867-471.																								
BVL40	19- Según la teoría de Lewis y Langmuir, a la cual los químicos tenemos que recurrir con frecuencia para explicar multitud de propiedades de los elementos, los electrones se distribuyen en capas o pisos sucesivos alrededor del núcleo, y esta distribución es tal que sólo a los elementos pertenecientes al grupo cero de la clasificación periódica (gases nobles), se les asignan órbitas completas y perfectamente estables. Pág. 17. K, l, M, N, O, P Pág. 18.																								
ILA41	19- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 28.																								
ES43	19-...envoltura de electrones, que giran alrededor de dicho núcleo en órbitas circulares o elípticas, y sobre sí mismos con movimientos de rotación, distribuidos en pisos y subpisos, según explicaremos más adelante. Pág 90.																								
JE44	19- Según la teoría de Bohr los electrones están distribuidos en capas de diferente nivel energético, generalmente designados por las letras K, L, M, N, O, P empezando por la más próxima al núcleo. Pág. 49.																								
GJ46	19- Como a las rayas espectrales emitidas por los electrones de un átomo resultan insuficientes, las órbitas primitivas para explicar la la multiplicidad de tales rayas, se han visto forzados los fisicoquímicos, a																								

	subdividir las a todas, prescindiendo de la órbita K, en un número mayor o menor de subórbitas o subpisos, que finalmente, han recibido el nombre genérico de niveles de energía. Pág. 40.
ILA54	19-Si se profundiza más en la exposición de la estructura electrónica del átomo, distínguese en cada piso dos o más subniveles de estabilidad y de energías diferentes. Pág 29.
GJ61	19- Las órbitas con excepción de la K se dividen en subórbitas o niveles. Pág 40.
CMR61	19- Según la teoría de Bohr los electrones atómicos no siguen las leyes de la electrodinámica y giran sin radiar mientras están ocupando ciertas órbitas privilegiadas llamadas órbitas estacionarias. Pág. 58. Todos los electrones de un átomo que tienen el mismo número cuántico principal n forman una capa electrónica y todos los que poseen el mismo número cuántico principal secundario l pertenecen al mismo nivel electrónico. Dos electrones pertenecientes a la misma capa y al mismo nivel electrónicos y que además tienen el mismo número cuántico magnético m ocupan el mismo orbital, diferenciándose por tener números cuánticos de giro s opuestos. Pág. 58.
EBJMCR63	19- Pero si en cada nivel hay varias órbitas, a cada una de ellas corresponde una energía y hemos de hablar de subniveles energéticos.
OBJ63	19- En el átomo de Rutherford son posibles órbitas de cualquier radio. Pág 9.
SGJ64	19- Número de electrones. En cada subnivel. 2, 2, 6, 2, 6, 10... Tabla 5.1 Pág 51.
LBC64	19- Para poder explicar esto había que suponer que cada nivel energético determinado por el número cuántico n , era en realidad una serie de subniveles muy próximos. Pág. 83.
DL65	19- Cada capa o nivel, tiene unos subniveles s, p, d, f . Pág 59.
DGAM69	19- la única explicación posible era admitir que los niveles energéticos de Bohr estaban formados por varios subniveles con energías ligeramente diferentes. Pág 19.
ULR70	19- Finalmente cuando se investiga el espectro de emisión de una muestra colocada en un campo magnético, algunos de los subniveles representados en b), se desdobra nuevamente en varios... Pág. 42.
DLA72	19- En la ecuación anterior E_2 y E_1 representan las energías de los niveles entre los que se produce la transición y ν la frecuencia de la radiación emitida. Pág. 6.
LCR73	19- Al introducir el número cuántico secundario, cada valor de éste establece un subnivel de energía, dentro de un determinado nivel, correspondiendo la mínima energía al menor valor de l , y creciente para los demás. Pág. 64.
ESA74	19- Por tanto, a cada nivel de energía correspondiente al número cuántico

	principal, existen otros valores de energía que corresponden a subórbitas diferentes. Pág. 51.
MRJ77	19-A cada valor del número cuántico principal, n: 1, 2, 3, 4... le corresponde lo que se suele llamar piso o capa de orbitales. A veces, estas capas se representan mediante las letras: K, L, M, N..., respectivamente. Pág. 88.

20. $2n^2$, 2,8,18,32.

LFA28	20- las órbitas se designan por las letras L, M, N, P, Q, comenzando por la más próxima al núcleo y el número de electrones correspondientes a cada una de ellas se sigue por medio de la Ley de Rydberg (1914), que exponemos a continuación Órbita L, 2 electrones 2×1^2 , Órbita M, 2 electrones 2×1^2 , Órbita N, 2 electrones 2×2^2 , Órbita O, 2 electrones 2×2^2 , Órbita P, 2 electrones 2×3^2 , Órbita Q, 2 electrones 2×3^2 Pág. 49
VE29	20- He (2), Ne (2,8), Ar (2,8,8), Kr (2,8,18,8), Xe (2,8,18,18,8). Pág. 448-449.
ILA34	20- En estos periodos el número de elementos los determina la fórmula $2n^2$ en los que n toma los valores 1, 2, 3, 4; así que dichos números son 2, 8, 18 y 32, respectivamente, conforme ya se ha expuesto. Pág.18
LTM35	20- , el piso mas interior como máximo dos electrones, los pisos contiguos a lo más 8, 8, 18 o 36 electrones. Pág. 1-2
PDJM35	20- La distribución obedece la Ley de Rydberg. Esta ley establece que, desde el centro hacia el exterior, el número de electrones de cada órbita crece como el duplo de los cuadrados de la serie natural de los números enteros y que cada órbita se repite en otra de igual número de electrones. Pág. 22-Pág. 23.
VE40	20-La K no puede contener más de 2 negatrones y es la más íntima. En pasando éstos de 2, se forma la órbita o capa L (hasta 8 negatrones), después la M (hasta 18), etc. Pág 492-901.
BVL40	20- Salto electrónico 2, 8, 18, 32 Pág. 17
ES43	20-Si se considera el Rn como el último gas noble, serían 2, 8, 18, 32, 18, 8. Pág 134.// De aquí se deduce que el número de electrones que pueden existir en cada subpiso, como ya hemos indicado, es $2(2l+1)$, y el número de los que puede existir en cada piso es $2n^2$ Pág 136.
JE44	20-Apoyandose en la teoría de Bohr es posible calcular las órbitas de los electrones y determinar el número de estos en cada capa. Por ejemplo los gases inertes He, ne, A, Kr, Xe, tienen número atómico de 2, 10, 18, 36, 54 y 86 respectivamente, que indican el número de electrones que poseen cada uno. Pág. 49. Cada capa cuántica es capaz de contener un cierto número máximo de electrones así: K,2; L,8; M,18; N,32; O,18; P,8; Q,2. Pág. 55.(2º edición, 1944)

GJ46	20- De lo anteriores deduce; 1º que el número máximo de electrones que pueden contener una órbita será $2n^2$ Pág. 45.
ILA54	20- ...y el número de electrones necesario para llenar un piso es $2n^2$, fórmula que representa el número de elementos de cada periodo. Pág. 29.
GJ61	20- Principio de exclusión de Pauli: Cada capa o nivel tiene un grado de saturación en el número de sus electrones. Pauli dedujo $2n^2$ Pág 41.
CMR61	20- El número máximo de electrones de cada capa está dado por la expresión $2n^2$ (2, 8, 18, 32, 50, etc). Pág 61.
EBJMCR63	20- Mediante el cálculo expuesto se demuestra que el número de electrones que cabe en cada nivel de energía responde a la fórmula $2x^2$, en la que x es el valor del número n. Pág 55.
OBJ63	20- Este principio nos permite calcular (Pauli) el número de electrones que tienen el mismo número cuántico principal, n. Dicho número es $2n^2$. Pág 13.
SGJ64	20- Número de electrones. Total en capas. 2, 8, 18, 32, 50. Tabla 5.1 Pág 51
LBC64	20- En el nivel K 2. En el L $2 + 6 = 8$, En el M $2 + 6 + 10 = 18$. En el N $2 + 6 + 10 + 14$. Pág 89.
DL65	20-El cuadrado del número cuántico fundamental, es igual al número de orbitales posibles en cada capa electrónica. $n = 2$ N° de orbitales = $2 \cdot 2 = 4$... Pág 59.
DGAM69	20- 2, 8, 18, 32, 50. Tabla 2-1 Pág 20-21.
ULR70	20-2, 8, 18, 32 según los números cuánticos. Pág. 44.
LCR73	20-2 electrones s, 6 electrones p, 10 electrones d... Pág. 67.
ESA74	20-Número máximo de electrones $2n^2$. Pág. 54.
MRJ77	20-Así puede saberse fácilmente el número total de orbitales que hay en cada piso, que, por otra parte como puede comprobarse es igual a n^2 . Pág. 88

21- K, L, M, N...

LFA28	21-; las órbitas se designan por las letras L, M, N, P, Q, comenzando por la más próxima al núcleo y el número de electrones correspondientes a cada una de ellas se sigue por medio de la Ley de Rydberg (1914), que exponemos a continuación Órbita L, 2 electrones $2x1^2$, Órbita M, 2 electrones $2x1^2$, Órbita N, 2 electrones $2x2^2$, Órbita O, 2 electrones $2x2^2$, Órbita P, 2 electrones $2x3^2$, Órbita Q, 2 electrones $2x3^2$ Pág. 49
VE29	21-857. Las series de rayos- Las rayas que forman los espectros X se agrupan en varias series, desiguales por las letras K, L, M, N etc., correspondientes a otras tantas órbitas: las principales, las que figuran más son la K, L, M Pág. 440-856.
GRA31	21-Cuando los rayos catódicos o rayos X actúan sobre diferentes

	elementos, estos emiten radiaciones que difieren por su dureza y se denominan serie K, L, O, M. Pág. 156.																								
CE 34	21- Pág. 324. <table border="1" style="margin-left: 20px;"> <tr> <td>Capas</td> <td>K</td> <td>L</td> <td>M</td> <td>N</td> <td>O</td> <td>P</td> <td>Q</td> </tr> <tr> <td>Número de subgrupos</td> <td>1</td> <td>2</td> <td>3</td> <td>4</td> <td>5</td> <td>6</td> <td>7</td> </tr> <tr> <td>Número de niveles de energía</td> <td>1</td> <td>3</td> <td>5</td> <td>7</td> <td>5</td> <td>3</td> <td></td> </tr> </table>	Capas	K	L	M	N	O	P	Q	Número de subgrupos	1	2	3	4	5	6	7	Número de niveles de energía	1	3	5	7	5	3	
Capas	K	L	M	N	O	P	Q																		
Número de subgrupos	1	2	3	4	5	6	7																		
Número de niveles de energía	1	3	5	7	5	3																			
ILA34	21- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 27.																								
GRA35	21- Como ya hemos dicho los electrones que forman la corteza del átomo en distinto número para distintos elementos, se distribuyen alrededor del núcleo en una o varias capas o pisos. Estas capas se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q... Pág. 166.																								
VE40	21- El átomo más complejo es el del U (n.a.=92) con sus 92 negatrones planetarios, distribuidos en sus correspondientes siete órbitas circulares (o elípticas, cuyos ejes giran alrededor del núcleo) K, L, M, N, O, P, Q, puestas en distintos planos, penetrando unas en el campo de otras, con velocidades varias, las de los más lejanos 1.000 Km/seg, las más próximas (k) hasta 150.000 Km /seg. Pág 496-908.																								
ILA41	21- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 28.																								
ES43	21-Por eso no se crea, que los electrones se encuentran en confuso desorden, echados al azar, sino que están distribuidos con orden admirable en los llamados pisos principales, designados por las letras K, L, M, N, O, P, Q, y éstos a su vez en varios subpisos, según las leyes de los diferentes cuántos como explicaremos más adelante. Págs. 123-124.																								
JE44	21- Según la teoría de Bohr los electrones están distribuidos en capas de diferente nivel energético, generalmente designados por las letras K, L, M, N, O, P empezando por la más próxima al núcleo. Pág. 49. Cada capa cuántica es capaz de contener un cierto número máximo de electrones así: K,2; L,8; M,18; N,32; O,18; P,8; Q,2. Pág. 55.(2º edición, 1944)																								
GJ46	21- ...con el aumento de éste van apareciendo otros grupos de rayas indicados por las letras M, N, O, P, Q respectivamente. Pág. 22. 22-A veces l también viene expresada l = s, p, d, f, g resultando s = 0, p = 1, d = 2, f = 3, g = 4. Pág. 43.																								
ILA54	21- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 28.																								
GJ61	21- Las órbitas con excepción de la K se dividen en subórbitas o niveles... las series de las rayas- todas las rayas que forman los espectros X de los elementos, se agrupan en distintas series. Designadas por las																								

	letras K, L, M etcétera, correspondientes, como luego se verá a otras órbitas, llamadas cuánticas, las principales, las que más figuran son: K, L, M, N. Las órbitas empezando por la más próxima al núcleo se designan sucesivamente con las letras K, L, M, N, O, P, Q... Pág 38.
CMR61	21-Ahora bien, como regla general las sucesivas capas electrónicas 1, 2 ... n capas (K, L, M...) se presentan de forma que el estado de energía más estable corresponde a la capa electrónica de número cuántico principal n más bajo, mientras que en cada capa electrónica los niveles de energía se establecen siguiendo de menor a mayor el orden de los valores 0, 1 ... (n-1) del número cuántico secundario l que los caracteriza. Pág 59.
EBJMCR63	21- El número cuántico principal se representa por las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág 55.
OBJ63	21- Las sucesivas órbitas que resultan dando a n los valores 1, 2, 3, 4,... se designan con las letras K, L, M, N, O, P... Pág 10.
SGJ64	21- La noción de piso electrónico, o capa, va asociada a n. Se dice que un electrón se encuentra en la capa K, L, M, N, O, P, cuando n = 1, 2, 3, 4, 5... Pág 50.
LBC64	21- Al nivel K n = 1; Serie de Lyman, ultravioleta. Al L n = 2; Serie de Balmer, en la región visible. Al M n = 3, Serie de Paschen, infrarrojo. Al N n = 4; Serie de Brackett, infrarrojo. Al O n = 5; Serie de Pfund, infrarrojo. Pág 81.
DL65	21- Los electrones que tienen el mismo valor de n constituyen un nivel energético definido por las letras K, L, M, N, O, P. Pág 59.
DGAM69	21-...que corresponden a las órbitas K, M, N y O, Pág 18.
MRJ77	21-A cada valor del número cuántico principal, n: 1, 2, 3, 4... le corresponde lo que se suele llamar piso o capa de orbitales. A veces, estas capas se representan mediante las letras: K, L, M, N..., respectivamente. Pág. 88.

22- s, p, d, f.

VE40	22- Los negatrones satélites forman grupos, que no pocas veces comprenden subgrupos; éstos se señalan frecuentemente por ciertas letras s, p, d, f, que son iniciales de respectivas palabras que se emplearon, en un principio para denotar las series espectrales (sharp, principal, diffuse, fundamental). Dichos subgrupos comprenden, como máximo, 2, 6, 10 y 14 negatrones orbitales. Pág 843-455.
ES43	22- Para abreviar, al piso más interno le llaman K, y tienen varios niveles de energía que corresponden a otros tantos subpiso: dos, tres, cuatro, cinco, etc. La notación de estos diferentes subpisos o niveles de energía es 1, 2, 3, 4, 5... o s, p, d, f, g... que ahora es la más corriente. Pág 128.
GJ46	22-A veces l también viene expresada l = s, p, d, f, g resultando s = 0, p = 1, d = 2, f = 3, g = 4. Pág. 43.

ILA54	22- A estos subpisos y a los electrones que por ellos corren se les designan con las letras s, p, d y f. Pág. 29.
GJ61	22- La primera órbita o capa es K que, como ya hemos dicho, no acepta más que dos electrones, contiene una sola orbital esférica, llamada 1s concéntrica al núcleo. Esta orbital es la nivel energético más bajo; presenta propiedades que no se hallan en las orbitales s de las capas superiores, como sucede con la del hidrógeno, Los 8 electrones posibles de la segunda capa L se reparten de dos en dos en cuatro orbitales: una orbital s, llamada 2s concéntrica con la orbital precedente, y tres orbitales p correspondientes a dos volúmenes esféricos asimétricos el uno del otro con respecto a un núcleo y separados por un plano nodal en el cual la probabilidad de la presencia del electrón es cero. Los dos espacios esféricos son asimétricos y no pueden ser ocupados simultáneamente. Pág 42-43.
CMR61	22- Al pasar ahora al cobre (Z=29), un electrón 4s2 desciende al último orbital 3d, teniéndose: Cu: 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s1 Pág 70.
EBJMCR63	22- 1s2 2s2 p3, en el átomo representado por esta estructura hay dos electrones en el subnivel s del primer nivel energético; en el segundo nivel existen dos electrones en el subnivel s y tres en el p. Pág 55.
OBJ63	22- Las órbitas que resultan dando a l los valores 0, 1, 2, 3, 4... se designan por las letras s, p, d, f, g... Pág 12.
SGJ64	22- Distribución de los electrones en los diversos niveles energéticos. Capa l (s) (p) (d) (f) Tabla 5.1 Pág 51.
LBC64	22- El número l se denomina número cuántico secundario y los subniveles se representan por las letras s, p, d, f... Pág 84.
DL65	22- Cada capa o nivel, tiene unos subniveles s, p, d, f. Pág 59.
DGAM69	22- Cada uno de ellos representa un subnivel energético, que viene representado por las letras s, p, d, f, g,... Pág 19.
ULR70	22-Observese que al lado de cada valor de l y entre paréntesis hay una letra. Así se suele hablar de subniveles s o electrones s (para l=0), p (para l=1), d (para l=2)... Pág. 43.
DLA72	22- Las cuatro primeras letras son abreviaturas de designaciones en lengua inglesa establecidas en la teoría atómica clásica (s=sharp, p=principal, d=difuse, f= fundamental)... Pág. 21.
LCR73	22-En cuanto a los subniveles caracterizados por los valores de l iguales a 0, 1, 2 y 3, se representan por las letras s, p, d y f, respectivamente. Pág. 66.
ESA74	22-Son las iniciales de las palabras Sharp, principal, difusse y fundamental, dadas para describir las líneas en los espectros atómicos. Pág. 51.
MRJ77	22- Los orbitales atómicos se designan con las letras s, p, d, f... Pág. 87.

23- Órbitas como niveles de energía.

CE 34	23- En la primera teoría de Bohr a cada órbita posible de un electrón corresponde una cantidad de energía determinada del átomo; a estas orbitas podemos llamarlas ahora niveles de energía. Pág. 283.
LTM35	23- Si dejara de equilibrarse la fuerza centrífuga y la de atracción nuclear, varía el radio de las órbitas de los electrones, pero no de cualquier manera, sino dependiendo del número de quanta que varían en el núcleo. Pág. 3 Los electrones rodean al núcleo a distancias determinadas y en el paso a describir una nueva órbita ha de corresponder a ésta un cuanto de acción múltiplo del suyo primitivo, no pudiendo ocupar nunca posiciones intermedias. Pág. 3.
GRA35	23- determinando las órbitas cuánticas que recorren los electrones en torno de los núcleos atómicos deduciendo que corresponde al estado más estable del átomo, la más pequeñas de las órbitas cuantistas y regulando las unidades de emisión, en función de la diferencia entre las energías correspondientes a las órbitas cuántistas por las que pasa el electrón. Pág. 168.
VE40	23- Por representar las órbitas cuánticas un estado del átomo de definida energía o sea un valor definido de energía del electrón, se suelen llamar también niveles de energía del átomo. Pág 858-467. En cada elemento todos los átomos tienen los mismos niveles de energía: de aquí resulta el espectro de emisión con sus grupos de rayas característicos. Pág 907-495.
BVL40	23- ...este salto con una variación de energía del electrón es igual a la diferencia constante entre los niveles energéticos de las dos órbitas. Pág. 17.
ES43	23-Para abreviar, al piso más interno le llaman K, y tienen varios niveles de energía que corresponden a otros tantos subpiso: dos, tres, cuatro, cinco, etc. La notación de estos diferentes subpisos o niveles de energía es 1, 2, 3, 4, 5... o s, p, d, f, g... que ahora es la más corriente. Pág 128.
JE44	23-Según la teoría de Bohr los electrones están distribuidos en capas de diferente nivel energético, generalmente designados por las letras K, L, M, N, O, P empezando por la más próxima al núcleo. Pág. 49.
GJ46	23- Según esto, los electrones de cierta categoría se distribuyen en un nivel, y otros de distinta categoría en otros. Pág. 40.
GJ61	23- Según Borh, un electrón no puede ocupar una órbita atómica cualquiera, sino aquella que le corresponde según su grado de energía... Pág 40.
CMR61	23- ...en cada capa electrónica los niveles de energía se establecen siguiendo de menor a mayor el orden de los valores 0, 1 ... (n-1) del número cuántico secundario l que los caracteriza. Pág 59.
EBJMCR63	23- En el átomo los electrones giran según órbitas determinadas con un cierto contenido de energía cada una y no es posible una órbita cualquiera

	designada arbitrariamente. La idea de Bohr es que hay un conjunto de orbitales cada uno con su energía. Pág 43.
OBJ63	23- Puesto que los átomos emiten únicamente radiaciones de determinadas frecuencias solo son posibles las órbitas que... En el siguiente cuadro se expresa la distribución de los electrones en los diferentes niveles cuánticos. Pág 14.
SGJ64	23- Cuando se suministra a un sistema atómico energía suficiente para hacer pasar electrones a niveles energéticos bastante separados de su nivel fundamental, podrán volver a éste a éste mediante una serie de saltos intermedios, emitiendo en cada uno de ellos radiaciones de longitud de onda diferente. Pág 48.
LBC64	23- Existen una serie de órbitas en las cuales al girar los electrones no irradian energía. En ellas la energía permanece constante y, por lo tanto, constituyen niveles de energía para los electrones o para los átomos. Pág 78.
DL65	23- Los electrones se encuentran dispuestos según unas capas o niveles de energía. Pág 59. Órbita = nivel de energía. Pág 46.
DGAM69	23- Series M, N, O, respectivamente que corresponden a las órbitas K, M, N y O, o más bien a niveles energéticos, ya que cada órbita representa la energía del electrón en ella. Pág 18. Ante el casi fracaso de la representación planetaria, será más conveniente hablar de niveles energéticos, sin preocuparnos de si los electrones describen realmente o no las órbitas de que hemos venido hablando.
ULR70	23-Desde luego los estados de energía se van ocupando de modo que cada electrón entra en el nivel de menor energía de todos los disponibles... Pág. 43-45.
DLA72	23- El concepto de que la emisión de energía y, por lo tanto, de radiación, se produce por transiciones electrónicas de unos niveles energéticos a otros, cumpliéndose que: $E_2 - E_1 = h \cdot \nu$. Pág. 6.
LCR73	23-En realidad hoy, más que de órbitas se habla de niveles de energía. Pág. 62.
ESA74	23-Para fijar la posición de los electrones en la zona cortical de los átomos, no hasta indicar la órbita o nivel de energía donde se encuentran. Pág. 51.
MRJ77	23-Estas órbitas estacionarias, llamadas después estados estacionarios del átomo o niveles de energía, están caracterizados por un número entero o número cuántico n , que puede tomar los valores 1,2,3,4,... hasta infinito. Pág. 80.

24- Órbitas estacionarias no emiten energía.

VE29	24-Ahora bien, según la teoría de Planck, las órbitas estacionarias (supuestas circulares) resultan tener por radios valores proporcionales a
------	---

	los cuadrados de los números enteros sucesivos y para tales órbitas corresponden otros tantos valores definidos de la energía total del electrón. Pág. 907-457.
CE 34	24-Segundo postulado de Bohr.- Cuando un electrón se mueve sobre una de las órbitas posibles, satisfaciendo la ecuación del primer postulado, no emite radiaciones, y por tanto no gasta energía. Pág. 270.
VE40	24- El momento angular de un electrón que gira en una órbita estacionaria (sin irradiar energía) Pág 858-467.
ILA41	24- En el estado normal del átomo, cada electrón circula por la más pequeña de sus órbitas disponible, y no recorre las restantes más que cuando el átomo ha absorbido energía, es decir, cuando se ha excitado previamente. Mientras un electrón circula por cualquiera de sus órbitas disponibles, su energía total permanece constante, o lo que es igual, dicho electrón no emite radiación alguna, en todo caso la energía del electrón en cada órbita tiene valores tanto más grandes cuanto mayor es el radio de ella. El átomo solo emite energía cuando alguno de sus electrones salta desde una de sus órbitas a otra más interna y, en último termino, a su órbita normal correspondiente.... Pág. 27.
ES43	24- Las órbitas cuánticas son estacionarias, porque mientras el electrón se halla en ellas no hay emisión de energía. Pág 128.
GJ46	24-El electrón que se mueve en una órbita que satisfaga estas condiciones, se halla, según Bohr en un estado estacionario, es decir no admite ni absorbe energía. Pág. 36.
ILA54	24- En el estado normal del átomo, cada electrón circula por la más pequeña de sus órbitas disponible, y no recorre las restantes más que cuando el átomo ha absorbido energía, es decir, cuando se ha excitado previamente. Mientras un electrón circula por cualquiera de sus órbitas disponibles, su energía total permanece constante, o lo que es igual, dicho electrón no emite radiación alguna, en todo caso la energía del electrón en cada órbita tiene valores tanto más grandes cuanto mayor es el radio de ella. El átomo solo emite energía cuando alguno de sus electrones salta desde una de sus órbitas a otra más interna y, en último termino, a su órbita normal correspondiente.... Pág.27.
CMR61	24-Según la teoría de Bohr el electrón escapa a las leyes de la electrodinámica y gira en determinadas órbitas sin radiar; es decir, que no todas las órbitas son posibles para el electrón. A las órbitas posibles se le llaman órbitas estacionarias. Pág. 38.
GJ61	24- Según Borh, un electrón no puede ocupar una órbita atómica cualquiera, sino aquella que le corresponde según su grado de energía y ésta será su órbita propia de forma que mientras la recorra no perderá ni ganará energía. Pág 40.
EBJMCR63	24- Cuarto postulado. Considerando los hechos hasta aquí expuestos, se

	debe admitir que la energía del átomo está cuantizada, es decir, en el átomo los electrones giran según órbitas determinadas con un cierto contenido de energía cada una y no es posible una órbita cualquiera designada arbitrariamente. La idea de Bohr es que hay un conjunto de orbitales cada uno con su energía. Pág 43
SGJ64	24- Como los espectros atómicos son el resultado del regreso de los electrones excitados de niveles superiores a su estado normal, se deberá suministrar un mínimo de energía para producir dicha excitación. Si la energía no es suficiente para desplazar un electrón de su nivel normal, no se emitirá ningún espectro y la energía suministrada podrá ser absorbida por el átomo, incrementando su energía cinética. Pág 48. Estas órbitas estables corresponden a un estado definido de energía, E, del átomo. El átomo normal tiene sus electrones girando en las órbitas de radio más pequeño posible, esto es, con la energía potencial mínima. Pág 44.
LBC64	24- Existen una serie de órbitas en las cuales al girar los electrones no irradian energía. En ellas la energía permanece constante y, por lo tanto, constituyen niveles de energía para los electrones o para los átomos. Pág 78.
DL65	24- Cuando un electrón gira en su órbita, no emite energía radiante. Pág 46. Bohr soluciono esta dificultad, aplicando las ideas de Planck y Einstein, determinando que el átomo de hidrógeno, sólo puede existir en determinados estados, llamados estados estacionarios. Pág 57.
DGAM69	24- Los electrones en el interior del átomo, recorren unas órbitas privilegiadas –llamadas estacionarias- en las cuales mientras giran no irradian energía. Pág 15.
ULR70	24-Podemos aceptar, en principio, que un átomo en su “estado fundamental “el de más baja energía posible se comporta como estable en el sentido de no emitir radiaciones. Pág. 40.
DLA72	24- Inmediatamente surge el problema de cómo están distribuidos los electrones alrededor del núcleo y porqué un átomo libre, no sometido a ninguna excitación externa, mantiene inalterablemente su estructura en el transcurso del tiempo, permaneciendo en un estado estable sin que emita energía (estado estacionario). Por lo tanto, es fundamental el conocimiento de los factores energéticos que entran en juego para que se conserve en el átomo su estructura electrónica nuclear y el conjunto de cargas eléctricas contrapuestas permanezca en un estado estacionario estable. Pág. 4.
LCR73	24-Cualquiera que sea la órbita descrita por el electrón, éste no emite energía radiante. Pág. 62.
ESA74	24-Niels Bohr (1885-1962) establece que en este mundo más que microscópico dejan de cumplirse, las leyes clásicas de la mecánica y por tanto que el electrón puede moverse libremente en su órbita, sin ganar, ni perder energía. Pág. 45.

MRJ77	24-Esta hipótesis la aplica Bohr para cuantizar la energía de las órbitas electrónicas y en su teoría, desarrollada para el caso particular del átomo de hidrógeno supone que sólo pueden existir ciertas órbitas estacionarias, en las que el electrón no radia energía (en contra de las teorías electromagnética). Pág. 80.
-------	--

25- $\Delta E = h\gamma$ pero no aporta la fórmula.

LTM35	25-Si dejan de equilibrarse la fuerza centrífuga y la de atracción nuclear, varia el radio de las órbitas de los electrones, pues no de cualquier manera, sino dependiendo del número de quanta que varían en el núcleo, los electrones rodean al núcleo a distancias determinadas y en el paso a describir una nueva órbita ha de corresponder a ésta un cuánto de acción múltiplo del suyo primitivo, no pudiendo ocupar nunca posiciones intermedias. Pág. 2-3.
PDJM35	25- La teoría de la quanta de Planck: el choque entre electrones obliga a que salten de unas órbitas a otras, desprendiendo rayos X. Estos saltos, mejor variaciones de energía, no son continuas, "sino a saltos" o cantidades discretas , "quanta de energía" (P. Saz). Pág. 23 – Pág. 25.
GRA35	25- ...al modelo atómico y como consecuencia a su modificación, tema que con mucho acierto, planteo y dio solución Bohr desde 1913 y Sommerfeld determinando las órbitas cuánticas que recorren los electrones en torno de los núcleos atómicos deduciendo que corresponde al estado más estable del átomo, la más pequeñas de los órbitas cuantistas y regulando las unidades de emisión, en función de la diferencia entre las energías correspondientes a las órbitas cuántistas por las que pasa el electrón. Pág. 168.
BVL40	25- Cada electrón se mueve en una órbita determinada, pero es susceptible de saltar de una a otra, correspondiéndose este salto con una variación de energía del electrón igual a la diferencia constante entre los niveles energéticos de dos órbitas. El paso del electrón de una órbita a otra más externa va acompañada va acompañada de la absorción de energía, y recíprocamente, hay desprendimiento de energía cuando el electrón salta de una órbita más interior. Y esta variación de energía se manifiesta exteriormente de diversos modos, siendo uno de los más característicos la emisión de luz de diferentes colores y característicos de cada elemento (análisis espectral) Pág. 17.
JE44	25- Al introducirse las ideas de Planck a la estructura del átomo, se supuso que los electrones giran en órbitas determinadas alrededor del núcleo, y que, la energía del átomo depende de las de sus electrones, o sea, de la posición de las órbitas recorridas por éstos. La absorción por el átomo de un cuanto de energía origina de un electrón un salto a una más distante del núcleo; al volver el electrón a su órbita normal emite cuantos de energía en forma de radiación monocromática de frecuencia determinada. Pág. 49. 26-Esta energía es igual a la diferencia $E_1 - E_0$ entre la energía inicial y la final del salto realizado y la energía de un fotón es igual a $h \cdot \gamma$. Pág. 54 (2º edición,

	1944)
GJ61	25-Sólo habrá variación en su energía, en el caso que el electrón cambie de órbita, si va de una más próxima al núcleo a otra más alejada cederá energía, al contrario, si va de una órbita más lejana a otra más próxima absorberá energía. Pág 40.

26- $\Delta E = h\gamma$. Aportando la fórmula.

VE29	26-907. Niels Bohr (1913) apoyado en la teoría de los quanta de Planck vino a establecer una hipótesis que le ha alcanzado gran renombre y ha sido de una aceptación bastante general. Se fundó en que la frecuencia ν de la oscilación que produce las líneas del espectro, viene dada por la diferencia de dos términos $1/n_2$ y $1/m_2$ (n y m números enteros) en la fórmula de Balmer (870). Y como según dijimos $\epsilon = h \cdot \nu$, pensó en expresar la energía del electrón bajo la forma de una diferencia $w-w'$ entre las energías de dos estados estacionarios, en que el electrón, pasando de la mayor a la menor, irradia la energía $\epsilon=w-w'$. Al irradiar energía, dice Bohr, es cuando el electrón emite una raya, por eso, mientras gira sin cambiar de órbita no hay emisión. Se ve, pues, que la $\nu = (w-w')/h$ resulta proporcional a la caída de energía que acompaña al tránsito, el salto del electrón de una a otra órbita más interior, más estable, más próxima al núcleo. Pág. 907-457
CE 34	26-Tercer postulado de Bohr.- Cuando un electrón pasa de una órbita posible n a otra n' , más próxima al núcleo del átomo, la energía perdida por el mismo se transforma en un quantum de energía radiante emitida por el átomo en aquel instante; $w_n, n' = w_n - w_{n'} = h \cdot \gamma_{n, n'}$ Pág. 272.
VE40	26-Y como acabamos de decir, $\epsilon=h\gamma$, de donde, pensó en expresar la energía ϵ del negatrón bajo al forma de una diferencia $\omega-\omega'$ entre las energías de dos estados estacionarios, en que el electrón pasando de la mayor a la menor, irradia la energía $\epsilon= \omega-\omega'$. Pág 494-907.
ILA41	26- La cantidad de energía que emite o absorbe el átomo en el salto de alguno de sus electrones, desde la órbita cuyo semieje mayor es m a la de semieje n , equivale a la diferencia de energía que posee el electrón en aquellas dos órbitas; y esta energía la absorbe o desprende en forma de un cuánto de energía, esto es, de una radiación de frecuencia γ ; el valor de la frecuencia se deduce de la expresión $E_m - E_n = h\gamma$, en que E_m y E_n representan la energía total del electrón en las órbitas cuyos semiejes mayores son m y n , respectivamente. Pág. 27.
ES43	26- Al volver un electrón de un nivel superior a otro inferior, y perder energía, produce otra energía equivalente, que es una radiación. Pág 124. Recíprocamente, cuando el electrón pasa de una órbita estacionaria a otra más interior, emite el sobrante de energía (E), en forma de radiación monocromática, cuya frecuencia (γ) está dado por la fórmula $E=h\gamma$. Pág

	128.
GJ46	26- $E_i - E_f = h\gamma$ es decir, energía inicial menos energía final, es igual al número de vibraciones por la constante de Planck. Pág. 36.
ILA54	26- La cantidad de energía que emite o absorbe el átomo en el salto de alguno de sus electrones, desde la órbita cuyo semieje mayor es m a la de semieje n , equivale a la diferencia de energía que posee el electrón en aquellas dos órbitas; y esta energía la absorbe o desprende en forma de un cuanto de energía, esto es, de una radiación de frecuencia γ ; el valor de la frecuencia se deduce de la expresión $E_m - E_n = h\gamma$, en que E_m y E_n representan la energía total del electrón en las órbitas cuyos semiejes mayores son m y n , respectivamente. Pág. 28.
CMR61	26- Según el postulado de la frecuencia determinada de Borh: al cambiar un electrón de una órbita p a otra q su diferencia de energía será la del fotón correspondiente; $E=h\gamma$, luego aplicado este valor en la ecuación anterior, se tiene: $h\gamma = 2\pi^2e^4m/h^2 (1/p^2 - 1/q^2)$ Pág 55.
EBJMCR63	26- La energía liberada por el salto del electrón es igual a la diferencia de energías existente entre los estados primitivo y activado. $E_2 - E_1 = h\gamma$ Pág 42.
OBJ63	26- Si excitamos un átomo comunicándole energía (por ejemplo, calentándolo), el electrón pasa a otra órbita de mayor radio. Cuando el átomo recupera su estado normal el electrón vuelve a su órbita anterior desprendiendo la energía absorbida en forma de radiación. Llamando E_1 a la energía del electrón cuando se encuentra en la órbita 1 y E_2 a su energía cuando se encuentra en la órbita 2. La energía de la radiación cuando un electrón cae de la órbita n a la n' es $E_n - E_{n'} = h\gamma$. Pág 9.
SGJ64	26- La cantidad de energía absorbida será igual a $E_n - E_1$, y de acuerdo con el postulado de Planck $E_n - E_1 = h\gamma = R_1(1/1^2 - 1/n^2)$ Pág 47.
LBC64	26- Cuando a un átomo se le suministra energía, se excita, sus electrones pueden pasar a órbitas más alejadas, de más energía y entonces al volver a su posición inicial o simplemente caer a otra órbita más cercana el exceso de energía es desprendido en forma de una radiación electromagnética. $h\gamma = E_{n_2} - E_{n_1}$. Pág 79.
DL65	26- Cuando el átomo es excitado, el electrón adsorbe energía y salta de su órbita a otra más superior. Pero esta es inestable, y tiende a volver a la órbita primitiva. $E_k - E_j = h\gamma$. Pág 47.
DGAM69	26- La emisión de energía por un átomo se produce exclusivamente cuando el electrón pasa de una órbita estacionaria de E_1 (radio mayor) a otra de energía E_2 más pequeña (radio menor). Esta emisión se produce en forma de fotones de frecuencia γ según la ecuación $E_1 - E_2 = \Delta E = h\gamma$. Pág 16.
DLA72	26-Si bien es verdad que en el momento actual no se puede seguir manteniendo la imagen física que plantea Bohr de un electrón girando en

	una órbita, resulta muy útil el concepto de que la emisión de energía y, por lo tanto, de radiación, se produce por transiciones electrónicas de unos niveles energéticos a otros, cumpliéndose que: $E_2 - E_1 = h \cdot \nu$. Pág. 6.
LCR73	26-La energía liberada al caer un electrón desde un nivel de mayor energía a otro de menor, se emite en forma de radiación cuya frecuencia viene dada por; $E_k - E_j = h\nu$. Pág. 62-63.
ESA74	26-la segunda hipótesis de Bohr describe las relaciones entre el átomo y la energía. Cuando el electrón pasa de una órbita de mayor energía a otra de menor energía (número cuántico principal más bajo) entonces la diferencia de energía es radiada bajo una frecuencia dada por $\Delta E = E_m - E_n = h \cdot \gamma$. Pág. 48.
MRJ77	26-Por tanto, cuando cambia su energía puede hacer gradualmente, sino discontinuamente, pasando de un nivel E' a otro E'' , emitiendo o absorbiendo luz de frecuencia ν dada por la ecuación $h\nu = E' - E''$. Pág. 81.
ULR70	26-Dentro del átomo, sin embargo, el electrón, parece estar sometido a ciertas restricciones en cuanto a los valores de energía que pueden tener, y la absorción de energía al ser excitado el átomo puede imaginarse como el paso del electrón de uno a otro de los estados de energía permitidos. A la inversa, la energía $E = h \cdot \nu$ de la radiación emitida al volver el electrón de un estado de energía superior a uno inferior... Pág. 41.

27- $mvr = h/(2\pi)$. No aporta la fórmula.

28- $mvr = h/(2\pi)$.

CE 34	28-Primer postulado de Bohr.- el movimiento de los electrones sólo puede realizarse en órbitas para las cuales el momento de la cantidad de movimiento del electrón es igual a un múltiplo entero de $h/2\pi$ en cuya expresión h es la constante de Planck. Tendremos, la expresión $mvn^2r = n \cdot h/2\pi$. Pág. 267.
VE40	28-El momento angular de un electrón que gira en una órbita estacionaria (sin irradiar energía), es el producto de la velocidad del electrón en su órbita por su masa y por el radio a de la órbita: $mom^o_{ang.} = mva$: y su producto por 2π es igual al cuanto elemental de acción h . Luego para las diferentes órbitas estacionarias $nh = 2\pi mva$: siendo n el número cuántico de la órbita. Con esto tendremos órbitas de 1 cuanto, 2 cuantos... del electrón. Pág 858-467.
ES43	28- El producto de la cantidad de movimiento del electrón, (mv), por la longitud de la órbita, ($2\pi r$), ha de ser igual a un múltiplo (n) del cuanto de Planck (h). Este postulado se funda en la teoría de los cuantos. $mv \times 2\pi r = n \cdot h$. Pág 127.
GJ46	28-Los electrones que rodean al núcleo atómico no se mueven arbitrariamente sobre todas las trayectorias posibles, sino están obligados a moverse sobre determinado número de ellas, es decir, sobre aquellas en las cuales el momento de la cantidad de movimiento es un múltiplo de $h/2\pi$. Si el momento de la cantidad de movimiento viene representado por

	mvr, sólo es posible el movimiento cuando $mvr=n h/2\pi$. Pág. 36.
CMR61	28- Cálculo de los radios de las órbitas estacionarias. El momento angular M está definido por el producto del momento de inercia mr^2 (la masa m es puntual) por la velocidad angular v/r , es decir. $M=mr^2 \cdot v/r =mrv$. Pág 51.
EBJMCR63	28- Sólo pueden existir ciertas órbitas, precisamente aquellas cuya acción física sea un múltiplo entero de h. Bohr se ve obligado a suponer que las órbitas son circulares. $2\pi r \cdot m \cdot v = nh$ Pág 44.
SGJ64	28-La mecánica ondulatoria demuestra que sólo son posibles aquellas órbitas en las cuales la onda asociada al electrón se cierre sobre sí misma. Esta condición la podemos expresar por $2\pi r = nh$ Pág 44. Sustituyendo en esta el valor de λ dado por la ecuación de De Broglie, tendremos $2\pi r=nh/mv$. Pág45.
LBC64	28- Sólo serán posibles las órbitas en las cuales el momento cinético del electrón sea un múltiplo exacto de $h/2 \cdot \pi$. Pág 78.
DL65	28-Un electrón no puede girar en cualquier órbita. Únicamente son posibles aquellas para las cuales el momento angular del electrón ($I\omega$) es un múltiplo entero de $h/2\pi$. Pág 46.
DGAM69	28-Esta acción varia por saltos discontinuos de valor nh , siendo necesariamente n un número entero. Su valor es el producto del impulso (cantidad de movimiento) que recibe el electrón por el espacio circular que recorre de radio r; $2\pi r \cdot mv=n \cdot h$. Pág 16.
DLA72	28-Al aceptar Bohr que el electrón gira alrededor del núcleo, le lleva a postular que se origina un momento angular orbital, el cual, sólo puede adquirir unos valores discretos, puesto que viene dado por la expresión: $m \cdot v \cdot r. = n h/2\pi$
LCR73	28-Sólo son posibles aquellas órbitas para las cuales el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$. El segundo postulado puede expresarse matemáticamente así: $mvr=h/2\pi$. Pág. 62.
ESA74	28-El producto de la cantidad de movimiento (mv) por el camino recorrido ($2\pi r$) es igual a un múltiplo entero de la constante de acción de Planck. Luego, $mvr=nh/2\pi$. Pág. 47.
MRJ77	28-En realidad Bohr postuló explícitamente que, en las órbitas circulares del átomo de hidrógeno, el impulso cinético del electrón, m v, multiplicando por la longitud de la órbita, $2\pi r$, sólo podía valer un número entero de veces la constante de Planck, esto es, que: $mv \cdot 2\pi r=nh$. Pág. 80.

29- Sommerfeld.

VE29	29-908. Sommerfeld da a las órbitas forma elíptica en uno de cuyos focos está el núcleo. Explica hasta en sus menores detalles la estructura de los espectros que las fundándose en la variabilidad de la masa del electrón, según su mayor o menor velocidad (teoría relativista) ya que las velocidades de los electrones satélites son comparables con la de la luz.
------	---

	Las elipses que recorren tienen un movimiento de Perihelio; a cada número n de quanta corresponden varias elipses que no poseen la misma energía, por tanto difieren los mecanismos que producen una raya de Balmer. Pág. 908-459.
CE 34	29- La teoría de Bohr fue completada por Sommerfeld ampliándolo y formando un conjunto indivisible con la teoría del origen de los espectros. Pág. 265.
ILA34	29- Borh y Sommerfeld... Pág. 26.
GRA35	29- y dio solución Bohr desde 1913 y Sommerfeld determinando las órbitas cuánticas que recorren los electrones... pág. 168.
VE40	29-Sommerfeld da a las órbitas forma elíptica, en uno de cuyos focos está el núcleo. Explica hasta en sus menores detalles la estructura de los espectros, fundándose en la variabilidad de la masa del electrón, según su mayor o menor velocidad (teoría relativista), ya que las velocidades de los electrones satélites son comparables con la de la luz: las elipses que recorren tiene un movimiento de perihelio: a cada número n de cuantos corresponden varias elipses, que no poseen la misma energía: por tanto las frecuencias difieren el algo y por lo mismo cada una de dichas rayas resultará compleja, como la experiencia confirma. Pág 908-497.
ILA41	29- Borh y Sommerfeld... Pág. 27.
ES43	29-Sino que han obligado a Sommerfeld y a otros físicos a admitir otros cuántos, que suponen órbitas elípticas. Hasta cuatro cuántos son necesarios, para determinar la posición de los electrones en el átomo, según la regla de Pauli como diremos después. Pág 131.
JE44	29- Pero los progresos de la espectrografía, y la mayor complejidad de las rayas espectrales en los elementos con más de un electrón planetario, han obligado a establecer una segunda y tercera condición cuántica (Sommerfeld) que deben satisfacer las órbitas electrónicas posibles. Pág. 54. (2° edición, 1944)
GJ46	29- Actualmente el modelo atómico mas admitido fundamentalmente es el de Rutherford-Bohr, al cual se han ido agregando elementos de Sommerfeld, Uhlenbeck y Goudsmit y otros. Pág 27.
ILA54	29- Borh y Sommerfeld... Pág.27
CMR61	29- Teoría de Bohr Sommerfeld, Ante las dificultades que presenta la teoría de Bohr para explicar la llamada estructura fina de las líneas espectrales, esta teoría, establecida para trayectorias electrónicas circulares, ha sido ampliada a trayectorias electrónicas elípticas pro el mismo Bohr y por Sommerfeld. Pág. 38.
EBJMCR63	29- Sommerfeld siguió... Pág 46.
OBJ63	29-Átomo de Sommerfeld. Pág 12.
LBC64	29- Sommerfeld consiguió explicar la existencia de estos subniveles y con ello la estructura fina de los espectros de los átomos de hidrógeno y de

	helio ionizado, si bien sólo en parte, postulando la existencia de órbitas elípticas junto a las circulares. Pág 83.
DL65	29- Sommerfeld, modifíco estos postulados... Pág 47.
DGAM69	29- Si los electrones obedecen la ley culombiana, al girar en torno al núcleo, deberían describir órbitas elípticas, lo cual está de acuerdo con los datos experimentales...El alemán Sommerfeld busca el motivo de esta multiplicidad de rayas y considera, para definir la órbita elíptica, además del número cuántico principal de Bohr, que hace coincidir con el semieje mayor, otro número cuántico, el secundario o acimutal, correspondiente al semieje menor...Pág 19.
DLA72	29-Los refinamientos de la teoría de Bohr realizados por Sommerfeld llevan a introducir un segundo número cuántico, denominado secundario o acimutal... Pág. 6.
LCR73	29-... pueden presentarse diferentes estados energéticos, lo cual indujo a Sommerfeld a considerar que las órbitas descritas por los electrones no son en general circulares, sino elípticas. Pág. 64.
ESA74	29-El físico Alemán Sommerfeld amplió la hipótesis de Bohr al sugerir que los electrones, además de orbitas circulares, podrían describir elipses. Pág. 52.
MRJ77	29-para salvar estas dificultades, en 1916, el físico alemán Arnold Sommerfeld, desarrolló dos perfeccionamientos a la teoría de Bohr, siendo el más importante el de admitir la posibilidad de órbitas. Según Sommerfeld, en el estado fundamental esto es, para $n=1$, sólo había una órbita circular. En los estados excitados había órbitas circulares y elípticas... Pág. 82.

30- Órbitas elípticas.

LFA28	30- Valencias positivas y negativas. Los electrones se mueven en órbitas sensiblemente concéntricas, más bien elípticas cuyo foco es el núcleo, análogas a las órbitas de los planetas manteniéndose alejados del núcleo no obstante sus cargas eléctricas contrarias por la acción de la fuerza centrífuga y otras causas más o menos discutidas; las órbitas se designan por las letras L, M, N, P, Q Pág. 48
VE29	30-901. E. Rutherford se imaginaba el átomo como un sistema dinámico (la primera idea de esta representación fue de Perrin en 1901, pero se desechó entonces, porque llevaba necesariamente a un átomo inestable; inestabilidad que hay que juzgar esencial en cierto sentido), formado un sistema solar con órbitas elípticas. Pág. 898-455 y 456-902.
CE 34	30-Bohr supone que los electrones describen alrededor del átomo órbitas circulares, y como su movimiento se efectúa según la ley de Coulomb, análoga a la ley de gravitación universal, debe creerse que en realidad esas órbitas son elipses. Pág. 267. Condujo a Sommerfeld a suponer que

	las orbitas posibles de los electrones son mucho más numerosas de lo que indica la teoría de Bohr, y que se mueven en orbitas elípticas en las cuales el núcleo ocupa uno de los focos. Pág. 283.
ILA34	30- ...alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas Pág. 26.
PDJM35	30-Los electrones, según Bohr, han de estar en movimiento, describiendo órbitas en forma de elipses, cuyo foco es el núcleo atómico. No se entienda que todos los electrones de una misma órbita se muevan sobre una misma elipse, ni que las elipses descritas por los electrones cohabitantes en un mismo piso (órbita circular) sean iguales. Págs. 23-25.
VE40	30- En aquella época (1930), y también hoy, se supone que alrededor, a modo de sistema planetario, se mueven en círculos o elipses o esferas concéntricas, otros electrones negativos o negatrones (satélites) con determinada velocidad y a determinada distancia. Pág 454-839.
BVL40	30- Bohr, en 1913, formuló su esquema atómico en el que los electrones describen órbitas circulares o elípticas en torno al núcleo... Pág.17.
ES43	30- Sino que han obligado a Sommerfeld y a otros físicos a admitir otros cuántos, que suponen órbitas elípticas. Pág 131.
GJ46	30- De aquí que ya el mismo Bohr y sobre todo Sommerfeld, hayan introducido en el átomo órbitas elípticas, que se multiplican hasta destinar una para cada electrón. Kossel, Lewis y Langmuir suponen que tales elipses no son planas, sino también espaciales. Todas ellas se disponen en grupos llamadas capas electrónicas, cada una de las cuales contiene cierto número de órbitas, o mejor, de niveles. Pág. 42.
ILA54	30- ...alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas. Pág. 26.
CMR61	30- ...ha sido ampliada a trayectorias electrónicas elípticas por el mismo Bohr y por Sommerfeld. Pág. 38.
EBJMCR63	30- Sommerfeld siguió la línea marcada por Bohr, pero reformó la teoría de Planck, haciéndola apta para sistemas de más de una variable y la aplicó al caso de la elipse. Pág 46.
OBJ63	30- Para interpretar los espectros emitidos por los diversos elementos. Sommerfeld supuso que además de orbitas circulares existen órbitas elípticas. El núcleo ocupa uno de los focos de la elipse. Pág 12.
LBC64	30- Sommerfeld consiguió explicar la existencia de estos subniveles y con ello la estructura fina de los espectros de los átomos de hidrógeno y de helio ionizado, si bien sólo en parte, postulando la existencia de órbitas elípticas junto a las circulares. Pág 83.
DL65	30- Sommerfeld, modifico estos postulados, estableciendo que las órbitas no son circulares sino elípticas. Pág 47.
DGAM69	30- Alrededor de él, y girando en órbitas elípticas o circulares, se encuentran los electrones. Pág 19.

LCR73	30- Puesto que puede haber elipses de distinta excentricidad, no basta ya con el número cuántico n para definir una órbita, razón por la que Sommerfeld introduce un segundo número cuántico n para la caracterización del estado energético del electrón en el átomo. Pág. 64.
ESA74	30- El físico Alemán Sommerfeld amplió la hipótesis de Bohr al sugerir que los electrones, además de orbitas circulares, podrían describir elipses. Pág. 52
MRJ77	30- En los estados excitados había órbitas circulares y elípticas... Pág. 82.

31- Números cuánticos.

CE 34	31-Sabemos según Sommerfeld, que cada órbita de electrones está caracterizada por dos números cuánticos, uno principal o radial n_r y otro secundario o acimutal n_ψ que pueden adoptar los valores 1,2,3,4 y por lo tanto, mientras que todas las órbitas de los electrones de una capa determinada tienen el mismo número cuántico radial n_r , cada una de dichas orbitas queda dividida en subgrupos compuestos de electrones que tienen el mismo número acimutal n_ψ y satisfacer condiciones cuánticas semejantes, llegando a formar hasta ocho órbitas diferentes en un mismo subgrupo... Pág. 327.
VE40	31-n, l, m, s. Pág 858-467.
ES43	31-n, l, m, s. Pág 135
JE44	31- Pero los progresos de la espectrografía, y la mayor complejidad de las rayas espectrales en los elementos con más de un electrón planetario, han obligado a establecer una segunda y tercera condición cuántica (Sommerfeld) que deben satisfacer las órbitas electrónicas posibles. Pág. 54. (2° edición, 1944)
GJ46	31- Así cada electrón queda determinado por sus cuatro números cuánticos, representados por las letras n, l, m, s, \dots Pág. 43.
ILA54	31-n, l, m, s. Pág. 28.
CMR61	31-n, l, m, s. Pág. 38.
EBJMCR63	31-n, l, m, s. Pág 53.
OBJ63	31-n, l, m, s. Pág 12-13.
SGJ64	31-n, l, m, s. Pág 49-50
LBC64	31-n, l, m, s. Pág 85.
DL65	31-La posición y energía de un electron, nos viene determinada, por cuatro variables, que son los cuatro números cuánticos. n, l, m, s . Pág 57.
DGAM69	31-n, l, m, s. Tabla 2-1 Pág 20
ULR70	31-n, l, m, s. Pág. 41.
DLA72	31- Los refinamientos de la teoría de Bohr realizados por Sommerfeld llevan a introducir un segundo número cuántico, denominado secundario a acimutal... Pág. 6.

LCR73	31- Principio de exclusión de Pauli según el cual, es imposible que en un átomo haya dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Pág. 66.
ESA74	31-El principio de Exclusión de Pauli, fue establecido explícitamente por Pauli en 1925. Se enuncia del modo siguiente: No es posible que dos electrones pertenecientes a un mismo átomo posean los cuatro números cuánticos iguales, pues deben diferenciarse, por lo menos, en uno de ellos; por ejemplo, tener los espines opuestos. Pág. 57.
MRJ77	31- Para enunciar el principio de exclusión de Pauli hace falta tener en cuenta una nueva propiedad de los electrones que se llama spin. Pág. 90-91. ...podemos también enunciar el principio de Pauli en la conocida forma: En el átomo no puede haber dos electrones que tengan iguales sus cuatro números cuánticos. Pág. 91.

32- Principio de exclusión de Pauli.

VE40	32-Para entender esto mejor sirve tener en cuenta el “principio de exclusión” de Pauli, enunciado en 1925.; según él todo átomo dos electrones orbitales no pueden coexistir sin que difieran al menos en un valor de alguno de los cuatro números cuánticos n , l , m , s . Según este principio cada serie se divide en n subgrupos (que responden a los n valores de l), designados por n_0, n_1, n_2, \dots representando la n el número de la órbita ($K=1, L=2, M=3, \dots$) El número máximo de electrones en cada subgrupo es de $2(2l+1)$... Pág 867-471.
ES43	32- Hasta cuatro cuántos son necesarios, para determinar la posición de los electrones en el átomo, según la regla de Pauli como diremos después. Pág 131.. En el mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan el mismo sistema de valores para los cuatro números cuánticos, n , l , m , s . Pág 135.
JE44	32- La limitación del número de electrones permitidos en una órbita, se conoce como principio de exclusión de Pauli. Pág. 55 (2ª edición, 1944)
GJ46	32-Regla de Pauli, En un átomo no pueden coexistir dos electrones sin que tengan valores diferentes por lo menos para uno de sus números cuánticos. Pág. 44.
ILA54	32- Es principio fundamental, formulado por Pauli, que "En un átomo no hay nunca dos electrones cuyos cuatro números cuánticos sean iguales" (principio de exclusión de Pauli) Pág. 28.
GJ61	32- Los distintos electrones del átomo se reparten, pues, por las diferentes orbitales, cada una de las cuales, puede contener uno o un máximo de 2 electrones de espín antiparalelo. Pág 42.
CMR61	32- Principio de exclusión de Pauli.- Según este principio en el mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan iguales sus cuatro números cuánticos. Pág. 39.
EBJMCR63	32- Principio de exclusión de Pauli y equivale a afirmar que, dentro de un átomo, cada electrón difiere de todos los demás en su contenido de energía. Experimentalmente se demuestra que dos electrones de un mismo átomo no pueden tener iguales los cuatro números cuánticos. Pág 53.

SGJ64	32- Los cuatro números cuánticos anteriores son necesarios para describir el estado de un electrón ligado a un núcleo,... en 1925, Pauli enunció su famoso principio de exclusión, según el cual en un mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan sus cuatro números cuánticos iguales. Pág 51.
LBC64	32- Cada orbital puede tener como máximo dos electrones (Pauli). Pág 88. Se denomina también principio de la exclusión y viene a indicar como es imposible encontrar dos electrones atómicos en el mismo estado cuántico. Pág 89.
DL65	32-No puede explicarse teóricamente pero queda confirmado por la experiencia. Principio de exclusión de Pauli: En un átomo cualquiera, no pueden existir dos electrones en el mismo estado cuántico, es decir, el grupo de valores asignados a los cuatro números cuánticos deben ser diferentes para los distintos electrones del átomo. Pág 62.
DGAM69	32- El físico Wolfgang Pauli, con su principio de exclusión, puso la última pieza al ya casi primitivo átomo de Bohr: "Dos electrones de un átomo no pueden encontrarse sobre la misma órbita, jamás pueden encontrarse en el mismo estado cuántico; entre dos electrones diferentes tiene que haber al menos un número cuántico distinto." Pág 26.
ULR70	32- El principio de exclusión de Pauli establece que en un átomo no puede haber dos estados estacionarios de energía exactamente igual, lo que significa que no puede haber dos estados de energía definidos por valores iguales de los cuatro números cuánticos. Pág. 42.
LCR73	32- Principio de exclusión de Pauli según el cual, es imposible que en un átomo haya dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Pág. 66.
ESA74	32-El principio de Exclusión de Pauli, fue establecido explícitamente por Pauli en 1925. Se enuncia del modo siguiente: No es posible que dos electrones pertenecientes a un mismo átomo posean los cuatro números cuánticos iguales, pues deben diferenciarse, por lo menos, en uno de ellos; por ejemplo, tener los espines opuestos. Pág. 57.
MRJ77	32- Para enunciar el principio de exclusión de Pauli hace falta tener en cuenta una nueva propiedad de los electrones que se llama spin. Pág. 90-91. ...podemos también enunciar el principio de Pauli en la conocida forma: En el átomo no puede haber dos electrones que tengan iguales sus cuatro números cuánticos. Pág. 91.

33- Planck. No aporta la fórmula.

PDJM35	33- Estos saltos, mejor variaciones de energía, no son continuas, "sino a saltos" o cantidades discretas , "quanta de energía" (P. Saz) Pág. 23-25.
CMR61	33- ...apoyándose para ello en la discontinuidad de los espectros ópticos de los elementos químicos y en la teoría cuántica de Planck. Pág. 38.

34- Planck. Aporta la fórmula. $E = h\nu$.

LFA28	34- teoría de los cuantos. En la transmisión de la energía por medio de radiaciones se ha observado que la cantidad de aquella radiada o absorbida no es susceptible de una variación continua, sino que sólo
-------	---

	<p>existen diferencias finitas, las cuales se denominan cuantos o quanta, que son siempre un múltiplo entero de un cuanto o quantum fundamental directamente proporcional a la frecuencia de las ondas electromagnéticas que determinan la transmisión y cuya expresión es $E=h \cdot \nu$ Pág. 80</p> <p>El desarrollo de esta teoría, concebida de un modo abstracto por Planck y adecuada y generalizada por Einstein, nos llevaría demasiado lejos y nos separaría del objetivo principal que perseguimos. Pág. 80.</p>
VE29	<p>34- La energía ϵ del electrón es proporcional a ν así $\epsilon=h \cdot \nu$ (h es la constante universal de Planck o sea $6,554 \cdot 10^{-27}$ (Planck-Einstein) Pág. 426-823 860. También hay otra relación interesante $h \cdot \nu = E\epsilon$. Que nos enlaza la energía E_e de un electrón (de carga e sometido a la tensión E que existe en el interior del tubo Röntgen) transformada totalmente en vibratoria y la máxima frecuencia ν resultante de su choque con tra el anticátodo. Pág. 858-441.</p>
GRA31	<p>34-En la teoría de los cuantos interviene una constante universal h denominada por Planck cuanto de acción (energía x tiempo) cuyo valor es $h=6,56 \cdot 10^{-27}$ erg·sg y la teoría supone que la acción de un proceso natural de naturaleza mecánica electromagnética o química no puede tener un valor arbitrario sino que ha de ser un múltiplo entero del cuanto de acción h. la acción más pequeña que puede observarse coincide con este cuanto elemental. La fórmula fundamental que relaciona el cuanto de acción h con los cuantos de energía ϵ, es $\epsilon=h \cdot \nu$. Pág. 128. El desarrollo de esta teoría, concebida de un modo abstracto por Planck y aclarada y generalizada por Einstein nos llevaría demasiado lejos y nos separaría del objeto primordial que perseguimos. Pág. 50.</p>
CE 34	<p>34-Para demostrar la fórmula anterior debemos recurrir a la teoría de la quanta, cuyos fundamentos hemos expuesto en el capítulo IV expresada por la relación $\epsilon=h \cdot \gamma$. Pág. 267.</p>
ILA34	<p>34-Teoría de los quanta. En la transmisión de la energía por medio de radiaciones se ha observado que la cantidad de aquella radiada u observada no es susceptible de una variación continua, sino que sólo existen diferencias finitas, las cuales se denominan cuantos o quanta, que son siempre un múltiplo entero de un quanta o quantum fundamental directamente proporcional a la frecuencia de las ondas electromagnéticas que determinan la transición y cuya expresión es $E=h \cdot \nu$. Pág. 50.</p>
LTM35	<p>34-Las variaciones de la energía no tienen lugar de un modo continuo sino discontinuamente por quanta. Este, hecho, experimentalmente comprobado, no tiene explicación en la electrodinámica de Maxwell. A sustituirle viene la teoría de los quanta (Planck, Einstein). Pág. 4</p> <p>...y la menor cantidad de energía de esta radiación, su fotón $e=h\nu$. Pág.4.</p>
GRA35	<p>34,- En la teoría de los cuantos, interviene una constante universal h denominada por Planck, cuanto de Acción (energía x tiempo), cuyo valor</p>

	<p>es $h=6,56 \cdot 10^{-27}$ erg·sg. Y la teoría supone que la acción de un proceso natural de naturaleza mecánica, electromagnética o química, no puede tener un valor arbitrario, sino ha de ser un múltiplo entero del cuanto de acción h. La acción más pequeña que puede observarse, coincide con este cuanto elemental.</p> <p>La fórmula fundamental que relaciona el cuanto de acción h con los cuantos de energía ϵ es; $\epsilon=h \cdot \nu$ Pág. 133.</p>
VE40	<p>34- La teoría cuántica de Planck, la cual aunque fue inventada para explicar la repartición de la energía entre las diversas λ en las radiaciones caloríficas, se aplicó después a las restantes radiaciones. Esta teoría tiene por base este principio, a saber, que la divisibilidad de la energía tiene un límite tanto en la emisión como en la absorción; y su expresión es $\epsilon = h \nu$ // La intensidad de su campo eléctrico es constante: es la mínima que se conoce y se a tomado como unidad de carga eléctrica, cuanto, carga eléctrica elemental o grano de electricidad... Todo foco luminoso emite, pues, discontinuamente, unos como haces de energía, que son múltiplos de $h \nu$: se les compara a los disparos de una ametralladora. Pág 494-907.</p>
ILA41	<p>34- Con arreglo a la teoría de los cuantos, los átomos emiten y absorben la energía en forma discreta, que reciben el nombre de cuantos de energía: un cuento de energía esta definido por el producto $E = h \gamma$, en el cual γ indica la frecuencia de la radiación y h representa una constante universal, que se llama constante de Plank o cuanto de acción; su valor es $h = 6,626 \cdot 10^{-27}$ erg·seg. Los cuantos de energética tienen, pues, valores energéticos muy diferentes, que dependen de la frecuencia de la onda electromagnética, pero son siempre múltiplos del cuanto de acción. Pág. 27. Borh y Sommerfeld orillaron estas dificultades aplicando al modelo atómico de Rutherford la teoría de los cuántos de Planck. Pág. 27.</p>
ES43	<p>34- M. Planck, en contraposición con lo anteriormente admitido, propuso el nuevo postulado de que la energía no variaba de una manera continua, sino por saltos, o cuantos discretos; y por esto se llamó la teoría de Iso cuantos, y también teoría de Planck, la cual ha invadido actualmente todas las ramas de la física. El postulado fundamental de esta teoría se puede enunciar “ la energía de todo sistema elemental, que ejecuta un movimiento periódico de frecuencia γ, no puede variar más que por múltiplos enteros de $h \gamma$, siendo h una constante universal, llamada constante de Planck, o cuanto elemental, o cuanto de acción” ... Por lo tanto, toda la energía E estará representada por $E=n h \gamma$ siendo n un número entero. Cuando le damos el valor 1, resulta $E = h \gamma =$ un fotón. Pág 122-123.</p>
JE44	<p>34-Planck, al querer explicar otros fenómenos de radiación, supuso que la energía luminosa no era emitida o absorbida continuamente, sino en</p>

	cantidades discretas que denomino cuantos. Pág. 49. 34- Esta energía es igual a la diferencia E_1-E_0 entre la energía inicial y la final del salto realizado y la energía de un fotón es igual a $h\cdot\gamma$. Pág. 54 (2º edición, 1944)
ILA54	34- Con arreglo a la teoría de los cuantos, los átomos emiten y absorben la energía en forma discreta, que reciben el nombre de cuantos de energía: un cuanto de energía está definido por el producto $E = h \gamma$, en el cual γ indica la frecuencia de la radiación y h representa una constante universal, que se llama constante de Plank o cuanto de acción; su valor es $h = 6,626\cdot 10^{-27}$ erg·seg. Los cuantos de energética tienen, pues, valores energéticos muy diferentes, que dependen de la frecuencia de la onda electromagnética, pero son siempre múltiplos del cuanto de acción. Pág.27 Borh y Sommerfeld orillaron estas dificultades aplicando al modelo atómico de Rutherford la teoría de los cuántos de Planck. Pág.27.
EBJMCR63	34-Anteriormente a los estudios realizados por Planck, se admitía que una sustancia al emitir energía lo hace continuamente y sin interrupción, y que de la misma forma se realiza la absorción de energía por los cuerpos. Los átomos adquieren la energía en cantidades fijas, no admitiendo cualquier valor. En 1900, Planck estableció la trascendental conclusión de que la energía no puede ser emitida ni absorbida de una forma continua, sino en pequeñas y definidas cantidades, múltiplos de una unidad fundamental que llamo cuanto y que corresponde a la menor cantidad posible de energía: $E = h\gamma$. Esta teoría recibió el nombre de Teoría de los cuantos, h es el cuanto elemental de Planck. Pág 39-40.
OBJ63	34- El producto de la cantidad de movimiento del electrón por la longitud de la circunferencia es un múltiplo del cuanto de acción de Plank. Pág 10. Llamando E_1 a la energía del electrón cuando se encuentra en la órbita 1 y E_2 a su energía cuando se encuentra en la órbita 2 y γ a la frecuencia de la radiación emitida se verifica; $E_2-E_1 = h\cdot\gamma$. Pág. 11
SGJ64	34- Estos osciladores son capaces de absorber o emitir energía únicamente por múltiplos enteros del llamado cuanto elemental de energía, con lo cual resulta que la energía, al igual que la materia es discontinua. Según Plank, la cantidad mínima, o cuanto, que puede ser absorbida o emitida, es directamente proporcional a la frecuencia de la oscilación. $E = h\gamma$. Pág 42.
LBC64	34- Plank supuso igualmente la existencia de osciladores eléctricos rectilíneos en número infinito, cada uno con una sola carga y un período propio; pero en lugar de admitir la continuidad en la absorción o emisión de energía radiante por los mismos supuso que su energía sólo podía tener en ellos valores iguales a un número entero de cuantos, iguales a su

	vez al producto de una constante universal h (de dimensiones de una acción, energía x tiempo) por la frecuencia del movimiento oscilatorio. E , energía del oscilador igual a la que absorbe o emite. $E = n \cdot h \nu$. Planck, en realidad no se atrevió más que a indicar que la absorción de la luz, y de las radiaciones en general por la materia, tenía lugar de un modo discontinuo. Pág 77.
DL65	34- Cualquier cantidad de energía que puede emitir un oscilador es un múltiplo entero del cuanto elemental de energía. $\epsilon = h\nu$. Esto equivale a afirmar la discontinuidad de la materia. Pág. 46.
DGAM69	34- Bohr hizo que el electrón obedeciese a la mecánica cuántica de Planck que tan bien resultado había dado para resolver el enigma del cuerpo negro. Esta es la emisión de energía, que Planck había cuantificado para el cuerpo negro, de tal forma que aquella no es continua, sino está formada, como la materia, por átomos llamados “cuantos”, que tienen el valor $h\nu$ indicado. Pág 16.
ULR70	34-Radiación γ , constituida por fotones. Se trata de la emisión de una radiación de naturaleza electromagnética que tiene en cada caso una determinada frecuencia ν , como consecuencia, una energía dada por la fórmula de Planck, $E=h\nu$. Pág. 20.
DLA72	34-la relación entre la energía emitida y la frecuencia de la radiación viene dada por $E=h \cdot \nu$. Pág. 5. De acuerdo con la teoría de Planck, aplicada a este caso por Borh, el átomo debe presentar unos valores de energía cuantizados y por ello el espectro de la radiación emitida no es continuo, sino que da lugar a un espectro de líneas que está formado por un grupo de líneas separadas entre sí. Pág. 5.
LCR73	34-En 1900, Max Planck enuncia que la energía radiante emitida por un oscilador, no puede variar de forma continua, sino exclusivamente por cantidades discretas. Esto representa que no se puede disponer de la energía mediante fracciones de cualquier valor arbitrariamente queramos asignarle, sino que sólo se puede disponer de cantidades de energía que sean múltiplos enteros de una cantidad llamada cuanto de energía, que depende de la frecuencia de radiación (que es la propia del oscilador), y cuyo valor es; $E = h \cdot \nu$. Pág. 28.
ESA74	34-para explicar la distribución de la energía de la radiación del cuerpo negro, en el año 1900, Max Planck, de la Universidad de Berlín, estableció que cada oscilador, de frecuencia ν no podía emitir o absorber cantidades arbitrarias de energía, conocidos como cuanto de acción de Planck. Según la teoría cuántica de Planck, la fórmula que relaciona la energía del cuanto de acción ϵ es la siguiente; $\epsilon=h \cdot \nu$. Pág. 42.
MRJ77	34-La teoría cuántica, desarrollada, en 1900, por el físico alemán Max Planck (premio Nobel de Física de 1922) para poder explicar la emisión de luz por los cuerpos calientes, y aplicada después por Einstein (premio

	Nobel de Física de 1921), para explicar el efecto fotoeléctrico, supone que la energía sólo se puede emitir o absorber en forma de cuantos de energía o fotones de magnitud $h\nu$. Pág. 80.
--	---

35- Cuerpo negro.

VE40	35-Al irradiar energía, dice Bohr, es cuando el electrón emite una raya; por eso, mientras gira sin cambiar de órbita no hay emisión (lo cual es contrario a la electrodinámica clásica). La teoría cuántica de Planck, la cual aunque fue inventada para explicar la repartición de la energía entre las diversas λ en las radiaciones caloríficas, se aplicó después a las restantes radiaciones. La teoría cuántica de Max Planck la cual, aunque fue inventada para explicar la repartición de la energía entre las diversas λ en las radiaciones caloríficas, se aplicó después a las restantes radiaciones. El fin primordial de la teorías de los cuantos fue explicar ciertos fenómenos de radiación. Vino a probar que un rayo luminoso puede ser considerado como descompuesto en unidades discretas, cuantos de luz o fotones, pero conservando su carácter ondulatorio, con su λ propia, ya que, cuando la luz atraviesa un prisma, se conduce como lo harían las ondas que tuvieran la misma λ . La luz de gran λ está formada por partículas pequeñas y viceversa. La cantidad de energía que cada partícula contiene es inversamente proporcional a su λ ; tanto, que conociendo ésta se puede calcular la energía.
LBC64	35- Se denomina cuerpo negro, aquel que es capaz de absorber todas las radiaciones que inciden sobre él, cualquiera que sea su longitud de onda, y por ello al calentarlo emitirá todas las radiaciones absorbidas en forma de la llamada radiación negra (realmente no es negra a altas temperaturas). No existe ningún cuerpo completamente negro pero puede realizarse experimentalmente practicando un pequeño orificio en una concavidad cuyas paredes sean muy absorbentes. Planck supuso igualmente la existencia de osciladores eléctricos rectilíneos en número infinito, cada uno con una sola carga y un período propio; pero en lugar de admitir la continuidad en la absorción o emisión de energía radiante por los mismos supuso que su energía sólo podía tener en ellos valores iguales a un número entero de cuantos, iguales a su vez al producto de una constante universal h (de dimensiones de una acción, energía x tiempo) por la frecuencia del movimiento oscilatorio. $E = n h\nu$. Pág 76-77.
DL65	35- Cuerpo negro; sustancia ideal capaz de absorber todas las radiaciones que sobre él inciden. ϵ = Cuanto de energía = la más pequeña cantidad de energía que puede emitir un oscilador; esta cantidad no se puede dividir. Pág 44-45.
DGAM69	35- Bohr hizo que el electrón obedeciese a la mecánica cuántica de Planck que tan bien resultado había dado para resolver el enigma del cuerpo negro. Esta es la emisión de energía, que Planck había cuantificado para el cuerpo

	negro, de tal forma que aquella no es continua, sino está formada, como la materia, por átomos llamados “cuantos”, que tienen el valor $h\gamma$ indicado. Pág 16.
ESA74	35-El cuerpo negro es el que absorbe completamente todas las radiaciones que recibe. Inversamente es el mejor radiador, pues emite todas las radiaciones. La imagen que podemos obtener del cuerpo negro es la de una pequeña abertura practicada en la superficie de una esfera hueca, revestida interiormente de humo u hollín. Pág. 41.

36- Fotón.

LTM35	36- ...y la menor cantidad de energía de esta radiación, su fotón $e=hc/\lambda$. Pág. 4.
PDJM35	36- En fin, Einstein ha demostrado que el Universo es cerrado y tarde o temprano la energía radiante ha de ser absorbida por la materia. Pág. 342
VE40	36- Si suponemos con Jeans, que en la desaparición de un protón y un electrón se produce un fotón (un cuanto de radiación monocromática), puesto que la energía de este cuanto está expresada por $h\gamma$ podremos escribir; $mc^2=h\gamma$ // También hay otra relación interesante $h\gamma=E_e$, (Einstein) que nos enlaza la energía E_e de un electrón (de carga e sometido a la tensión E que existe en el tubo Röntgen) transformada totalmente en vibratoria y la máxima frecuencia γ resultante de su choque contra el anticátodo: la h representa la llamada constante universal de Plank (1901) que vale $6,55 \cdot 10^{-27}$. Pág 914-501 y 502-914.
ILA41	36- La energía de un cuanto de luz o fotón se calcula con la fórmula $E = h \cdot \gamma$. Pág. 268.
ES43	36- Otro elemento pasajero, que sólo consiste en energía es el cuanto de luz, llamado fotón, que se expresa por $h\gamma$, siendo h la constante universal de Planck y γ la frecuencia de una radiación. Son como las notas de música, que salen de un instrumento, es decir, las radiaciones en la teoría de los cuantos, como explicaremos más adelante. Pág. 105
JE44	36- Esta energía es igual a la diferencia E_1-E_0 entre la energía inicial y la final del salto realizado y la energía de un fotón es igual a $h \cdot \gamma$. Pág. 54 (2ª edición, 1944)
GJ46	36- Hoy en día se considera a los rayos γ formados por corpúsculos llamados fotones. Pág. 25.
ILA54	36- Por otra parte, los positrones no son estables, su vida media ni supera a una millonésima de segundo, pues cada vez que un positrón queda libre se une a un electrón y origina dos fotones de radiación electromagnética dura, de $2,4 \cdot 10^{-10}$ centímetros de longitud de onda.
GJ61	36-Los rayos γ no sufren desviación alguna, están formados por corpúsculos llamados fotones. Pág 36.
CMR61	36- Según el postulado de la frecuencia determinada de Borh: al cambiar un

	electrón de una órbita p a otra q su diferencia de energía será la del fotón correspondiente; $E=h\gamma$. Pág 55.
SGJ64	36- Ahora bien, existen fenómenos, como el efecto fotoeléctrico, que para su aplicación necesitan considerar, como hizo Einstein, la radiación constituida por corpúsculos, los fotones. Pág. 43.
LBC64	36- Einstein, sin embargo, con objeto de explicar las leyes del efecto fotoeléctrico, lo que al parecer resultaba imposible con las teorías ondulatorias de la luz (incluyendo la electromagnética), se atrevió a extender la discontinuidad a la radiación misma, que quedaría de este modo integrada por una serie de a modo paquetes de energía $h\gamma$ que denomino cuantos de luz y más tarde fotones. Pág 77.
DL65	36- Esta teoría formulada para la producción y emisión de energía fue generalizada por Einstein para la propagación de la luz. Cuanto de luz = fotón. Así, se puede explicar el efecto fotoeléctrico. Pág 46.
DGAM69	36-El fotón tiene su origen en la destrucción de la materia con obtención de energía por reacción del par electrón-positrón. Pág 29. Los rayos X están formados por fotones, que son partículas energéticas desprovistas de masa. // Esta emisión se produce en forma de fotones de frecuencia γ según la ecuación; $E_1 - E_2 = \Delta E = h\gamma$
ULR70	36- La colisión de una partícula con su correspondiente antipartícula se traduce en la aniquilación de ambas, con transformación de su masa en energía. La energía del fotón producido es doble de la equivalente en masa de una partícula, pues las masas de cada partícula y su antipartícula son iguales. Pág. 7
DLA72	36-se puede deducir la ecuación anterior si se consideran las que expresan la energía del fotón en virtud de su comportamiento como partícula o como onda: $E=m \cdot c^2 \dots$
LCR73	36-La teoría formulada por Planck para la energía de un oscilador, es extendida poco después por Einstein al caso de la luz o de cualquier otra radiación electromagnética. Un cuanto de luz recibe el nombre de fotón, si bien por extensión se da el mismo nombre al cuanto de cualquier radiación, aunque su frecuencia no corresponda a la región visible del espectro. Pág.28.
ESA74	36-la luz en su aspecto corpuscular, está compuesta por unidades fundamentales o cuantos, que se llaman fotones. La idea de los cuantos de luz permitió a Einstein la explicación del efecto fotoeléctrico, que consiste en la emisión de electrones por los metales, al incidir la luz de una frecuencia determinada. Pág. 42-43.
MRJ77	36- ...para explicar el efecto fotoeléctrico, supone que la energía sólo se puede emitir o absorber en forma de cuantos de energía o fotones de magnitud $h\nu$. Pág. 80.

37- $E = mc^2$.

LFA28	<p>37- pero se ha observado, por los movimientos que están dotados, acusan masas que no son constantes sino que varían con la velocidad (su orden de magnitud es de 1/900 de la del átomo menor de los elementos conocidos) se discuten si gravitan o no son masas mariales; pero se ha observado, por los movimientos que están dotados, acusan masa que no son constantes sino que varían con la velocidad (su orden de magnitud es de 1/900 de la del átomo menor de los elementos conocidos), lo cual hace suponer que no existen como tales masas, sino que son una apariencia externa de la concentración de energía, en cuyo caso otro tanto podría decirse del átomo y en general de la materia. Pág. 47.</p> <p>34- El desarrollo de esta teoría, concebida de un modo abstracto por Planck y adecuada y generalizada por Einstein, nos llevaría demasiado lejos y nos separaría del objetivo principal que perseguimos. Pág. 80.</p> <p>...mediante los cuales se ha visto que la masa de los electrones aumenta con la velocidad y las modernas teorías relativistas, contradicen por completo el principio de la conservación de la materia. Pág. 80.</p> <p>La cantidad de energía total acumulada en un cuerpo se expresa por la siguiente fórmula, debida también a Einstein $E=m \cdot v^2$ en la que m y v tienen los mismos significados que antes, y siendo tanto v^2 una constante, deducimos la equivalencia entre masa o sea, materia y energía</p>
VE29	<p>37- Con ser tan enorme esta energía sólo es la 1/7000 parte de la total almacenada en 1 gramo de Ra; pues la relación entre la masa M; la energía ϵ y la velocidad de la luz c, según los relativistas $M=\epsilon/c^2$ de donde $\epsilon = mc^2$ Pág. 898-455.</p>
GRA31	<p>37- Según Einstein, el concepto de masa tal como la hemos expuesto, o sea, como relación entre la fuerza que actúa sobre un cuerpo y aceleración del movimiento ocasionado por ella, que hemos supuesto constante resulta que es variable con la velocidad que tenía el cuerpo anteriormente, haciendo la distinción de masa en reposo m_0 cuando dicha velocidad es 0 y de masa de inercia m que corresponde a una velocidad determinada v, las cuales están ligadas por medio de la fórmula... la cantidad de energía total acumulada es un cuerpo se expresa según la siguiente fórmula debida también a Einstein. $E=m \cdot v^2$ deducimos la equivalencia entre masa, o sea materia y energía. Pág. 51.</p>
CE 34	<p>37-La inercia de la masa. $m - m_0 = Ec_m/c^2$, la variación de la masa por causa del movimiento es igual a la energía cinética dividido por el cuadrado de la velocidad de la luz. Pág. 32.</p>
LTM35	<p>37- Este hecho experimentalmente comprobado no tiene explicación en la electrodinámica clásica de Maxwell, a sustituirle vino la teoría de los quanta (Planck, Einstein)... Pág. 3.</p> <p>...y la menor cantidad de energía de esta radiación, su fotón, $e=h \cdot \gamma$</p>

VE40	37-Así el Helio cuyo peso atómico resulta ser 4, exacto, considerado como una condensación de 4 protones (p. a. del protón o H =1,008), debería ser 4,032: el valor de la energía que corresponde a esta pérdida de masa =0,03 lo dice la ecuación de Einstein $m=E/c^2$ Pág 822-435.
BVL40	37- Actualmente puede admitirse como muy lógica la idea de la unidad de la materia, como de la unidad de la energía y yendo todavía más lejos se ha llegado a la hipótesis, según las cuales la materia no es otra cosa que energía condensada. Pág. 22.
ES43	37-Transformación de la energía en materia y viceversa. Dicen los investigadores que un fotón de energía suficiente, o sea, que valga por lo menos un millón de electrones-voltios lanzado sobre un cuerpo material hace ver en la cámara de Wilson la aparición simultánea de un electrón y de un positrón. Es decir, que la energía (fotón) se transforma en materia (electrón y positrón). El proceso inverso, o sea, la desmaterialización de la materia, también ha sido realizado experimentalmente por Joliot, transformando un positrón y un electrón en dos fotones de 500.000 electrones-voltios, que son radiaciones “gamma”. Pág 105-106 Con estos hechos se explica una anomalía, que se encontraba al determinar con toda exactitud los pesos atómicos de los diferentes isótopos, los cuales no son exactamente iguales a la suma de los neutrones y protones que se componen sino que siempre hay una pequeña pérdida de masa. Pág. 106.
GJ61	37- Según la teoría relativista de Einstein, a una pérdida de masa le corresponde un aumento de energía. Ahora bien, la suma de dos protones y dos neutrones que forman el núcleo de helio, en estado libre, es igual a 4,032076; en cambio, constituyendo el núcleo, su peso global es: 4. Luego ha habido una pérdida de materia igual a la diferencia de los dos pesos, a esto se llama índice de ligadura o efecto de empaquetamiento. Pág 37.
EBJMCR63	37- Einstein había llegado a la conclusión de que la energía y la masa se pueden transformar una en otra según la ecuación; $E = mc^2$. Pág 33.
SGJ64	37- Hemos indicado que la masa que damos es la del electrón a bajas velocidades, ya que al ser tan pequeña y poder alcanzar velocidades próximas a la de la luz, habrá que distinguir, de acuerdo con Einstein, entre masa en reposo y masa en movimiento. La relación entre dichas masas es: $m = m_0 / (1-v^2/c^2)^{1/2}$ Pág. 33
LBC64	37- Ahora bien, hay que considerar las energías correspondientes a las masas de los núcleos y partículas, mc^2 Pág 241.
DL65	37- Durante la combinación de nucleones, se libera una gran cantidad de energía bajo la forma de radiación. Como consecuencia de la ecuación de Einstein entre masa y energía, $E = mc^2$, esta radiación conduce a una disminución de la masa del orden del 1%. Pág 54.

DGAM69	37-En virtud de la ya conocida ley de Einstein-Planck. $E=mc^2=h\nu$. Pág.28.
ULR70	37-La formación de un núcleo a partir de los nucleones que lo constituyen lleva consigo un gran desprendimiento de energía que, de acuerdo con $E = m \cdot c^2$... Pág. 13. Puesto que existe proporcionalidad entre la masa y la energía dada por la ecuación de Einstein $E=m \cdot c^2$.Pág.6.
DLA72	37- se puede deducir la ecuación anterior si se consideran las que expresan la energía del fotón en virtud de su comportamiento como partícula o como onda: $E=m \cdot c^2$...
LCR73	37-Cuando un electrón y un positrón interactúan, se aniquilan, desapareciendo ambos y transformándose su masa en energía, de acuerdo con la ecuación de Einstein (1.1). Pág. 28.
ESA74	37- Pero Einstein estableció una ecuación, comprobada experimentalmente en el estudio de los procesos nucleares, admitiendo que la energía también tiene masa y pudo determinar la cantidad de masa asociada con otra determinada de energía por la siguiente ecuación: $E=mc^2$. Pág. 2.
MRJ77	37-Como ya advertimos al tratar de esta ley, lo que se conserva, en casos de reacciones nucleares, es la suma de la masa m y de la energía E , de acuerdo con la ecuación de Einstein: $E=mc^2$ Pág. 78.

38- Teoría de Lorentz-Einstein.

VE29	38-908. Sommerfeld da a las órbitas forma elíptica en uno de cuyos focos está el núcleo. Explica hasta en sus menores detalles la estructura de los espectros que las fundándose en la variabilidad de la masa del electrón, según su mayor o menor velocidad (teoría relativista) ya que las velocidades de los electrones satélites son comparables con la de la luz. Las elipses que recorren tienen un movimiento de Perihelio; a cada número n de quanta corresponden varias elipses que no poseen la misma energía, por tanto difieren los mecanismos que producen una raya de Balmer. Pág. 908-459.
CE 34	38- En efecto, al describir los electrones órbitas elípticas alrededor del núcleo central positivo, su velocidad cambiaría sin cesar de magnitud y de dirección, ya que, según la teoría electromagnética de Maxwell –Lorentz, cualquier aceleración de un cuerpo cargado de electricidad va acompañada de radiación y provoca la emisión de ondas electromagnéticas que le hacen perder cierta cantidad de energía. Por consiguiente, la trayectoria elíptica de los electrones alrededor del núcleo central, tal y como la imaginaba Perrin, formaría un verdadero oscilador eléctrico, análogo a un pequeñísimo emisor de radiocomunicación recorrido por una corriente alterna; como este sistema emitiría ondas cuyo periodo sería igual a la de la duración de la revolución del electrón, se produciría un gasto de energía mecánica, y el electrón debería poco a poco disminuir su órbita y su velocidad, hasta caer

	<p>inerte sobre el núcleo positivo. Pág. 250-251. Sommerfeld ha introducido esta corrección en sus cálculos, teniendo en cuenta que en las orbitas más elípticas, la velocidad de los electrones debe variar constantemente alcanzando su máximo en el perihelio y su mínimo en el afelio, la masa de los mismos, deberá pues, experimentar cambios continuos, tanto más marcados cuanto mayor sea la excentricidad de la órbita. Pág. 287-288.</p>
GJ46	<p>38-Además, suponiendo las órbitas elípticas en el perihelio, o sea, en las proximidades del núcleo, la velocidad del electrones mayor que en las lejanías; de aquí que resulte un desplazamiento del perihelio, fenómeno que influye también en los espectros atómicos. Pág. 43.</p>
LBC64	<p>38-Sommerfeld demostró más tarde, aplicando la teoría de la relatividad, que realmente no lo eran (que los valores de energía para las diferentes órbitas con un mismo número n parecían ser iguales) Téngase en cuenta que mientras que en las órbitas circulares la velocidad del electrón es constante, en las elípticas no, y es preciso considerar de acuerdo con dicha teoría, la variación de la masa del mismo en función de la velocidad y de este modo, las energías de las distantes órbitas son ligeramente diferentes. Pág 84.</p>
DGAM69	<p>38-Posteriormente el mismo Sommerfeld, teniendo en cuenta las grandes velocidades de los electrones y el aumento de masa y energía debido a ellas, les aplico en su giro la ley relativista de Lorentz, $m = m_0 / (1 - v^2/c^2)^{1/2}$ con lo que al ser diferentes las velocidades correspondientes a las diversas órbitas elípticas del mismo número cuántico, las energías electrónicas lo serán también, y los saltos electrónicos de una a otra elipse podrán dar lugar a rayas espectrales muy próximas; por otra parte, al ser diferente la velocidad del electrón en el perigeo y en el hipogeo, por variar su masa, la trayectoria no será una elipse cerrada, sino una figura formada por una sucesión elíptica, en forma de roseta, que gira en torno al núcleo, formando un cierto ángulo entre dos posiciones semejantes, que avanza en el mismo sentido que el electrón. Para el átomo de hidrógeno, el electrón ha de dar 40.000 vueltas para cerrar al figura y encontrarse en el punto de partida. Pág 21-22</p>

39- De Broglie

LTM35	<p>39- Pero en los últimos años se ha llegado a la concepción de que, no sólo la energía, sino también la materia posee siempre una longitud de onda determinada y, al contrario, que no sólo los protones y electrones, sino también los fotones tienen una cierta masa. Broglie y Schrödinger trasladaron a la materia la teoría ondulatoria de la luz, creando así la mecánica Ondulatoria. Pág. 4. La ecuación fundamental que da la longitud de la onda asociada a la materia es $\lambda = h/m \cdot v$. Pág.4</p>
VE40	<p>39-Dichas partículas α, además de partículas (+), llevan consigo, según la</p>

	mecánica ondulatoria, un sistema de ondas, que es en realidad quien regula sus movimientos. Pág 546-844.
ES43	39-Mecánica cuántica. El fracaso del modelo atómico de Bohr, para explicar otros espectros que los del hidrógeno, sobre todo las rayas finas de los dobletes, tripletes, etc., y la misma hipótesis, en parte tomada de la mecánica clásica, y en parte de la teoría de los cuantos, y las dificultades, que se encuentran también en los otros modelos del átomo, como el de Sommerfeld, propuestos con la intención de corregir las deficiencias del modelo de Bohr; ha hecho que los físicos modernos prescindan, y no recurran ya a un modelo intuitivo del átomo. Pág 141-142. La otra tendencia es la mecánica ondulatoria de de Broglie. La mecánica cuántica está todavía en pleno desarrollo; pero, ha obtenido ya resultados dignos de ser tenidos en cuenta, principalmente la teoría de de Broglie, la cual supone que la luz está formada de ondas y de corpúsculos, y que a cada partícula en movimiento, como los electrones, le acompaña una onda. Esta longitud de onda viene medida por la ecuación $\lambda=h/mv$. Pág 142.
GJ46	39- La mecánica ondulatoria ha sido la que ha demostrado que la entrada de una partícula en el núcleo no era cuestión de la mayor o menor velocidad de la partícula, sea α o protón, sino en acertar con una velocidad o energía tal que corresponda a la exigida por ciertas condiciones del núcleo objeto del bombardeo. Entonces la acción de la partícula sobre el núcleo será de una gran eficacia. La razón es porque el núcleo posee niveles de resonancia. Este fenómeno de la resonancia de los niveles es una consecuencia de la teoría de onda asociada. Pues, según ella, el movimiento de cualquier partícula va asociado a una onda, de suerte que la partícula se puede hallar en todo el trayecto en donde su onda no sea nula. Pág.523.
GJ61	39-La teoría ondulatoria de De Broglie ha dividido las orbitas atómicas en orbitales. Recibe el nombre de orbital un volumen particular del espacio atómico, dentro del cual, un electrón tiene 95% de probabilidad de encontrarse en él. Pág 42.
CMR61	39- Teoría de Broglie. Según Broglie el electrón no es solamente un corpúsculo, sino que se trata de un corpúsculo asociado ó, mejor, guiado por una onda. Una trayectoria electrónica es estable si la onda asociada al electrón se encuentra en la misma posición al llegar al mismo punto, en caso contrario esta onda se destruye a sí misma, y, en consecuencia, la trayectoria electrónica correspondiente no es posible. Pág. 39.
OBJ63	39- Según De Broglie cada partícula en movimiento lleva asociado una onda de longitud; $\lambda=h/mv$. El electrón moviéndose alrededor del núcleo lleva asociada una onda. La probabilidad de encontrar al electrón en un lugar determinado se puede representar mediante la densidad electrónica en dicho lugar. Pág. 14.
SGJ64	39-Podemos, pues, considerar la radiación dotada de una doble naturaleza,

	<p>onda-corpúsculo, y utilizaremos o bien la teoría ondulatoria, o bien la corpuscular, según la naturaleza del fenómeno que estudiemos. Hoy en día, según demostró la teoría de De Broglie, esta dualidad se aplica también a los corpúsculos materiales. Todo corpúsculo en movimiento lleva asociado una onda. La característica fundamental de una ondulación es su longitud de onda, y la de una partícula material su cantidad de movimiento, mv. Según De Broglie, entre estas dos características existe la relación: $mv = h/\lambda$. Pág. 43.</p>
LBC64	<p>39- De Broglie estableció, y se comprobó experimentalmente después, como los electrones en movimiento iban acompañados de un fenómeno ondulatorio de longitud de onda h/mv, es decir, que al igual que en la luz, en la materia existía una dualidad entre los fenómenos corpusculares y los ondulatorios, y que según las circunstancias eran los electrones (como los fotones) más ostensibles en su aspecto corpuscular o en su aspecto ondulatorio. Pág 86.</p>
DL65	<p>39-Principio de analogía de Broglie. De Broglie, descubrió el carácter ondulatorio del electrón, es decir asocia a cada partícula una onda. Así como en las ondas luminosas hay que ver también corpúsculos de luz (los fotones) , en las partículas materiales en movimiento, se han de considerar a su vez, ondas materiales asociadas a ellas, siendo la constante de Planck, la magnitud que nos permite pasar de las magnitudes corpusculares, energía e impulso, a las ondulatorias, frecuencia y longitud de onda. $E=h\nu$ $p=h/\lambda$ Pág 47.</p>
DGAM69	<p>39- El francés Luis de Broglie propone la asociación de ondas y corpúsculos, y como, según el modelo de Bohr, las órbitas electrónicas son estacionarias, las ondas asociadas a los electrones de las mismas serán ondas estacionarias, lo cual exige no sólo que la onda se extienda totalmente a lo largo de la órbita, sino que se cierre sobre sí misma, porque en caso contrario se destruiría sucesivamente. Pág 28. El electrón no puede ser localizado en un lugar del espacio, por no poderse localizar la onda, la cual se extiende por toda la longitud de la órbita. En virtud de la ya conocida ley de Einstein-Planck; $E=mc^2=h\nu$. Se obtiene $\lambda=h/mc$. Pág 28. // Con el descubrimiento de De Broglie, el modelo atómico se aleja cada vez más del conjunto planetario, asemejándose más a un aparato receptor-emisor atómico. Pág 27-28.</p>
ULR70	<p>39- En vez de intentar una descripción de la materia y su comportamiento desarrollando la idea de que aquella está compuesta por partículas, se puede seguir otro camino (iniciado por Luis de Broglie en 1924) y atacar su estudio considerando las propiedades y el comportamiento de “ondas asociadas” a cada partícula material. La relación fundamental siguiente relaciona la “longitud de onda asociada” $\lambda=h/p$ a una partícula en movimiento con el momento ($p=mv$) de la partícula. Pág. 70.</p>

DLA72	39-... la certeza de la hipótesis de de Broglie, según la cual una partícula-subatómica como el electrón debe presentar una dualidad onda corpúsculo, en analogía a la doble naturaleza ondulatoria y corpuscular que cabe atribuir al fotón. De sus consideraciones teóricas, deduce de Broglie que la longitud de onda asociada a un electrón, considerado como una partícula de masa m y velocidad v , viene dada por: $\lambda=h/m \cdot v$. Pág. 8.
LCR73	39-La mecánica Ondulatoria se basa en la teoría desarrollada por Luis de Broglie, según la cual de una partícula, como el electrón en movimiento, se comporta como un movimiento ondulatorio, cuya longitud de onda asociada vale: $\lambda= h/mv$. Pág. 65.
ESA74	39-En el año 1924, el físico Francés Luis de Broglie logró demostrar que los corpúsculos materiales como el electrón, se pueden comportar como ondas. La longitud de onda correspondiente a una partícula en movimiento viene dada por la ecuación, $\lambda=h/mv$. Pág. 77.

40- Schrödinger.

LTM35	40- Broglie y Schrödinger trasladaron a la materia la teoría ondulatoria de la luz, creando así la mecánica Ondulatoria. Pág. 4.
SGJ64	40-La ecuación de ondas no nos indica dónde se encuentra un electrón, sino que únicamente da la probabilidad de encontrarlo en un momento dado en un punto determinado del espacio que rodea al núcleo. Un orbital vendrá definido por los tres números cuánticos que entran en la ecuación de ondas de Schrödinger. Pág. 52.
LBC64	40- En la ecuación de Schrödinger el cuadrado de (φ) nos mide la probabilidad de encontrar allí al electrón. Obsérvese que se trata de probabilidad y no cabe ya hablar por lo tanto de órbitas en las que necesariamente tendrían que encontrarse los electrones sino de zonas de máxima probabilidad, pues fuera de ellas existe posibilidad también de encontrarles, mientras que en los espacios comprendidos entre las órbitas de Bohr eran zonas “prohibidas” para los electrones. La función (φ) se denomina función orbital o simplemente orbital. Cada orbital puede tener como máximo dos electrones (Pauli). Pág 88.
DL65	40- Considerando la naturaleza de las ondas materiales de de Broglie, que acompañan y dirigen el movimiento del electrón, Schödinger estableció la ecuación general de propagación de estas ondas, base de la mecánica ondulatoria. Pág 47. φ^2 representa la probabilidad de encontrar dicha partícula (en este caso el electrón) en un punto dado del espacio. Pág 48.
ULR70	40-La ecuación a que llega la Mecánica Cuántica para describir la situación energética del electrón del átomo de hidrógeno es la ecuación de Schrödinger, Pág. 71.
DLA72	40- Resulta de primordial interés, por lo tanto, llegar a establecer una relación entre la energía del sistema electrón-núcleo y la posición que ocupa el

	electrón con relación al núcleo, pero teniendo en cuenta la naturaleza ondulatoria-corpúscular del electrón y el carácter de probabilidad de la posición del electrón en el espacio. Este problema se ha podido abordar con la ecuación de onda de Schrödinger, base de la mecánica ondulatoria, teoría que ha sustituido a la clásica de Bohr con la cual se obtuvieron excelentes resultados para el átomo de hidrógeno, pero que se demostró incapaz de resolver el problema que plantean los átomos con varios electrones y las moléculas. Pág. 8.
ESA74	40- Por simple intuición matemática el genio Schrödinger (1887-1916) estableció la ecuación de onda, expresión que describe el comportamiento de los electrones en los átomos y establece la relación entre la energía y el movimiento ondulatorio. La ecuación de Schrödinger es la siguiente... Pág. 79.
MRJ77	40-En el tratamiento mecanocuántico del átomo de hidrógeno se plantea la ecuación diferencial, llamada ecuación de Schrödinger o ecuación de ondas... Pág. 87.

41- Heisenberg.

CE 34	41-La causa de las diferencias entre unas y otras teorías deberemos explicárnosla admitiendo que, como dice Heisenberg, es muy probable que las concepciones que no pueden revelarse ni medirse de ningún modo, ni siquiera mediante experiencias ideales, no corresponden exactamente a la realidad, tal como nosotros la imaginamos. Pág. 250.
VE40	41-En el átomo de Bohr es imposible definir la posición y velocidad o el momento de un electrón en particular, aunque esto es lo que se pretende hacer. Porque para esto hay que iluminar el electrón, lo cual exige que el cuanto de luz choque con él y que éste retroceda con una velocidad dependiente de la frecuencia de la radiación de la luz empleada en la observación de la partícula: y esta puede ser muy grande. Y como el momento de un cuerpo es proporcional a su velocidad, el empleo de radiaciones de alta frecuencia para definir con más precisión la posición del cuerpo, ocasiona un extraordinario cambio en su frecuencia. Pág 496-908.
ES43	41- ... y predominando actualmente en el campo científico la mecánica cuántica de Heisenberg, Born, Jordan y Dirac, etc. y la Mecánica ondulatoria de L de Broglie y Schroeder, que explica todos estos fenómenos... pág. 140. La nueva mecánica cuántica comprende dos tendencias, la mecánica de matrices construida principalmente por Heisenberg, la cual renuncia desde el principio a toda idea intuitiva. En ella el átomo queda caracterizado por los niveles de energía, y por ciertas magnitudes, relacionadas entre sí por ecuaciones, que pueden someterse a operaciones de cálculo. Estas magnitudes no tienen en general significación física inmediata; pero, el cálculo de las mismas se funda en otras magnitudes, capaces de ser medidas, como longitudes de onda,

	potenciales de excitación e ionización, etc. Pág 142.
SGJ64	41- Heisenberg demostró, mediante su célebre principio de la indeterminación, que es imposible determinar simultáneamente con absoluta precisión la posición y la cantidad de movimiento de un electrón. Pág. 52.
DLA72	41-Pero es el hecho de haber podido fijar con exactitud la energía y posición del electrón lo que ocasiona el tener que desechar la teoría de Bohr, en virtud de las conclusiones deducidas teóricamente por Heisenberg que se engloban en el denominado principio de indeterminación. Pág. 7.
LCR73	41-La Mecánica Ondulatoria, al tener en cuenta el principio de incertidumbre de Heisenberg, según el cual la posición y la velocidad de una partícula en movimiento no puede conocerse simultáneamente con exactitud, renuncia a la representación del electrón en una órbita definida, y trata en cambio de la región en la que tiene la mayor probabilidad de existencia, considerándola como una nube electrónica, cuya máxima densidad corresponde con la órbita de Bohr, en los casos más sencillos. Pág. 66.
ESA74	41- El principio de incertidumbre de Heisenberg se enuncia así; El producto de los errores de posición por el de la cantidad de movimiento es igual o mayor que la constante de Planck. $\Delta x \cdot \Delta p \geq h$. Pág. 78.
MRJ77	41-Este hecho, es un caso particular del llamado principio de incertidumbre de Heisenberg, nos indica que no podemos seguir hablando de trayectorias definidas de electrones, como son las órbitas de Bohr, puesto que en ellas se asigna una determinada posición y velocidad a cada electrón, magnitudes, que según la Mecánica Cuántica, nunca podremos conocer con precisión simultáneamente. Pág. 82.

42- Densidad, nube electrónica, orbital, probabilidad...

GRA31	42- Las ideas actuales sobre la constitución del átomo, a las que nuevamente haremos referencia más adelante, tienen un gran interés científico, y en el desarrollo de la química física mucha importancia, pero conviene advertir, que por las características del átomo que acabamos de citar, el átomo se presenta con características específicas propias, luego, pueden exponerse todos los hechos experimentales que forman la química descriptiva, sea cual fuere la constitución íntima de esta pequeña masa material, que es la más pequeña cantidad de materia que puede entrar en reacción. Pág. 34. Con lo que ha perdido todo su valor el principio de la conservación de ellos, los descubrimientos de la constitución del átomo y los estudios que ha dado lugar, mediante los cuales se ha visto que la masa de los electrones aumenta con la velocidad y las modernas teorías relativistas, contradicen por completo el principio de la conservación de la materia. Pág. 50.
LTM35	42- Pero en los últimos años se ha llegado a la concepción de que, no sólo la energía, sino también la materia posee siempre una longitud de onda

	determinada y, al contrario, que no sólo los protones y electrones, sino también los fotones tienen una cierta masa, Broglie y Schrödinger trasladaron a la materia la teoría ondulatoria de la luz, creando así la Mecánica Ondulatoria . Pág. 4.
VE40	42- “Porque aparte de que el valor de la energía $\varepsilon = w - w'$ es exacto, tiene la ventaja de representar de un modo sensible la imagen del átomo, lo cual no hacen las expresiones matemáticas, que emplean dichas mecánicas modernas ” Pág. 494-907.
ILA41	42- Bohr y Sommerfeld suponen que en el átomo de Rutherford, cada electrón describe alrededor del núcleo ciertas orbitas elípticas o circulares, cuyos dos ejes satisfacen a determinadas condiciones cuánticas: Pág. 27. En resumen cada átomo está constituido por un núcleo de la naturaleza indicada, alrededor del cual giran tantos electrones como marca el número atómico, distribuidos en órbitas a la manera que se expuso en (29). El radio del núcleo es del orden de 10-12 cm. y el de la nube electrónica que lo envuelve es del orden de 10-8 cm. , lo que significa que el núcleo no ocupa más que una porción insignificante del átomo y que éste se halla en su mayor parte vacío de materia. Pág 279.
ES43	42- Por otro lado, los físicos-matemáticos se han dado a buscar una teoría matemática, que, conteniendo en sí lo que hay de verdadero en la teoría de Bohr, evitase sus dificultades, y explicase los nuevos hechos, que se iban presentando: esta teoría es la llamada, mecánica ondulatoria . Pág 131.
ILA54	42- A su vez, y dentro de cada subnivel, hay tantos orbitales como valores del número cuántico m corresponden al valor l del subnivel: todos ellos se diferencian en la posición del plano de la órbita en el espacio. Pág. 29. Un electrón circulando en un orbital es un electrón solitario. Dos electrones moviéndose en un mismo orbital se dice que están apareados. Pág. 29.
GJ61	42-La teoría ondulatoria de De Broglie ha dividido las orbitas atómicas en orbitales . Recibe el nombre de orbital un volumen particular del espacio atómico, dentro del cual, un electrón tiene 95% de probabilidad de encontrarse en él. Los distintos electrones del átomo se reparten, pues, en las diferentes orbitales. Pág 42.
CMR61	42- Todos los electrones de un átomo que tienen el mismo número cuántico principal n forman una capa electrónica y todos los que poseen el mismo número cuántico principal cuántico secundario l pertenecen al mismo nivel electrónico. Dos electrones pertenecientes a la misma capa y al mismo nivel electrónico y que además tienen el mismo número magnético m ocupan el mismo orbital , diferenciándose por tener números cuánticos de giro s opuestos. Pág 58. Se atribuye actualmente la unión existente entre los nucleones a fuerzas que no existen más que en escala atómica, en cuya escala no son aplicables los conceptos mecánicos y electrodinámicos clásicos, correspondiendo estas fuerzas a conceptos de

	mecánica ondulatoria. Pág 78.
EBJMCR63	42-La idea de Bohr es que hay un conjunto de orbitales cada uno con su energía. Conviene dejar indicado que la teoría de Bohr corregida no aclara todas las cuestiones referentes al átomo, sistema aún más complejo en la realidad. Los más modernos estudios sobre el átomo se han desarrollado, y se desarrollan actualmente, tomando como base las teorías relativistas de la mecánica cuántica. Pág 57.
OBJ63	42- La probabilidad de encontrar al electrón en un lugar determinado se puede representar mediante la densidad electrónica en dicho lugar. En la figura 8 se representa la superficie de máxima densidad electrónica de un orbital s. Pág. 14. En la figura 9 se representan las superficies de máxima densidad electrónica de los tres orbitales p pág. 15
SGJ64	42-Consideraremos al átomo como formado por un núcleo, con carga positiva, y una masa que es prácticamente igual a la masa total del átomo, rodeado por una nube electrónica que neutraliza su carga. Pág 34. ...sino que únicamente da la probabilidad de encontrarlo en un momento dado en un punto determinado del espacio que rodea al núcleo. El concepto mecánico ondulatorio utiliza el término orbital para describir un cierto volumen dentro del cual existe una determinada probabilidad de encontrar al electrón. Un orbital vendrá definido por los tres números cuánticos que entran en la ecuación de ondas de Schrödinger Consideramos el átomo como formado por un núcleo, con carga positiva, y cuya masa es prácticamente igual a la suma total del átomo, rodeado por una nube electrónica que neutraliza su carga. El núcleo está rodeado por una nube de electrones... Pág. 52.
LBC64	42-Un orbital por tres números cuánticos n, l, m. ...el cuadrado de (ψ) nos mide la probabilidad de encontrar allí al electrón. Obsérvese que se trata de probabilidad y no cabe ya por tanto de hablar ya de órbitas en las que necesariamente tendrían que encontrarse los electrones sino de zonas de máxima probabilidad, pues fuera de ellas existe también probabilidad de encontrarles, mientras que los espacios comprendidos entre las órbitas de Bohr eran zonas prohibidas para los electrones. Pág 88.
DL65	42- Orbital es la región del espacio ocupada por un electrón. El nº máximo de electrones de un orbital, son dos, que son los electrones que tienen iguales los tres primeros números cuánticos y poseen los espines antiparalelos. Pág 59. La conclusión de la mecánica ondulatoria es que el electrón se mueve en un volumen de radio R. Para ajustar este concepto a la realidad, no se habla de órbitas sino de orbitales. Orbital es la región del espacio ocupada por un electrón.// ψ^2 , en la ecuación de onda para una partícula, (en este caso el electrón) representa la probabilidad de encontrar dicha partícula en un punto dado del espacio. La conclusión de la mecánica ondulatoria sobre el átomo de

	H2, es que el electrón se mueve en un volumen de radio r. Pág 48.
DGAM69	42- El modelo microscópico planetario se va esfumando, y el átomo se hace más bien comparable a un aparato radiotelefónico capaz de emitir y recibir. Cada recepción o emisión corresponde a un pasaje del electrón de una órbita a otra estacionaria. Págs 18-19. Ante la idea que el alumno se habrá formado del átomo, se encontrará inclinado a localizar a sus electrones en un lugar determinado del espacio. Nada más lejos de la realidad. Parece como si el electrón se encontrase sobre toda la órbita que le pertenece; pero esto no es propio de los corpúsculos sino de las ondas. Pág 27. El electrón no puede ser localizado en un lugar del espacio, por no poderse localizar la onda, la cual se extiende por toda la longitud de la órbita. Pág 28. Con el descubrimiento de De Broglie, el modelo atómico se aleja cada vez más del conjunto planetario, asemejándose más a un aparato receptor-emisor atómico. Págs 28-29. La mecánica ondulatoria muestra, sin embargo, que es más exacto utilizar en lugar del número K otro... Pág. 19.
ULR70	42- Cada uno de estos niveles definidos por valores dados de n, l, ml, es lo que llamamos un orbital . Pág. 42.
DLA72	42- Como ya hemos indicado anteriormente, por cada combinación de los tres números cuánticos, n, l, ml se obtiene un valor para la función de onda orbital ψ (n, l, ml). Pág. 22. La representación gráfica de estas superficies límites que engloban el máximo valor de ψ^2 se denominan orbitales atómicos... Pág. 22. Aunque la función orbital ψ (n, l, ml) puede tomar valores positivos, negativos o imaginarios, los de ψ^2 siempre son positivos y reales como exige el concepto de probabilidad . Pág. 22. Al aceptar una naturaleza ondulatoria para el electrón se puede suponer que este forma una nube de carga negativa alrededor del núcleo, más densa en unos lugares que en otros, siendo mayor la densidad electrónica en aquellos sitios en que es más densa la nube de carga. Pág. 14.
LCR73	42- Un grupo de valores de los números cuánticos n, l y m constituye lo que se llama una orbital , y en ella puede haber dos electrones que se diferencian en el número cuántico s (spin antiparalelo) Pág. 68. La Mecánica Ondulatoria , al tener en cuenta el principio de incertidumbre de Heisenberg, según el cual la posición y la velocidad de una partícula en movimiento no puede conocerse simultáneamente con exactitud, renuncia a la representación del electrón en una órbita definida, y trata en cambio de la región en la que tiene la mayor probabilidad de existencia, considerándola como una nube electrónica , cuya máxima densidad corresponde con la órbita de Bohr, en los casos más sencillos. Pág. 66. De acuerdo con lo dicho en 4.3, una orbital vendrá definida por la región en la que exista densidad electrónica . Pág. 68.
ESA74	42-La función de onda que describe el comportamiento del electrón, se

	<p>llama orbital. Pág. 79. En el modelo atómico de Bohr se establece que los electrones describen órbitas alrededor del núcleo, pero en la mecánica ondulatoria se reemplaza la palabra órbita, que evoca un recorrido lineal, por la palabra el orbital, que indica la zona reservada en el espacio que puede ocupada por el electrón o por un par de electrones. Pág. 79. El cuadrado de la función de onda (Ψ^2) mide la probabilidad de encontrar al electrón a una cierta distancia del núcleo. Pág. 79. La superposición de todas las fotografías nos darán zonas de donde la concentración de puntos es mayor que en otras. La concentración de puntos en la unidad de volumen, dará la densidad electrónica. Pág., 79.</p>
MRJ77	<p>42-La función de onda que describe el comportamiento del electrón, se llama orbital. Pág. 79. En el modelo atómico de Bohr se establece que los electrones describen órbitas alrededor del núcleo, pero en la mecánica ondulatoria se reemplaza la palabra órbita, que evoca un recorrido lineal, por la palabra el orbital, que indica la zona reservada en el espacio que puede ocupada por el electrón o por un par de electrones. Pág. 79. El cuadrado de la función de onda (Ψ^2) mide la probabilidad de encontrar al electrón a una cierta distancia del núcleo. Pág. 79. La superposición de todas las fotografías nos darán zonas de donde la concentración de puntos es mayor que en otras. La concentración de puntos en la unidad de volumen, dará la densidad electrónica. Pág., 79.</p>
MRJ77	<p>42- En lugar de esto nos tenemos que conformar con conocer sólo la probabilidad de que un electrón se encuentre, en un instante dado, en una determinada posición del espacio. Pág. 82. Para designar las regiones del espacio, alrededor del núcleo atómico, en las que es muy probable encontrar al electrón, se ha inventado la palabra orbital (por analogía con las desechadas órbitas de Bohr) Pág. 82. Por último, es interesante observar que mientras que en la órbita de Bohr es plana por lo que es nula la probabilidad de encontrar al electrón por encima o por debajo del plano de la figura, la probabilidad mecanocuántica, llamada muchas veces densidad electrónica o densidad de probabilidad, es como una nube con simetría esférica, de forma que la figura 5.8, b, representa un corte de dicha... Pág. 83. La mecánica cuántica, desarrollada independientemente, en 1925, por dos jóvenes físicos alemanes Werner Heisenberg y Erwin Schrödinger (premios nobel de Física de 1932 y 1933), y perfeccionada principalmente por Dirac (compartió el premio Nobel de 1933 con Schrödinger), es, en esencia, una teoría matemática, que no podemos desarrollar este curso, por lo que nos limitaremos a exponer sus resultados de forma lo más intuitiva posible para poderla aplicar, después a la interpretación cualitativa de la mayoría de las propiedades atómico-moleculares. Pág. 82.</p>

43- Hibridación.

ILA54	43- Un electrón circulando en un orbital es un electrón solitario. Dos electrones moviéndose en un mismo orbital se dice que están apareados. Pág. 29.
CMR61	43- Dos electrones pertenecientes a la misma capa y al mismo nivel electrónico y que además tienen el mismo número magnético m ocupan el mismo orbital, diferenciándose por tener números cuánticos de giro s opuestos. Pág. 58.
EBJMCR63	43- Los cuatro enlaces del carbono son, pues, cuatro orbitales equivalentes sp^3 , en cuya formación se libera gran cantidad de energía, lo que les da gran estabilidad y provoca el estado de excitación del átomo. Pág. 345
OBJ63	43- La unión de un átomo de carbono con cuatro hidrógenos para formar el metano se consigue cuando cada una de las orbitales híbridas sp^3 del carbono se superpone con la orbital s del átomo de hidrógeno.
LBC64	43-Ahora bien, según esto el carbono $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1$ debería ser divalente, pero ocurre un fenómeno nuevo, la promoción de valencia: un electrón pasa a un subnivel superior, $1s^2, 2s^1, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$. De esta forma se explicaría su tetravalencia pero no el que los enlaces sean idénticos, pues hay electrones de diferentes subniveles. Ahora bien, lo que realmente tiene lugar es que se mezclan los cuatro. $2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$ dando cuatro orbitales mezcla o híbridos sp^3 (un s con tres p) idénticos, cada uno con un electrón solitario, capaz de formar enlaces. Pág. 108.
DL65	43- La configuración del átomo de carbono aislado es: $1s^2 2s^2 2p^2$. Ello es debido a que un electrón, se ha elevado desde el orbital $2s$ al $2p$ (menos estable) adquiriendo la configuración: $1s^2 2s^1 2p^3$. Ello es debido a que el orbital $2s$ y los tres orbitales $2p$ forman 4 orbitales híbridos (combinados) equivalentes entre sí. Pág. 77.
ULR70	43. La energía E_2 , necesaria para pasar del estado estacionario y observable sp^3 al estado de valencia tetraédrico V_4 es... Pág. 76
DLA72	43. En la teoría del enlace de valencia se considera que el átomo central de toda molécula poliatómica no utiliza, en general, para el enlace los orbitales propios del átomo libre, sino los denominados orbitales híbridos que corresponden a unas funciones de onda obtenidas por combinación matemática de las funciones de onda orbitales del átomo libre. Pág. 83.
LCR73	43. Las orbitales resultantes de esta combinación se denominan híbridas, y el fenómeno general que conduce a esta situación se conoce como hibridación de orbitales. (apartado 6.8)
ESA74	43-Los orbitales híbridos tienen todos básicamente la misma forma, pero se diferencian en su orientación. Su forma recuerda a los orbitales p , pero se diferencian en que tienen un lóbulo mucho mayor que el otro, pues la otra región se ha reducido a un tamaño muy pequeño. Pág. 102.
MRJ77	43-Estos tres tipos de enlace podían interpretarse, como estudiamos en el

	apartado 8.1, suponiendo que el átomo de carbono utiliza orbitales híbridos sp^3 , sp^2 y sp , respectivamente. Pág. 489.
--	---

44 Spin.

VE40	44-El electrón (-) tiene dos movimientos, de translación y de rotación. Pág 827-437. Según investigaciones hechas por Uhlenbeck y Goudsmit, los electrones, no sólo giran alrededor del núcleo, sino también de sí mismos, movimiento análogo al de la rotación de la Tierra. Pág 492-901.
ES43	44-...envoltura de electrones, que giran alrededor de dicho núcleo en órbitas circulares o elípticas, y sobre sí mismos con movimientos de rotación, distribuidos en pisos y subpisos, según explicaremos más adelante Pág 90. Se pensó entonces, por indicación de Goudsmith y Uhlenbeck, que los electrones no sólo tenían un movimiento de traslación, sino también de otros de rotación sobre su eje. A este movimiento de rotación se le designa ordinariamente con la palabra inglesa "spin" y con la letra s, pero como este spin o movimiento de rotación sólo puede tener lugar en dos sentidos, positivo y negativo, sólo puede tener dos valores $+1/2$ y $-1/2$. Pág 134.
JE44	44-Derminados grupos de trayectorias electrónicas se encuentran comprendidas en capas de igual energía y cada electrón aislado del conjunto de electrones tiene además una característica en la que se conoce como spin o giro. Dos electrones con giros de sentido contrario se compensan. Pág. 53. (2º edición, 1944)
GJ46	44- Uhlenbeck y Goudsmit, aun después de las reformas hechas por Sommerfeld, han demostrado que para la perfecta interpretación de los espectros de los metales alcalinos, se hacía necesario admitir que los electrones del átomo son giratorios, es decir, que los electrones, al mismo tiempo que se deslizan por sus niveles en torno al núcleo, dan vueltas alrededor de si mismos. Este movimiento de giro ha recibido el nombre de spin. Pág. 43.
ILA54	44- El spin s, designa el sentido de rotación del electrón alrededor de su propio eje. Pág. 28.
GJ61	44- Los electrones en ellas no solo tienen un movimiento de traslación sino de rotación sobre su eje, como los planetas. Este movimiento de rotación, se le conoce con el nombre de Spin, el cual puede darse de derecha a izquierda o de izquierda a derecha puede ser paralelo y antiparalelo. Pág 40. Principio de Hund. Cuando se pasa de un elemento al siguiente, las órbitas adquieren progresivamente electrones con la particularidad de que todas las orbitales p deben desde luego contener un electrón, antes que una de ellas puede presentar un doblete. Pág 43-44.
CMR61	44- El núcleo tiene un movimiento alrededor de su eje (spin nuclear), el

	cual se suma vectorialmente al spin electrónico, aumentándose así la complejidad de la estructura de los espectros atómicos. Pág 78.
EBJMCR63	44-La clave de este hecho la dieron Ulenbeck y Goldsmith al darse cuenta de que el electrón estaba siendo considerado como un punto geométrico, sin dimensiones, cuando en realidad debe de ser considerado como una esfera material. Con esto aparece un nuevo grado de libertad para el electrón; posee movimiento de rotación, puede girar sobre sí mismo y puede hacerlo en dos sentidos. Pág 52.
OBJ63	44- Todavía existe un cuarto número cuántico, denominado spin. El electrón gira alrededor del núcleo y de su propio eje. Cuando ambos sentidos de giro coinciden se dice que el spin del electrón es paralelo. Si los sentidos son contrarios, el spin del electrón es antiparalelo. Pág 13.
SGJ64	44- El electrón posee un movimiento de giro sobre su eje, spin, con su correspondiente momento cinético que se mide por medio de un cuarto número cuántico, s. Pág. 50.
LBC64	44- Uhlenbeck y Goudstimit, atribuyen al electrón un movimiento de rotación sobre sí mismo, cuyo momento spin tiene por valor la mitad del momento orbital (el del electrón de la órbita) Pág 85.
DL65	44- El electrón además del movimiento de traslación, tiene uno de rotación sobre sí mismo, el cual puede realizarse en dos sentidos. Pág 58.
DGAM69	44- Los holandeses Uhlenbeck y Goudsmith lo explican suponiendo al electrón dotado de un movimiento de rotación sobre su eje, pero en los dos sentidos, además del de traslación en torno al núcleo. Pág 24-25.
DGAM69	44- Los holandeses Uhlenbeck y Goudsmith lo explican suponiendo al electrón dotado de un movimiento de rotación sobre su eje, pero en los dos sentidos, además del de traslación en torno al núcleo. Pág 24-25.
ULR70	44-n, l, m, s. Pág. 41.
DLA72	44-Al efectuar el electrón este movimiento de rotación crea, simultáneamente, un momento angular de spin y un momento magnético de spin. Pág. 6.
LCR73	44-Aún queda el hecho a considerar, y es que el electrón, además de girar alrededor del núcleo, tiene un movimiento de rotación sobre si mismo, movimiento que recibe el nombre de spin. Pág. 64.
ESA74	44- Se atribuye este hecho a que el electrón gira alrededor de sí mismo, pero unas veces lo hace en un sentido o en el opuesto. La rotación del electrón sobre si mismo se llama spin. Pág. 53.
MRJ77	44-De una manera intuitiva, el spin se puede designar como un giro o una rotación propia de los electrones, (análoga a la rotación de la tierra sobre su propio eje), que puede tener lugar solamente en dos sentidos. Pág. 91.

45- Principio de Hund.

ILA54	45- Como regla general puede establecerse que en cada piso los electrones tienden a ocupar los orbitales más estables; es decir, que no empiezan a entrar electrones en un subnivel sin haberse completado el anterior, y aún dentro de cada subnivel en que todos los electrones tienen la misma energía, empieza por entrar un solo electrón en cada órbita y sólo cuando todos los orbitales del subpiso tienen ya un electrón, entra en ellos el segundo para ocuparlos. Pág. 29.
ULR70	45- Ppio de Hund. El principio de máxima multiplicidad o de Hund, que puede enunciarse diciendo que: cuando para valores dados de n y l existen varios orbitales definidos por diferentes valores de m_s , estos orbitales se semioocupan primero y el emparejamiento de electrones no comienza hasta que todos los orbitales están semioocupados. Pág. 46.
DLA72	45. Para aquellas configuraciones electrónicas a las que corresponden mas de un termino, se deduce cual es el termino del estado fundamental (el de menor energía), por la regla de Hund. El termino del estado fundamental es el que presenta mayor valor de multiplicidad $(2S+1)$ y por tanto de S , lo que significa que se trata de la configuración con el máximo numero posible de electrones de igual spin, ya que esto daría el mayor valor de M_s . Pág. 48.
LCR73	45. ...este es el caso de los orbitales $2p$, por lo que, al desaparecerse al máximo, la situación sera la siguiente (apartado 5.3.)
ESA74	45. ...pues se llegan a configuraciones electrónicas cuando los cinco orbitales d están ocupados cada uno de ellos por un electron con spines paralelos (regla de Hundla regla de Hund establece que se llega a una configuración más estable cuando los electrones se disponen en spines paralelos, en los cinco orbitales equivalentes Pág. 59
MRJ77	45- El principio de máxima multiplicidad o regla de Hund, enunciada, en 1927, por este investigador para explicar ciertos detalles de los espectros atómicos y que establece que, cuando hay vacantes orbitales de la misma energía, los electrones los ocupan por separado. Pág. 92.

Textos preuniversitarios	
PRIMER PERIODO	
PI32	Puig Ignacio. <i>Curso General de Química</i> . Primera edición. Manuel Marín Editor. Barcelona. 1932.
MDPR33	Montequi Díaz de Plaza, Ricardo, <i>Elementos de Química (teorías, prácticas, problemas)</i> Tipografía "El eco de Santiago", Santiago de Compostela, 1933.
MPJ33	Mir Peña, Juan, <i>Compendio de Química (libro de texto fundamental)</i> , Séptima edición. Editorial Urania, Granada. 1933.
MGJ33	Monzón González, Julio, <i>Elementos de Química General e Historia de la Química</i> , 7ª edición, Imprenta y librería de Eulogio de las Heras, Sevilla, 1933
OZL35	Olbes y Zuloaga, Luis, <i>Lecciones elementales de Química</i> , 11 edición, Tipografía de Alberto Fontana, Madrid, 1935.
EJ36	Estalella, José. <i>Curso de Química</i> . 2ª Edición. Gustavo Gili editor, Barcelona. 1936.
SEGUNDO PERIODO	
GLLJ42	Gassiot Llorens, José. <i>Compendio de física y química</i> . Ediciones Alma Mater, S.A. Barcelona. 1942
VA44	Aleixandre, Vicente. <i>Compendio de Química general</i> . 2ª Edición. Summa. Madrid. 1944.
DPL46	De la Puente Larios, <i>Compendio de química elemental</i> , J. Bosch, casa editorial, Barcelona. 1946.
YMRCL46	Ybarra Méndez, Rafael y Cabelas Loshuertos, Ángel. <i>Elementos de química</i> . Nuevas gráficas S.A. Madrid. 1946.
NGELC47	Nagera Gómez E. y Lahigera Cuenca F. <i>Física y Química, Séptimo curso de Bachillerato</i> , Primera edición. Editor E. López Mezquido, Valencia, 1947.
ESACS59	Esteve Sevilla, Alfonso. <i>Química, Curso Selectivo</i> . ECIR, Valencia. 1959
TERCER PERIODO	
MRO60	Mendiola Rúiz, Onofre. <i>Química general</i> . 3ª edición. Editorial Estades. Madrid. 1960.
CMR61	<i>Canivell Morcuende Ramiro. Curso selectivo de química</i> . Talleres gráficos ORDORICA, Bilbao, 1961
LFJL61	León Fernández José Luis, <i>Curso fundamental de química, Selectivo de escuelas Técnicas de grado medio</i> , 3ª Edición. Editor Jacinto Hermida López, Madrid. 1961
BRU63	<i>Química, curso preuniversitario</i> . Plan 1963. Editorial Bruño. Madrid. 1963.
RVM64	Romero Vergara, Manuel, <i>Química, curso preuniversitario</i> . Imprenta EL ARTE. Madrid. 1964.

RG64	Ramos-Garijo. <i>Química fundamental</i> . Litoprint, Madrid, 1964
GRF65	González Ruíz Felipe, G. de los Reyes, Rafael. C. de la Torre, Isidoro. <i>Química, temas preuniversitarios</i> . Litoprint. Madrid. 1965
SSJVB65	Soriano Silvestre José R. y Valero Blanco Enrique. <i>Química para preuniversitario</i> . Tipografía Puertas, S. L. Valencia. 1965.
FGRIA65	Feo García R. e Izquierdo Asins J. M. <i>Química preuniversitario</i> . Primera edición. Imprenta J. Doménech. Valencia. 1965.
CE65	Colom Esquerria, J. <i>Química, curso preuniversitario</i> . Gráficas Per. Barcelona. 1965.
BEMB65	Burbano de Ercilla, S. y Martín Blesa, R. <i>Química. Curso Preuniversitario</i> , 3ª edición. Ed. Librería general, Zaragoza, 1965.
RVJ66	Ruiz Vázquez, Jesús. <i>Química</i> . Ediciones Ruiz. Madrid. 1966.
GJ66	P Juan Galmés S.I., <i>Química teórico-práctica</i> . Ed. Compañía bibliográfica Española. Madrid. 1966
RCI66	Ríos Chacón, Ignacio. <i>Química General Preuniversitario</i> . Editorial "Prensa Española" Madrid. 1966.
RFRV67	Ramos Fernández, F y Ruiz Vázquez, J. <i>Química general</i> . Ediciones Ruiz, Madrid. 1967.
PBM67	Pineda Baños, Miguel, <i>Química General</i> , Adaptado al programa de Ingreso en la Escuela de Óptica. Academia Gauss, Madrid. 1967.
ELD67	Eldelvives, <i>Química, curso preuniversitario</i> , Ed Luis Vives S.A. Zaragoza, 1967
MCVF68	Marcos Constantino, Valls Francisco y Ascacibar Madrid. <i>Química para el curso preuniversitario</i> . Ediciones S. M. Madrid. 1968.
GMCNC68	Guillen Monzonis, Claudio y Narciso Campillo, Claudio. <i>Química, curso preuniversitario</i> . Editorial Marfil, S. A, Madrid. 1968.
VSP68	Villanua Sánchez, Pablo J. M. <i>Química, preuniversitario</i> . Hechos y dichos. Zaragoza. 1968.
VFAJ69	Valls Francisco, Ascacibar Javier, Marcos Constantino, <i>Química, curso preuniversitario</i> , Ediciones S.M., Madrid, 1969.
CUARTO PERIODO	
GBC72	Gordo Blanco, Carlos, <i>Química</i> , Depósito legal M – 24172 – 1972, Madrid, 1972.
FGM73	Fernández González, Manuel, <i>Introducción a la Química Superior I</i> , Ediciones Anaya, S. A. Madrid, 1973.
VFAJ75	Valls Francisco, Ascacibar Javier, Marcos Constantino, <i>Química, Curso de Orientación Universitaria</i> , Ediciones S.M., 1975, Madrid.
MLAGM76	Martínez Lorenzo, Antonio y Garau Marqués, Sebastián, <i>Química COU, Plan de 1975</i> , Coeditan Editorial Bruño y Magisterio Español, Madrid, 1976.
CCMA77	Cañadas Cruz, Miguel, Avidad Castañeda, Ramiro, <i>Química, Curso de</i>

	<i>Orientación Universitaria</i> , Sociedad General Española de Librería, S.A., Madrid, 1977.
MLAC78	Martínez Lorenzo, A., Couselo Esperón J., González Martínez T., Lomillo Gallo R., Carpintero del Reguero A. <i>Química COU-78</i> , Primera Edición, Editorial Bruño, Madrid, 1978.
EEFA78	Enciso Eduardo, Fernández Abascal, José Luis, Martín Rosa, Martínez Mercedes, <i>Curso de Orientación Universitaria, Química</i> , Editorial Noguer, S.A. Madrid, 1978.

2-Tubo de Crookes.

PI32	2- Se llaman electrones las partículas más pequeñas conocidas de electricidad negativa que puede encontrarse aislada. Son las mismas partículas eléctricas que forman los conocidos rayos catódicos de los tubos de Crookes y las llamadas partículas “beta” del radio y demás elementos radioactivos. Pág. 108.
MPJ33	2- La naturaleza de los rayos catódicos-. Los rayos que se desprenden en un tubo de Crookes por la corriente eléctrica, son de las mismas propiedades y, por lo tanto, iguales, cualquiera que sea el cuerpo que forma el cátodo. Es, pues, necesario admitir que los diferentes cuerpos simples que los forman tienen, como elementos comunes los electrones. Pág 259.
MDPR33	2-Los electrones no son otra cosa que los rayos catódicos que emanan del polo negativo cuando salta una chispa a través de un gas sumamente enrarecido. Pág. 312.
MGJ33	2-Hecho el descubrimiento de la radioactividad (Bequerel, 1896) y de la identidad entre los rayos α , β y γ de los cuerpos radioactivos y los anódicos, catódicos y X respectivamente, que se obtienen en los tubos de vacío, se ha podido penetrar en el conocimiento de la estructura de los átomos con tanta probabilidad como en el de los cuerpos celestes, se tiene en astronomía, y llegar a la hipótesis planetaria del átomo. Es decir, a lo que se supone a éste semejante a un sistema planetario como el solar. Pág. 179-180.
GLLJ42	2- Los electrones quedan libres en el efecto Edison, en los rayos catódicos y forman los rayos β . Su carga eléctrica es de $4,77 \cdot 10^{-10}$ u.e.e., y se toma como unidad para comparar con las de las restantes partículas atómicas. Su masa es de 1/1800 de la del átomo de hidrógeno. Pág. 382
YMRCL46	2- Rayos beta.- Por su comportamiento resultan los rayos beta similares a los catódicos del tubo de Crookes. Pág. 90.
DPL46	2- Sabemos por física que los cuerpos, por diversas acciones, desprenden partículas eléctricas llamadas electrones. Entre dichas acciones tenemos: campos eléctricos en gases enrarecidos (rayos catódicos), temperaturas elevadas en los metales (efecto termoeléctrico), radiaciones luminosas de corta longitud de onda sobre ciertos metales (efecto fotoeléctrico) y las partículas β de los cuerpos radioactivos desprendidas espontáneamente. Los electrones tienen una carga negativa de $1,6 \cdot 10^{-19}$ culbs y su masa es 1/1840 la del átomo de hidrógeno. Pág. 178.
NGELC47	2- En el caso de que la presión sea próximamente de 1/100 mm. Desaparece la luminosidad del gas, pero las paredes del tubo de vidrio tienen una luminosidad llamada fluorescencia. Pág. 92. El estudio experimental de estos rayos catódicos ha conducido a la conclusión de que

	están formados por chorros de electrones, esto es, corpúsculos eléctricos. Pág. 94.
MRO60	2-Sabemos que los gases enrarecidos dejan pasar la corriente eléctrica de alta tensión (como conductores de tercera clase), produciéndose los rayos catódicos; de modo que los átomos de estos cuerpos van cediendo electrones, lo cual nos afirma la existencia de esos electrones en la constitución del átomo. Pág 9,
CMR61	2- La radiación procedente del cátodo de los tubos Rontgen, llamada rayos catódicos, está constituida por corpúsculos con carga negativa. Los corpúsculos con carga eléctrica negativa a que acabamos de referirnos, reciben el nombre de electrones y también de negatrones. Págs 56-57.
LFJL61	2-Pronto pudo demostrarse que este flujo luminoso, de carácter eléctrico negativo, puesto que era atraído por en ánodo (polo positivo), estaba constituido realmente por un chorro o haz de partículas materiales extraordinariamente pequeñas, que eran siempre idénticas, independientemente del gas que ocupase el tubo de los rayos catódicos. Desde el primer momento se les denominó “electrones”. De los hechos expuestos anteriormente quedaba establecido, de una vez para siempre, que “todos los átomos tienen en su constitución electrones” Pág 37.
RVM64	2- A presiones de una milésima de mm. Desaparece toda luminosidad y el espacio oscuro llena todo el tubo. En ese momento el cátodo emite una radiación capaz de producir fluorescencia verdosa en las paredes del tubo. Esta radiación se denominó “radiación catódica” Pág 69.
RG64	2-Los electrones extraídos del átomo (tubo de descarga) constituyen una parte muy pequeño y lo que es más importante... Pág 90.
GRF65	2- Fue otro Thomson (Joseph John), quien proporcionó la primera noción experimental sobre la estructura del átomo; él y el famoso Crookes, quien observó que en los gases mantenidos a bajas presiones había un desprendimiento de determinada partícula elemental, durante las descargas eléctricas en el seno de estos gases. El gran paso del descubrimiento de los rayos catódicos puede fijarse como dado por Crookes en 1879. Pág 4.
SSJVB65	2- Los rayos catódicos habían demostrado la existencia del electrón... Pág 62.
FGRIA65	2- Los rayos catódicos fueron descubiertos por Hittorf (1875) y estudiados posteriormente por Crookes (1885) Y Goldstein pero fue Sir J. J. Thomson quien en 1897 pudo llegar a descubrir la naturaleza de los rayos catódicos al comprobar que las partículas emitidas eran las mismas independientemente del gas contenido en el tubo y la sustancia que formara el cátodo, y sugirió que se trataba de cargas eléctricas negativas a las que llamó electrones (el nombre de electrón ya había sido propuesto por Stoney en 1891) Pág 67.
CE65	2- Los gases a presión ordinaria no conducen la electricidad pero si lo

	hacen a presiones bajas. Si tenemos un tubo como el de la figura (tubo de Crookes)... Aparecen una serie de descargas que llenan completamente el espacio comprendido entre los dos electrodos y que se conocen como rayos catódicos. Si entre ánodo y cátodo se interpone una placa de sulfuro de cinc se observaran relampagueos intermitentes, lo cual demuestra que el flujo de electricidad se realiza en porciones discretas, pues en caso contrario, el relampagueo seria continuo. Pág 53.
RCI66	2- Si reducimos la presión hasta 0.1 ó 0.001 mm. El espacio oscuro de Crookes invade todo el tubo y al mismo tiempo aparece en la pared del tubo opuesta al cátodo una fluorescencia que depende de la naturaleza del vidrio. Esto indica que bajo estas condiciones existe una radiación que sale del cátodo y que al incidir sobre la superficie del vidrio la pone fluorescente, son los rayos catódicos. Pág 39.
VSP68	2- Si en un tubo lleno de gas sometemos a sus electrodos a una diferencia de potencial elevada, observaos que a presión ordinaria no pasa la corriente, pero si vamos rebajando la presión a unos milímetros de mercurio (10 ó menos) se observan descargas que se hacen más intensas y llenan el tubo si desciende aun más la presión del gas. Pág 58.
MCVF68	2- Si se disminuye hasta 1 mm de Hg o menos, se observa que la superficie del cátodo presenta una luminosidad especial llamada brillo catódico, a continuación viene una pequeña región oscura, llamada espacio oscura de Crookes o de Hittorf, cuya longitud aumenta a medida que se disminuye la presión del gas. Pag 57.
GMCNC68	2- Cuando se hace pasar una corriente eléctrica por el seno de un gas a presión muy baja, en un tubo de Crookes, se produce un flujo de partículas eléctricas denominadas rayos catódicos. Los rayos catódicos son realmente haces de electrones y sus características son independientes tanto del material que constituye los electrodos como el gas residual contenido en el tubo de descarga. Pág 84.
VFAJ69	2- Por tanto podemos concluir: los rayos catódicos son partículas cargadas negativamente y constituyentes de la materia. A estas partículas se les dio el nombre de electrones. Pág. 26.
FGM73	2- Thomson descubrió así en 1897 el electrón, partícula constituyente de los llamados rayos catódicos. Pág. 24.
VFAJ75	2- Salen perpendicularmente al cátodo y se propagan en línea recta, ya que proyectan sobre la pared opuestas sombras francas de cualquier objeto colocado en su trayectoria. Pág. 29.
MLAGM76	2- Cuando la presión interior de los tubos se hace inferior a 0,001 mm. De mercurio, observó Crookes que el vidrio se hacía fluorescente y atribuyo este hecho a la existencia de unos rayos llamados catódicos. Pág. 87.
CCMA77	2- La superficie del cátodo presenta una luminosidad especial llamada brillo catódico. Pág. 26.

MLAC78	2-El descubrimiento por Crookes (1879) de los rayos catódicos en tubos de descarga eléctrica... Pág. 29,
--------	--

3- Experiencia de Millikan.

RVM64	3-En una cámara provista de un par de placas entre las que puede establecerse una d.d.p., se crea una fina niebla de gotículas de aceite y se las ioniza por la acción de un haz de rayos X. Estas gotas adquieren una carga eléctrica variable que siempre será un múltiplo entero de la carga del electrón (carga elemental) (e , $2e$, $3e$, $4e$...) Pág 69.
FGRIA65	3- Los fenómenos electrolíticos permiten conocer el valor de la carga del electrón, pero además, en 1911, Millikan midió directamente la carga del electrón, encontrando el valor $e = 1,601 \cdot 10^{-19}$ coulombios (negativos), resultando, para la masa del electrón, el valor $m = 0,901 \cdot 10^{-27}$ gramos = $1/1840$ masa del átomo de hidrógeno. Pág 68.
CE65	3-Millikan en 1913, consiguió el cálculo de la carga de estas partículas. A una gota de aceite se le comunico una carga eléctrica exponiéndola a la acción de los rayos X y se pudo mantener la gota en un campo eléctrico sin caerse o elevarse debido a que el campo eléctrico ejercía una fuerza hacia arriba (armadura negativa) igual al peso, con lo cual se veía que la gota había quedado cargada positivamente. Pág 54.
RCI66	3-Millikan determinó experimentalmente el valor absoluto de la carga del electrón encontrando el valor de $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ culom. Pág 40.
VSP68	3- Millikan en 1913 pudo determinar la carga del electrón empleando el método llamado de la gota de aceite. Consiste en pulverizar dentro de una cámara, aceite, cuyas gotas si se les hace llegar un haz de rayos X se ionizan perdiendo electrones y quedando con cargas positivas. Págs 59-60.
MCVF68	3- El aparato de Millikan. ...las gotitas estaban, en general, fuertemente cargadas a consecuencia del rozamiento producido por la inyección de la niebla y una de ellas era seguida con el antejo mientras caía por efecto de su peso mg, o mientras subía por efecto del campo eléctrico E. Pag 60
GMCNC68	3-Posteriormente Millikan ideó un dispositivo mediante el cual expuso unas gotitas de aceite a la acción de rayos X con lo que se cargan negativamente. Suspendidas entre placas cargadas y en posición horizontal, midió la velocidad de desplazamiento hacia la placa positiva como función de la carga entre las placas. La información obtenida de este modo le permitió medir directamente la carga del electrón y a partir de ella estimar su masa. Pág 85.
VFAJ69	3-El aparato de Millikan para medir la carga del electrón se representa esquemáticamente en la figura 2.9. Pág. 29.
VFAJ75	3-El aparato de Millikan para medir la carga del electrón... Pág. 33.
MLAGM76	3- ajustando convenientemente el potencial entre las placas del condensador se consigue equilibrar el peso de la gota (cargada

	eléctricamente o por rozamiento o por radiaciones electromagnéticas) con la fuerza debido al campo eléctrico. Pág. 91. Experimento de Millikan. Pág. 92.
EEFA78	3-Millikan calculó en 1909 la masa del electrón. Pág. 37.
MLAC78	3-Millikan (experimento de las gotitas de aceite) halló su carga... Pág. 29.

4 Experiencia de Glodstein.

MDPR33	4-En las descargas de gases enrarecidos, juntamente con los rayos catódicos, se desprenden en dirección contraria los llamados rayos canales o positivos que no son iguales para todos los cuerpos simples sino que están constituidos por el átomo del elemento que los produce. Pág. 313.
YMRCL46	4- Rayos alfa.- Su desviación por el campo eléctrico muestran carga eléctrica positiva y hoy se sabe que están constituidos por átomos de helio que transportan dos cargas eléctricas positivas. Por su comportamiento son estas radiaciones similares a los rayos canales de los tubos de Crookes. Pág. 89.
DPL46	4- En las descargas a través de gases enrarecidos, a la vez que del cátodo se desprenden electrones negativos (rayos catódicos), del ánodo parte un flujo de iones positivos (rayos canales) formados por los átomos que perdieron sus electrones. Pág. 178.
NGELC47	4- Se originan en el espacio que hay entre el ánodo y el cátodo, estando formados por átomos o moléculas del gas enrarecido que contiene el tubo y que al perder electrones se han cargado positivamente marchando del ánodo hacia el cátodo, que atraviesan cuando se encuentra perforado. Pág. 96.
GLLJ42	4- Rayos canales o positivos se producen en un tubo de rayos catódicos, cuando el cátodo está provisto de una serie de agujeros; y están constituidos por partículas con carga positiva que son atraídos por las cargas negativas del cátodo. Pág. 327.
CMR61	4-Se confirma la existencia de los corpúsculos con carga eléctrica positiva existentes en el átomo usando tubos Rontgen con cátodo agujereado. Así observo Goldstein (1886) que a través de los agujeros salían pequeños haces luminosos, a los que llamó rayos canales. Pág 59.
RVM64	4-En un tubo de rayos catódicos los electrones que salen del cátodo chocan contra los átomos del gas residual que contiene el tubo (el vacío no es perfecto) en estas colisiones los átomos pierden electrones y se convierten en iones positivos; estos iones positivos se dirigen hacia el cátodo y si éste se encuentra perforado atraviesan las perforaciones constituyendo un haz de radiación positiva que se denomina radiación canal. Pág 77.
SSJVB65	4- y los rayos canales la de cargas eléctricas positivas unidas a la materia. Pág 62.

FGRIA65	4-Cuando Goldstein, en 1886, descubrió los rayos canales, o positivos, se llegó a la conclusión de que los iones gaseosos están constituidos de una forma diferente que los iones electrolíticos. Pág 68.
CE65	4-En el mismo experimento anterior de descarga eléctrica de gases, Goldstein descubrió que si se utiliza un cátodo perforado, detrás del cátodo aparecía una fluorescencia debida a otros nuevos rayos llamados rayos positivos: estos rayos tienen carga eléctrica positiva pues son desviados hacia la armadura negativa de un campo eléctrico. Pág 55.
RCI66	4-Además de estos rayos catódicos, y si colocamos hacia la mitad del tubo y en él practicamos orificios detrás de él se observarán unos rayos luminosos. Estos rayos constituyen los rayos positivos o canales y se puede demostrar que están constituidos por partículas positivas. Pág 40.
VSP68	4- A la vez que se desplazan los rayos catódicos en dirección cátodo-ánodo se producen en sentido contrario según pudo observar Thompson otros rayos llamados canales (por atravesar el cátodo perforado) o positivos. Pág 60.
MCVF68	4- Pero una luminiscencia azulada y nebulosa parece marcar el el paso de algo que se ha llamado rayos catódicos, por provenir del cátodo. Pag 57
GMCNC68	4- Otro fenómeno observado en los tubos de descarga, que ha sido de importancia fundamental para interpretar la naturaleza eléctrica del átomo, es la producción de los llamados rayos canales cuando en el cátodo perforado. Estos rayos circulan en sentido opuesto a los catódicos y se componen de partículas cargadas positivamente. Pág 87.
VFAJ69	4-Los rayos positivos en el hidrógeno están constituidos por átomos de este elemento que han perdido un electrón y se denominan protones. Pág. 28.
FGM73	4-Wien y más tarde Thomson, en 1906, identificaron el protón en los rayos canales o positivos cuando el tubo se había llenado previamente de hidrógeno. Pág. 24.
VFAJ75	4-Los rayos positivos en el hidrógeno están constituidos por átomos de este elemento que han perdido un electrón y se denominan protones. Pág. 32.
MLAGM76	4-Si se perfora el cátodo de un tubo de rayos catódicos con unos pequeños orificios o rendijas, quedando detrás de él un espacio libre, algunos de los iones positivos del gas producidos por el choque de los electrones pasan por los agujeros y prosiguen su marcha, dando origen a los rayos canales. Pág. 88.
CCMA77	4-En 1886, Goldstein observó que si se empleaba un cátodo agujereado se podía comprobar la presencia de una radiación dirigida en sentido contrario a los rayos catódicos y de carga positiva. Pág. 27.

5-Neutrones (Chadwick, electrones nucleares)

PI32	<p>5- Recientemente se han encontrado electrones positivos llamados positrones; en vista de lo cuales supone que los protones están constituidos de un positrón y un neutrón, siendo los neutrones partículas eléctricas neutras de masa 1840 veces mayor que la de los electrones. Pág. 108. Estructura del núcleo. Según trabajos debidos principalmente al Inglés Rutherford se sospecha que los protones y electrones del núcleo se hallan agrupados de una manera fija y constante para cada elemento, y además se cree que los electrones del núcleo por efecto de las fuerzas eléctricas allí reinantes, no se hallan enteramente esféricos sino algo aplastados. // Los electrones existentes en el núcleo no suelen ser muchos, la otra gran parte se encuentra en la envoltura o corona. // Los principales grupos que hasta el presente se han podido descubrir en el núcleo son dos; las llamadas partículas alfa o núcleos de helio, que emiten los cuerpos radioactivos y constan de cuatro protones y dos electrones, y las “partículas 3” llamadas así por ser su peso atómico tres y que están formadas de tres protones y un electrón, si bien actualmente algunos dudan de su existencia. Pág. 110.</p>
MPJ33	<p>5-En algunos elementos, como el hidrógeno los electrones de los átomos pertenecen todos a la corona; pero, en otros elementos hay electrones en la corona y en el núcleo, distinguiéndose los primeros con el nombre de electrones satélites y los segundos electrones nucleares. Estos últimos están neutralizados por algunos de los protones del núcleo y los restantes neutralizan a los de la corona. Pág 253.</p> <p>6-Electrones y protones. Pág. 25.</p>
MDPR33	<p>5- Los átomos de los diversos elementos están constituidos por un núcleo formado por la asociación de protones y electrones con un cierto número de protones en exceso, alrededor del cual están dispuestos en pisos otros tantos electrones que describen continuamente órbitas planetarias alrededor del núcleo. Pág. 313. El átomo de helio puede suponérsele formado por un núcleo con dos protones asociados (protón-electrón), dos libres y un anillo con dos electrones que giran en el mismo piso. Pág. 314. Los neutrones son núcleos de hidrógeno sin carga eléctrica, esto es, a modo de átomos de hidrógeno en que el electrón íntimamente ligado al protón está inactivo, tienen, por tanto, carga eléctrica 0 y masa materia 1. (Pág. 325 de la edición de 1944)</p>
MGJ33	<p>5-...por ejemplo, el sodio, que tiene de peso atómico 23 y ocupa el número 11 en el sistema lineal, tenemos que admitir que tiene 23 protones en su núcleo y 13 electrones en su corteza; pero, como las cargas del núcleo y de la corteza han de ser iguales en magnitud, es preciso, que en el núcleo haya 12 electrones unidos invariablemente a los protones, neutralizando 12 de sus cargas, con lo cual queda la carga total de 11, igual a la de los electrones de la corteza. Pág. 182.</p>

OZL35	5-Se ha demostrado que los rayos alfa son idénticos a los átomos de helio con cargas positivas. Están constituidos por 4 protones y 2 electrones; su carga es de dos unidades positivas. Pág. 277. El núcleo más sencillo es el del hidrógeno llamado protón (en griego, primero); y los demás son una mezcla de protones y electrones nucleares en distinto número pero predominando los protones. Pág. 54.
GLLJ42	5- Los neutrones no tienen carga eléctrica y su masa es así mismo, igual a la del H. Pág. 382.
VA44	5-Existen también, como constituyentes de la materia, los llamados neutrones, que son corpúsculos de masa aproximadamente igual a la del átomo de hidrógeno, sin ninguna carga eléctrica. Estos corpúsculos se obtienen en la acción de las radiaciones radioactivas sobre el magnesio. Págs. 201-202.
YMRCL46	5- Por otra parte el estudio del átomo demuestra que, generalmente el núcleo del átomo muestra una carga eléctrica positiva inferior a la que le corresponde por el número de protones que posee, lo que se explica admitiendo que en el núcleo hay también un determinado número de electrones que neutraliza a otros tantos protones. En consecuencia, el núcleo presentará una carga positiva, cuya cuantía vendrá representada por el número de protones no neutralizados o protones libres. Supongamos un átomo cuyo núcleo posee n protones, dicho átomo tendrá, por tanto, otros n electrones. Si hay en el núcleo a electrones la carga del mismo equivaldrá a n-a protones y los electrones planetarios serán también de n-a protones y electrones. Págs. 84-85.
DPL46	5- En 1932, Chadwick pudo comprobar que sometiendo al berilio al efecto de las partículas a de un cuerpo radioactivo emitía una radiación muy penetrante formado por partículas de H sin carga eléctrica, tal partícula neutra se denomina neutrón y, según algunos, debe ser la asociación de un protón y un electrón. Pág. 178.
NGELC47	5-Neutrones. Pág. 130.
ESACS59	5- , y el neutrón tiene la misma masa que el hidrógeno (la diferencia es pequeñísima), pero sin carga eléctrica. Pág 29.
CMR61	5-...a estas masas se les da el nombre de neutrones. Su existencia fue confirmada al ser descubiertas estas partículas materiales sin carga por Chadwick en 1932. Pág 80.
LFJL61	5- ...el protón, con carga eléctrica positiva igual a la del electrón con masa 1, y el neutrón, de igual masa que el protón, pero de carácter eléctrico neutro. Pág 38.
BRU63	5-El protón y el electrón son estables. El neutrón tiene una vida media de 10^{-3} segundos.
RVM64	5-Neutrón.- previsto teóricamente por Fermi, descubierto en 1932 por Chadwick. Carece de carga eléctrica. Su masa es sensiblemente igual a la

	del protón, 1838,6 veces mayor que la del electrón. Pág 70.
RG64	5-Ahora bien, la suma de las masas de los protones y electrones nunca llega a justificar la totalidad de la masa del átomo, por lo que se supuso en principio, la presencia de una masa neutra que se confirmó, cuando en 1932, Chadwick logró poner en evidencia la existencia del neutrón como parte constitutiva fundamental de los átomos con masa propia próxima a la del átomo de hidrógeno y sin carga. Pág 90.
GRF65	5-Las cargas neutras o neutrones, no quiere decir que carezcan de electricidad, sino que pueden estar equilibradas, una carga positiva y otra negativa, según el siguiente esquema; neutrón = protón + electrón. Pág 18. ... y el neutrón, corpúsculo poco conocido que se comporta como libre de carga eléctrica. Pág 38. Ver dibujo pág 62 con neutrón = protón + electrón. Pág 62
MRO60	5-Hasta hace pocos años se admitía la constitución del átomo formado por protones y electrones. Pág 10. Más modernamente Chadwick descubrió (1932) en el núcleo del átomo otra parte fundamental de su constitución, a la que llamó neutrón. Se supone que está formado por un protón y un electrón, de ahí su carácter neutro. Pág 11.
SSJVB65	5- Rutherford; puesto que como la partícula cargada positivamente solamente se conocía el protón y la partícula alfa, se supuso que los núcleos estaban constituidos por protones asociados a un cierto número de electrones. La asociación de cuatro protones con dos electrones resultaba particularmente estable y constituía la partícula α . Pág 63.
FGRIA65	5-El neutrón es una partícula cuya masa material es prácticamente igual a la del protón (en realidad es ligeramente superior) pero no tiene carga eléctrica de ninguna clase. Los neutrones fueron descubiertos por Chadwick en 1932; se puede considerar los neutrones como partículas elementales de masa material unidad y carga eléctrica nula. Pág 72.
CE65	5-EL neutrón es una partícula sin carga eléctrica de masa aproximadamente igual a la del átomo de hidrógeno. Están situados en el núcleo del átomo. Pág 58. Con el fin de explicar la emisión de electrones y positrones por los núcleos hay que suponer la interconexión de estas partículas dentro del núcleo. Neutrón = protón + electrón; Protón = neutrón + positrón. Pág 59.
BEMB65	5-Neutrón.- partícula sin carga eléctrica de masa aproximadamente igual a la del protón.
GJ66	5-Neutrón hallado por Bothe y Becker (1930), es también una partícula ponderal con una masa aproximadamente igual a la del protón, pero eléctricamente neutra, de aquí que Chadwick le diera el nombre de neutrón. Pág 12. Tanto el protón como el neutrón son partículas compuestas; el protón consta de un neutrón y un positrón ($p=n+\pi$) y el neutrón de un protón y un electrón ($n = p + \beta$) Pág 13.

RCI66	5-El neutrón es una partícula con masa unidad y sin carga eléctrica. Pauli, tratando de explicar el proceso de desintegración de los neutrones, sugiere que estos se descomponen en un protón, un electrón y una partícula nueva de masa muy pequeña y sin carga eléctrica llamada neutrino, confirmada por fin en 1954 por Cowan. Pág 41. Como consecuencia de esto la masa total de un átomo vendrá dada por las suma de las masas de los protones y de los neutrones. La existencia del neutrón nos permite, además, explicar el hecho de que los protones nucleares no se repelen mutuamente, suponiéndose un neutrón se desdoble en un protón más un electrón $n=p+e$ y estos electrones producidos estabilicen el núcleo. Pág 42.
RVJ66	5-Neutrón (descubierto en 1932 por el físico inglés Chadwick). El neutrón fuera de los núcleos no es estable. Pág 2. Del núcleo pueden también desprenderse electrones y positrones, pero dichas partículas no pueden considerarse constituyentes permanentes del núcleo. Pág 3.
PBM67	5-Chadwick descubrió, en el núcleo del átomo, otra parte en su constitución, a la que llamo neutrón siendo esta partícula de carácter neutro, ya que se considera formado por un protón y un electrón. Pág. 10.
ELD67	5- Rutherford, propuso en 1920 que podían existir partículas de masa unidad que no tuviesen carga. Bothe y Beckeren 1930, encontraron en efecto, que determinados átomos ligeros, en especial, el berilio, al ser bombardeados con partículas alfa, emitían una radiación altamente penetrante y hasta entonces desconocida. J. Chadwick en 1932, dedujo que se trataba de partículas con la masa del protón, pero sin carga, es decir los neutrones postulados por Rutherford. Pág72.
RFRV67	5-El neutrón es también uno de los constituyentes fundamentales de la materia. Fue descubierto en 1932 por el físico inglés Chadwick. El neutrón fuera de los núcleos no es estable. Pág 2.
VSP68	5-Aquí hemos citado los fenómenos radioactivos porque gracias a ellos se pudo descubrir el neutrón, partícula existente en el átomo, de carácter neutro. Pág 61.
MCVF68	5-El neutrón. Nuevos experimentos guiados por consideraciones energéticas, demostraron que se trataba de una nueva partícula de masa 1, 00897 y sin carga eléctrica, a la que se dio el nombre de neutrón. ... un nucleo inestable que contiene un exceso de neutrones puede estabilizarse convirtiendo un neutrón en un protón y emitiendo una partícula β . Pag 70
GMCNC68	5-El neutrón libre tiene una vida corta, de unos minutos, desintegrándose espontáneamente según la ecuación; <p style="text-align: center;"> neutrón -----> protón + electrón + neutrino 1_0n -----> 1_1p + β^- + ν </p> El descubrimiento del neutrón por Chadwick y toda la experiencia posterior, ha permitido formar un modelo nuclear integrado por protones y neutrones, con exclusión de las demás partículas elementales. Pág 88.

	El electrón emitido procede del cambio neutrón = protón + electrón. Pág 93.
VFAJ69	5-Chadwick demostró que esta supuesta radiación estaba constituida por partículas neutras de masa muy próxima a la del protón. Por carecer de carga les llamó neutrones. Pág. 29.
GBC72	5-Neutrón.- Es la unidad elemental de masa y no posee carga. Pág. 2.
FGM73	5-Lo realizó Chadwick en 1932, identificando las partículas producidas al bombardear berilio con partículas α . Pág. 24.
VFAJ75	5-Chadwick demostró que esta supuesta radiación estaba constituida por partículas neutras de masa muy próximas a la del protón. Pág. 33.
MLAGM76	5-En 1932, Chadwick identificó una partícula de masa parecida a la del protón, pero sin carga eléctrica, a la que denominó neutrón, obtenida al bombardear berilio con partículas α . Pág. 91.
CCMA77	5-Chadwick identificó, en 1932, una partícula de masa parecida a la del protón, pero sin carga eléctrica, a la que denominó neutrón. Pág. 28.

8- Modelo de Thomson.

VA44	8-...el concepto que se tenía del átomo. Se creía antiguamente que éste era una especie de especie maciza, homogénea, elástica y completamente indivisible
MRO60	8- Había numerosas hipótesis sobre la situación de esos electrones; así, por ejemplo, Thomson suponía que los electrones estaban incrustados en una esfera cargada positivamente. Pág 10.
CMR61	8-La primera teoría atómica fue propuesta por el físico inglés J .J. Thomson (1902) quien imaginó al átomo como una esfera con electricidad positiva en cuyo interior se sitúan los electrones en número suficiente para obtener la neutralidad eléctrica. Pág. 59
BRU63	8- Para Thomson la carga positiva del átomo se distribuye uniformemente como una esfera, llevando embutidos en ella los electrones, de un modo u otro, según la naturaleza de los elementos. Pág 94.
RVM64	8- Thomson supone que el átomo está formado por una esfera maciza, asiento de toda la masa y la carga positiva del mismo; y en su interior se encuentran incrustados los electrones en número necesario para asegurar la electroneutralidad de la materia. Pág 71.
GRF65	8- Fue el inglés W. Thompson quien en 1867, sospechó y habló por primera vez, de que los átomos quizás estuviesen compuestos de anillos giratorios que se moverían en el seno de un medio sin capacidad para producirles rozamiento; pero reconoció insuficiente su teoría para explicarse ciertos fenómenos. Fue otro Thompson (Joseph John), quien proporcionó la primera noción experimental sobre la estructura del átomo. Pág 3-4.
FGRIA65	8-Rutherford que no concebía la idea de los átomos como partes macizas e indivisibles como había sugerido Thomson en 1904, ya que este modelo no explicaba la siguiente experiencia realizada en 1911 por el propio Rutherford. Pág 74.
CE65	8- Thomson en 1998 emitió la hipótesis de considerar el átomo como una

	esfera de electricidad positiva en la que se encontraban embebidos los electrones necesarios para neutralizarla. Pág 58.
RCI66	8- En un principio se aceptaba que el átomo era una esfera de electrificación uniforme en que las cargas positivas y negativas se movían caóticamente, como en una especie de nebulosa. Pág 41.
PBM67	8-Thomson suponía que los electrones estaban como incrustados en una esfera cargada negativamente. Pág 9.
ELD67	8- Si el átomo estuviera solamente formado por protones y electrones como postula Thomson, su masa coincidiría, prácticamente con su número atómico por ser despreciable la masa de los electrones. Pág 72.
MCVF68	8-demostrada la existencia de los electrones en la descarga de la electricidad a través de los gases, en el efecto fotoeléctrico y en la emisión termoiónica, todo sugirió que el electrón es uno de los bloques de construcción con los que los átomos están edificados. Thomson sugirió que la electricidad positiva del de un átomo está distribuida uniformemente por toda una esfera que tiene el mismo radio que el átomo (aproximadamente 1 Anstrong) Dentro de esta esfera propuso que había un numero de electrones que estaban embutidos como las ciruelas en un budín. Los fotones de la luz, los choques con otros átomos podían expulsar un electrón de tal átomo. Pág 71
VFAJ69	8-Con anterioridad (1888) Thomson había expuesto la idea del átomo como una esfera de electricidad positiva uniformemente distribuida en cuyo interior los electrones negativos están embutidos como “pasas en un pastel”. Pág. 31.
FGM73	8-La primera hipótesis acerca de la estructura del átomo fue dada por Thomson poco después de descubrir el electrón. El átomo sería una esfera material de electricidad positiva dentro de la cual, como gránulos, se encontrarían los electrones negativos. Págs. 24-25.
VFAJ75	8- Con anterioridad (1898) Thompson había expuesto la idea del átomo como una esfera de electricidad positiva uniformemente distribuida en cuyo interior los electrones negativos están embutidos como “pasas en un pastel” Pág. 35.
MLAGM76	8-Para Thomson, la carga positiva del átomo se distribuye uniformemente como una esfera, llevando embutidos en ella los electrones, de un modo u otro, según la naturaleza de los elementos. Pág. 93.
EEFA78	8-En este primer modelo los electrones se suponían embebidos en una esfera de carga positiva de forma análoga a como se incrusta la fruta en un pudding. Pág. 37.
MLAC78	8-J. J. Thomson concebía el primer modelo atómico como una esfera de carga positiva uniforme en la cual estaban incrustados los electrones. Pág. 31.

9-Experiencia de Geiger y Marsden (Rutherford)

MDPR33	9-Este número ha sido determinado por Rutherford teniendo en cuenta las desviaciones que sufren las partículas α (núcleos de helio con dos protones) cuando pasan próximas al núcleo, demostrando al mismo tiempo que el diámetro de éste es reducidísimo. Pág. 314.
--------	---

MGJ33	9-Esto se ha conseguido midiendo las desviaciones que sufren los rayos alfa, o cargas positivas, lanzadas por los cuerpos radiactivos, al pasar por las inmediaciones de los núcleos atómicos. Pág. 180.
MDPR33	9-Este número ha sido determinado por Rutherford teniendo en cuenta las desviaciones que sufren las partículas α (núcleos de helio con dos protones) cuando pasan próximas al núcleo, demostrando al mismo tiempo que el diámetro de éste es reducidísimo. Pág. 314.
MGJ33	9-Esto se ha conseguido midiendo las desviaciones que sufren los rayos alfa, o cargas positivas, lanzadas por los cuerpos radiactivos, al pasar por las inmediaciones de los núcleos atómicos. Pág. 180.
ESACS59	9-El estudio de las estructuras de los átomos ha sido lograda, bombardeando los átomos con unos proyectiles muy pequeños y observando los resultados obtenidos. Las trayectorias de las partículas cargadas pueden hacerse visibles mediante la cámara de Wilson. El gran físico, Lord Rutherford, de la universidad de Cambridge, observó experimentalmente (1911) que cuando un chorro de proyectiles α choca sobre una lámina de aluminio, la mayor parte de los proyectiles atraviesa la lámina sin ser desviados. Pág 24.
CMR61	9-Rutherford experimentando con rayos alfa procedentes de metales radioactivos observó lo siguiente; Dirigía un haz de partículas alfa sobre laminas metálicas delgadísimas (de centésimas de milímetro) y vio que mientras la gran mayoría de las partículas alfa pasaban a su través sin que su trayectoria rectilínea sufriese modificación algunas partículas eran rechazadas y no la atravesaban. Pág 61.
LFJL61	9-La demostración directa de la existencia del núcleo fue realizada en 1911 por el físico inglés Rutherford mediante una serie de experimentaciones plenamente comprobadas. Pág 38.
BRU63	9- Fue Rutherford quien en 1911 trató de comprobar experimentalmente cómo se distribuían las partículas en los átomos. Para ello bombardeó con partículas α provenientes de sustancias radioactivas unas láminas delgadas de diferentes metales: oro, aluminio etc., y con pantallas de sulfuro de cinc rodeando a las láminas, pudo apreciar los efectos del bombardeo. Y observó que la mayoría de las partículas α pasaban a través de las láminas sin desviarse. Pág 94.
RVM64	9-Delante de una lámina delgada metálica, aluminio, coloca un manantial M de partículas alfa, son materiales. Siendo los átomos macizos tal como postula Thomson, es de esperar que casi todas las partículas alfa reboten en ellos. El resultado obtenido fue todo lo contrario de lo que se esperaba, P' apenas si estaban ennegrecidas, mientras que la placa P presentaba una fuerte impresión. Casi todas las partículas alfa han podido atravesar la materia sin sufrir desviaciones. Pág 72.
RG64	9-Actualmente y como consecuencia de las experiencias de Rutherford se

	acepta que el átomo es nuclear. Rutherford realizó un experimento consistente en bombardear con partículas alfa láminas delgadas de oro, platino, plata y cobre observando las desviaciones sufridas por dichas partículas. Pág 91.
GRF65	9-Una delgadísima placa de aluminio que se va a bombardear con rayos α (heliones). La mayoría de los disparos atravesaran normalmente y sin dificultad la placa. Pág 19.
SSJVB65	9-Fue Rutherford quien dio la primera imagen del átomo, basándose en sus experiencias sobre el paso de partículas a través de láminas finísimas de oro de 0,0004 cm. de espesor, un haz muy estrecho de partículas alfa, procedentes del Radio -C, dejándolas luego incidir sobre una pantalla de sulfuro de cinc. Pág 62.
FGRIA65	9- El radio del átomo completo es del orden de 10^{-8} cm. según cálculos de Rutherford (realizados al medir la desviación que sufría un chorro de partículas con las que bombardeo una lámina de aluminio muy delgada). Pág 73. Se bombardea una lámina metálica delgada con un haz de rayos α procedente de una sustancia radioactiva y se observa, empleando pantallas de sulfuro de zinc que brillan en el punto que son alcanzadas por dichas partículas, las direcciones que toman tras haber chocado con los átomos de la lámina metálica. La experiencia muestra sin embargo que la mayor parte de las partículas α emitidas atraviesan la lámina metálica sin sufrir desviación. Pág 74.
CE65	9- Los experimentos de Geiger y Marsden en 1909, hundieron por completo el modelo atómico de Thomson. Este experimento consistía en bombardear una lámina metálica delgadísima, generalmente de oro, con partículas α procedentes de una sustancia radioactiva. La mayoría de las partículas α atravesaban la lámina sin sufrir desviación, pero otras se desviaban y un número muy reducido de ellos se reflejaron y retrocedieron en sus trayectorias. Pág 58.
RCI66	9-Las experiencias de Geiger y Marsden, al considerar las trayectorias que sufren las partículas α , al atravesar una delgada lámina metálica, de forma que sufren desviaciones más o menos acusadas, retrocediendo totalmente algunas de ellas, obligaba a aceptar que no podía ser producida por una carga nebulosa, sino que debía de serlo por una acumulación de cargas positivas. Págs 41-42.
VSP68	9- Rutherford observó que al atravesar las partículas alfa por láminas de muy pequeño espesor de diversos metales, sufrían desviaciones, que observadas le hicieron pensar en que el átomo no era macizo sino que estaba formado por una masa central positiva y compacta (núcleo) y los electrones rodeándola. Pág 64.
MCVF68	9- En 1911 Rutherford lanzó partículas alfa cargadas positivamente, procedentes de sustancias radioactivas, sobre finas hojas metálicas y

	observó cómo eran desviadas o dispersadas aquellas partículas. Pag 71
GMCNC68	9-Posteriormente se descubrió que las partículas α pasan a través de una hoja delgada de metal. En esta experiencia se observó lo siguiente: Que la materia es permeable a las partículas α , lo que indica que la estructura del átomo está en gran parte vacía. Pág 89.
VFAJ69	9-El hecho de que algunas partículas alfa con una masa y una carga considerables y una gran velocidad no llegasen a traspasar la fina lámina metálica y rebotasen en ella era, según expresión de Rutherford, “tan increíble como si habiendo lanzado un obús contra un papel de seda fuese devuelto contra nosotros.” Pág. 31.
FGM73	9- Rutherford llegó a esta conclusión haciendo incidir partículas α sobre una delgada lámina metálica. Observo que algunas partículas sufrían desviaciones considerables, incluso podían emerger por el mismo lugar que entraban. Pág. 25.
VFAJ75	9-Según expresión de Rutherford, “tan increíble como si habiendo lanzado un obús contra un papel de seda fuese devuelto contra nosotros” Pág. 35.
MLAGM76	9-Para ello bombardeó con partículas α provenientes de sustancias radioactivas unas láminas delgadas de diferentes metales... Pág. 93.
CCMA77	9-Las partículas que al atravesar la lámina se desvían un ángulo Q caen en una pantalla fluorescente... Pág. 30.
EEFA78	9-Rapidamente fue desechado el modelo por las experiencias de Rutherford bombardeando láminas metálicas, Pág. 37.
MLAC78	9-Rutherford quedó muy sorprendido cuando observó lo que ocurría en sus experimentos de dispersión de las partículas alfa (He^{++}) por láminas metálicas muy delgadas de oro, plata, cobre, aluminio... Pág. 31.

10- Espectros de emisión.

MPJ33	10- Los electrones satélites determinan, en total, o sea los de diferentes pisos, las ondas características de los espectros ópticos que varían ordenadamente presentando 92 formas, con dos lagunas, y por esto se admite que no existen más de 92 elementos, de los cuales faltan dos por conocer. Pág254.
MDPR33	10- Si se excita violentamente un átomo introduciendo una sal en la llama (litio), por descarga eléctrica (hidrógeno), o el arco (hierro), los electrones entran en vibración y emiten radiaciones que, resueltas en rayas simples por el espectroscopio o las redes, dan un espectro constituido por rayos perfectamente definidos para cada átomo. Pág. 316.
MPJ33	10- Los electrones satélites determinan, en total, o sea los de diferentes pisos, las ondas características de los espectros ópticos que varían ordenadamente presentando 92 formas, con dos lagunas, y por esto se admite que no existen más de 92 elementos, de los cuales faltan dos por conocer. Pág 254.

MDPR33	10- Si se excita violentamente un átomo introduciendo una sal en la llama (litio), por descarga eléctrica (hidrógeno), o el arco (hierro), los electrones entran en vibración y emiten radiaciones que, resueltas en rayas simples por el espectroscopio o las redes, dan un espectro constituido por rayos perfectamente definidos para cada átomo. Pág. 316.
EJ36	10-Esta teoría electrónica no sólo sirve de base para explicar el fenómeno de radioactividad, sino también los de espectroscopia y electroquímica... Pág. 257. . La aplicación de los rayos Roentgen al descubierto de la estructura de las sustancias, el fenómeno de la radioactividad, la interpretación de los espectros luminosos Pág. 257.
GLLJ42	10-La luz procedente de un cuerpo incandescente da un espectro que es continuo (o sea, que tiene todos los colores), o discontinuo (en cuyo caso está solamente formado por una serie de rayas o bandas). Ocurre lo primero si se trata de sólidos o líquidos incandescentes; en cambio los gases originan espectros discontinuos. Pág 227.
VA44	10- La emisión de energía suele hacerse en forma de radiaciones luminosas, cuya longitud de onda depende de las dos órbitas entre las que salta el electrón y este es el origen de los rayos espectrales. Pág. 205.
DPL46	10- Diversos átomos sometidos a igual acción excitadora, producen radiaciones de frecuencias distintas y peculiares de cada uno, lo que constituye su espectro característico. Pág. 181.
NGELC47	10- Los átomos de los distintos elementos producen, cuando se encuentran excitados, espectros de emisión que son característicos de todos tales átomos. Pág130. Los espectros y la constitución de los átomos. Las rayas correspondientes a diversas series (K, L, M...) se desplazan hacia la derecha conforme varía el número atómico.
CMR61	10-La distribución de las líneas del espectro óptico de un elemento dado, dispersadas en toda la longitud del mismo, deben obedecer a una ley determinada. Pág. 65.
BRU63	10-Para estudiar los espectros de los átomos se empieza por calentar el elemento que se está analizando, o bien se le somete a la acción de una descarga eléctrica. Mediante esta energía se logra excitar el átomo, es decir, se consigue que uno o varios de sus electrones corticales sean desplazados de sus posiciones primitivas y salten a otras órbitas más exteriores. La muestra en cuestión así excitada se usa luego como fuente luminosa para obtener el espectro. Pág 102. Así surgió un nuevo método de análisis químico, el espectroscópico, a la vez que los espectros atómicos daban pie a imaginarse el átomo como un sistema planetario. Pág 103.
RVM64	10-Se denomina espectro al conjunto de radiaciones que emite un elemento cuando se le excita. Un modelo atómico se le ha considerado tanto más perfecto cuanto mejor pudiera explicar las características de la

	emisión espectral. Se denomina espectro al conjunto de radiaciones que emite un elemento al ser excitado. Cada elemento químico posee un espectro característico fijo, y dado que con pequeñísimas cantidades del mismo se puede obtener el espectro, esta circunstancia se presta a un método muy sensible de análisis (análisis espectral) Pág 71.
RG64	10-Cuando se hace pasar a través de un espectroscopio la luz procedente de un tubo de gas incandescente, el espectro que se observa es muy complicado en lo que se refiere al número de líneas, que en general es muy grande, llegando en algunos casos a contarse por millares. Pág. 105.
GRF65	10-Sabemos que cada elemento químico señala en el espectro correspondiente determinadas rayas de una frecuencia y longitud de onda en cada caso. Pág 22.
SSJVB65	10-Según sea el cuerpo emisor, el espectro puede tener distinta naturaleza. Un gas incandescente da lugar a un espectro formado por rayas, lo que indica que solamente emite radiaciones de ciertas longitudes de onda, características de cada elemento. Pág 65.
FGRIA65	10-Para obtener el espectro de emisión de un cuerpo lo que se hace es descomponer, en el espectroscopio, la luz emitida por dicho cuerpo al calentarlo. Los espectros discontinuos producidos por gases incandescentes, pueden ser de rayas y de bandas; dichas rayas perfectamente definidas corresponden a frecuencias características de cada elemento pues cada elemento químico produce un espectro característico de él, que sirve para identificarlo. Pág 80.
CE65	10-El origen del espectro característico está en el salto de electrones desde niveles de elevada energía potencial a niveles de más baja energía potencial. Al calentar un átomo, un electrón puede excitarse y saltar a un nivel más elevado y desde allí puede volver a caer a un nivel de energía vacante más bajo, emitiendo la diferencia de energía como radiación. El gran número de saltos posibles de electrones entre los distintos niveles de energía que tiene un átomo, da lugar a un gran número de energías emitidas y por consiguiente a un gran número de colores en el espectro del elemento. Pág 63.
BEMB65	10-Se llama serie espectral al conjunto de radiaciones emitidas por el paso de los electrones de diversos niveles energéticos a otro de nivel de energía menor, siempre el mismo para cada serie. Pág 74.
GJ66	10-El átomo se halla en estado activado cuando alguno de sus electrones corticales ha saltado de un nivel superior, o sea, más lejano del núcleo, a otro inferior, más cercano al núcleo con emisión de energía. Precisamente estos saltos electrónicos explican la estructura fina del espectro atómico. Pág 18.
RCI66	10-Se produce un espectro cuando se desdobra un haz luminoso heterogéneo en sus diferentes longitudes de onda, al atravesar un prisma o

	usar una rejilla de difracción. Existen espectros de absorción producidos por el paso del haz luminoso a través de una sustancia y espectros de emisión que son emitidos por la sustancia cuando se la excita adecuadamente. Pág 42.
ELD67	10-Estos saltos son el origen de las cinco series de rayas, que constituyen el espectro del hidrógeno. Pág 78.
VSP68	10-Los gases y los vapores de los cuerpos volátiles, puestos en incandescencia producen un espectro de rayas. Los espectros de rayas son espectros atómicos y cada raya corresponde a la energía emitida en un salto electrónico de un nivel a otro de menor energía. Pág 69.
GMCNC68	10-Un espectro discontinuo puede estar constituido por una serie de líneas o rayas aisladas o también hallarse éstas tan íntimamente agrupadas que aparecen como bandas o zonas más o menos anchas. La energía adquirida hace que el electrón se desplace también en forma discontinua, es decir, por pasos o niveles. Pág 97.
VFAJ69	10-Estos espectros de rayas brillantes se llaman espectros de emisión. Pág. 36.
FGM73	10-Fig 2-3.-fragmento del espectro del átomo de hidrógeno. Pág. 26.
VFAJ75	10-Si un haz de luz blanca muy estrecho pasa a través de un prisma de vidrio... Pág. 39.
MLAGM76	10- Espectros atómicos. Pág. 103.
CCMA77	10-Cuando los elementos químicos o sus compuestos se calientan a la llama o mediante un arco eléctrico, emite energía en forma de luz. Pág. 30.
EEFA78	10-El conjunto de las radiaciones absorbidas recibe el nombre de espectro de absorción y es característico de cada sustancia. Pág. 43.
MLAC78	10-Con el estudio de diversas regiones del espectro del hidrógeno se fueron descubriendo las leyes empíricas que rigen las frecuencias de las series de rayas de su espectro. Pág. 31.

11- Balmer, Lyman, Paschen, Brackett y Pfund.

DPL46	11- Ley de Balmer. Pág. 181.
NGELC47	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett. Pág. 131.
CMR61	11- Balmer, Paschen, Ritz. Pág 65-66.
BRU63	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 109. Fig. 6.4.
RVM64	11- Lyman, Balmer Paschen, Brackett y Pfund. Pág 79.
RG64	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 113.
GRF65	11- Balmer, Lyman, Paschen, Brackett, Pfund. Pág 25-26.
SSJVB65	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 66.
FGRIA65	11- Lyman (1916), Balmer (1885), Paschen (1908), Brackett (1922) y Pfund (1924). Págs 80-81.
CE65	11- Balmer, Lyman, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 67.

BEMB65	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 74.
RCI66	11-Lyman, Balmer. Pág 43.
ELD67	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 78.
VSP68	11- Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund. Págs 69-70.
GMCNC68	11-Lyman, Balmer, paschen, Brackett y Pfund. Pág 98.
MLAGM76	11-Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund. Pág. 108.
CCMA77	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág. 32.
EEFA78	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág. 44.
MLAC78	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág. 31.

12- Cita a Rutherford

PI32	12- Según trabajos debidos principalmente al Inglés Rutherford se sospecha que los protones y electrones del núcleo se hallan agrupados de una manera fija y constante para cada elemento, y además se cree que los electrones del núcleo por efecto de las fuerzas eléctricas allí reinantes, no se hallan enteramente esféricos sino algo aplastados. Pág. 110.
MDPR33	12-Este número ha sido determinado por Rutherford teniendo en cuenta las desviaciones que sufren las partículas α (núcleos de helio con dos protones) cuando pasan próximas al núcleo, demostrando al mismo tiempo que el diámetro de éste es reducidísimo. Pág. 314.
OZL35	12-Esta teoría (debida principalmente a Rutherford y a Saddy) explica la radioactividad pro la inestabilidad de los átomos de los cuerpos radioactivos, los cuales difunden electrones e iones más o menos modificados en el medio envolvente. Pág. 17.
DPL46	12- ...conseguido Rutherford y sus discípulos separar de muchos de ellos iones H ⁺ . Pág. 179
ESACS59	12- Rutherford imaginó los átomos... Pág 25
MRO60	12- Rutherford supone el átomo... Pág 10.
CMR61	12-Hasta 1919 fue imposible provocar artificialmente esta descomposición de un núcleo, en cuya fecha Rutherford logró transformar nitrógeno en hidrógeno, en pequeñísima escala, mediante proyectiles en los cuales a la máxima energía se unían la máxima condensación, con rayos alfa. Pág 63.
LFJL61	12- Una imagen sencilla del primer modelo atómico ideado por Rutherford... Pág 39.
BRU63	12-...supuso Rutherford que los electrones... Pág 95.
RVM64	12- Para aclarar estos hechos, Rutherford, concibe un nuevo modelo atómico. Pág 72.
RG64	12- Actualmente y como consecuencia de las experiencias de Rutherford se acepta que el átomo es nuclear. La interpretación de estos resultados llevó a Rutherford a imaginar un modelo atómico en el cual grandes espacios vacíos estarían ocupados por electrones muy separados entre sí y

	la masa del átomo se concentraría en un diminuto núcleo colocado en el centro y cargado positivamente. Pág. 92.
GRF65	12-Hacia 1909 ya el neocelandés Rutherford había establecido su teoría; La constitución íntima del átomo que consta siempre de un núcleo central de carácter electropositivo equilibrado por una coraza a veces múltiple de cargas negativas o electrones. Pág 17.
SSJVB65	12- Fue Rutherford quien... Pág 62.
FGRIA65	12- El químico inglés Lord Rutherford propuso en 1911 un modelo... Pág 73.
CE65	12-El modelo atómico de Rutherford, nos obliga... Pág 58.
BEMB65	12-El modelo atómico de Lord Rutherford. Pág 70.
GJ66	12- Rutherford concibió el átomo como un sistema planetario. Pág 14.
RCI66	12- Llevaron a Rutherford a admitir la existencia en el átomo de un núcleo donde se concentraban las cargas positivas. Puesto que el átomo es eléctricamente neutro el número de cargas positivas en el núcleo debe ser igual al número de electrones periféricos. Si en este núcleo sólo existiesen los protones, el peso atómico coincidiría prácticamente con el número de éstos y, sin embargo, experimentalmente comprobamos que es generalmente más del doble, por lo que hemos de admitir la existencia de partículas sin carga, pero con masa que formaran parte del núcleo junto a los protones. Estas partículas son los neutrones. Pág 42.
RVJ66	12- En el modelo atómico anterior (capas concéntricas) los electrones, en virtud de la atracción electrostática, deberían precipitarse sobre el núcleo. Por este motivo, supuso Rutherford que los electrones giraban alrededor del núcleo. Pág 3.
PBM67	12-Rutherford supone que el átomo formado por un núcleo central cargado positivamente y con la casi total masa del átomo; este núcleo está rodeado de electrones en cantidad igual a las cargas positivas del núcleo, por eso el átomo resulta neutro. Pág 10.
ELD67	12- El modelo atómico de Rutherford contrapone la fuerza centrífuga de los electrones con la atracción electrostática que los protones ejercen sobre los mismos electrones. Pág 74.
VSP68	12- Rutherford ideó un modelo atómico consistente en considerar al átomo como un diminuto sistema solar en el que el núcleo... Pág 64.
MCVF68	12- Modelo atómico de Rutherford. Pag 71
GMCNC68	12- El modelo atómico de Rutherford consta de una parte central, el núcleo, dotada de carga positiva y de tamaño muy pequeño y de un conjunto de electrones distribuidos en torno suyo, en número igual al de cargas positivas del núcleo. Así el átomo resulta eléctricamente neutro. Pág 90.
VFAJ69	12- Esta idea, pero más desarrollada, la expuso Rutherford en 1911 como consecuencia de las experiencias y observaciones que a continuación

	describiremos. Pág. 31.
GBC72	12-El primer modelo atómico fue dado por Rutherford y su objeto... Pág. 4.
FGM73	12-Un paso decisivo en el estudio de la estructura del átomo fue dado por Rutherford al descubrir que el átomo poseía un núcleo central. Pág. 25.
VFAJ75	12- Experiencias de Rutherford. Pág. 35.
MLAGM76	12- Estructura del átomo, según Rutherford. Pág. 93.
CCMA77	12-...según la teoría nuclear de Rutherford, el átomo está constituido por un núcleo central en el que reside la casi totalidad de la masa del átomo... Pág. 32.
EEFA78	12-Experimento de Rutherford. Pág. 38.
MLAC78	12-Rutherford calculó el radio... Pág. 32

13- Modelo planetario.

PI32	13- Actualmente se cree que el átomo consta de dos partes, a saber; del núcleo central y de la envoltura. El núcleo está formado de solo protones o también de protones y electrones; es muy pequeño respecto del volumen total del átomo y en él se halla prácticamente concentrada la masa toda del átomo. La envoltura esta compuesta solamente de electrones dispuestos alrededor del núcleo en grupos más o menos estables que forman los llamados pisos y subpisos. Pág.108.
MPJ33	13- Se admite universalmente la explicación de Bohr, que supone a los átomos de todos los cuerpos formados por un núcleo muy denso, pero extraordinariamente pequeño, constituido por protones unidos estrechamente y en número exactamente igual al peso atómico de cada elemento. Una corona de electrones gira en todos los átomos alrededor del núcleo, como los planetas alrededor del Sol. Pág. 253.
MDPR33	13- Los átomos de los diversos elementos están constituidos por un núcleo formado por la asociación de protones y electrones con un cierto número de protones en exceso, alrededor del cual están dispuestos en pisos otros tantos electrones que describen continuamente órbitas planetarias alrededor del núcleo. Pág. 313.
MGJ33	13-El volumen ocupado por un átomo es muy grande (10,000 veces y aún más) en relación al que ocupan las masas del mismo; por lo cual, y por los movimientos de rotación que tienen los electrones alrededor del núcleo, se puede comparar el átomo a un sistema planetario de extraordinarias velocidades; el núcleo sería el Sol y los electrones corticales los planetas. Pág. 181.
OZL35	13-Esta moderna teoría llevando mucho más allá la divisibilidad de la materia ponderable, supone que el átomo es un sistema de corpúsculos pequeñísimos electrizados (o partículas electrizadas, considerando

	<p>materializada la electricidad) en equilibrio dinámico formado por un núcleo (carga positiva) cuya masa mínima es el protón (núcleo del átomo de hidrógeno), alrededor del cual gravitan los electrones (cargas negativas mínimas), mucho más pequeño que aquél describiendo órbitas de la misma clase en todos los elementos más o menos cerradas. Págs. 16-17. Se asimila así la constitución de átomos, moléculas y cuerpos a los de los sistemas planetarios, los cuales, asociándose a su vez, forman grupos más complejos cuyas enormes dimensiones y distancia ofrecen tanta dificultad para su conocimiento como la pequeñez de los sistemas atómicos. Pág. 10.</p>
GLLJ42	<p>13- El átomo está formado por un núcleo en el cual radica prácticamente toda la masa, y una envoltura electrónica; el primero posee una carga eléctrica positiva que normalmente queda exactamente neutralizada por los electrones de la envoltura. El volumen del núcleo es muy pequeño comparado con el del átomo, y posee, por consiguiente una densidad elevada; su carga eléctrica es igual a $+Z$, representando este número el número atómico del elemento considerado. Pág. 382.</p>
VA44	<p>13-El átomo se compone de dos partes: núcleo y corteza. El tamaño del átomo es del orden de magnitud de 10^{-8} cm. La relación que guarda el tamaño del núcleo y el del átomo se comprueba fácilmente con la siguiente imagen: si agrandamos el tamaño del núcleo hasta hacer una esfera de las dimensiones de la Tierra, el volumen del núcleo sería igual al de una naranja y el del electrón igual al de una cereza. De lo dicho se deduce que el átomo está casi vacío. La corteza está formada exclusivamente por electrones que giran alrededor del núcleo y cuyo número aumenta con el peso atómico del átomo, siendo igual al número de orden del elemento en el sistema periódico; el hidrógeno tendrá un electrón, el helio dos y así sucesivamente. El número de electrones que contiene un átomo en su corteza, que viene dado por el número de orden en el sistema periódico se llama número atómico. Pág. 202.</p>
YMRCL46	<p>13- El Protón constituye el núcleo del átomo, en derredor del cual y a una distancia relativamente muy grande, gira el electrón, formando así un conjunto eléctricamente neutro. Según lo dicho, parte de los electrones quedan en el núcleo, neutralizando otros tantos protones. El resto de los electrones giran en derredor del núcleo, de modo similar a como en el universo giran los planetas alrededor del Sol. Pág. 85.</p>
DPL46	<p>13- Para esto, la hipótesis hoy más generalizada es la de Rutherford, perfeccionada por Bohr con la aplicación de la teoría de los cuantos. Según ella, el átomo es como un sistema solar en miniatura, constituida por un núcleo cargado positivamente, alrededor del cual giran los electrones. Pág. 179. Así pues, tenemos de distinguir dos partes: el núcleo central y la corteza electrónica. Las cargas positivas de su núcleo han de</p>

	estar neutralizadas por otros tantos electrones que giran a su alrededor ocupando el volumen atómico estando compensada su atracción por el núcleo con la fuerza centrífuga.
NGELC47	13- Átomo con núcleo positivo. En torno al núcleo giran órbitas circulares dispuestos en capas o pisos (Bohr) o elípticas en planos distintos (Sommerfeld), un número de electrones negativos, que corresponden exactamente al número de cargas positivas del núcleo (número atómico) ...Como vemos, la constitución del átomo ha sido inspirada en su origen, por el sistema planetario. Pág. 130.
ESACS59	13- Rutherford imaginó los átomos como un microcosmos, constituido por un núcleo central y la esfera exterior o corteza electrónica formada por electrones que giran describiendo órbitas circulares a una velocidad vertiginosa. Págs 25-26.
MRO60	13- Rutherford supone el átomo formado por un núcleo central cargado positivamente y con la casi total masa del átomo; ese núcleo está rodeado de electrones o cargas negativas en cantidad igual a las positivas del núcleo. Pág 10. Los electrones están en movimiento alrededor del núcleo, análogamente al sistema solar, si bien se diferencia en esa analogía porque en los astros se ejercen solamente atracciones de masa, y entre los electrones y el núcleo existe además la acción electrostática. Pág 10.
CMR61	13- Rutherford consideró el átomo como un sistema solar de pequeñísimas dimensiones, con un sol, el núcleo, con un exceso de carga positiva que queda compensada por las cargas eléctricas negativas de los electrones que les rodean en equilibrio dinámico...Pág 63.
LFJL61	13- Una imagen sencilla del primer modelo atómico ideado por Rutherford consiste en suponer que el átomo es una especie de sistema planetario infinitamente pequeño, en el cual el centro es el núcleo atómico alrededor del cual, en una órbita circular imaginaria giran los electrones a velocidades muy grandes. Pág 39.
BRU63	13- Para explicar por qué los electrones no caen sobre el núcleo al ser atraídos por la carga positiva, supuso Rutherford que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares (de modo análogo a como los planetas giran alrededor del Sol), compensando la fuerza atractiva con la fuerza centrífuga adquirida por los electrones en el giro. Pág 95.
RVM64	13- En la materia debe haber grandes espacios vacíos y, por analogía con el sistema planetario (donde también hay grandes espacios vacíos) diseña una estructura del átomo que es un sistema solar en miniatura. Supone que el átomo está formado por un núcleo asiento de toda la masa del mismo y de la carga positiva, en torno al cual, a grandes distancias giran los electrones (como lo hacen los planetas en torno al Sol) equilibrando la fuerza centrífuga que desarrollan en su giro la atracción culombiana que

	les ofrece el núcleo. Pág 72-73.
RG64	13- La idea del átomo nuclear de Rutherford está basada en la analogía con el comportamiento de un planeta girando en torno al Sol, analogía que es necesaria para interpretar por qué el electrón no se precipita sobre el núcleo como consecuencia de la atracción electrostática. $F_c = mv^2/r$ y Fuerza centrípeta de atracción electrostática = $(Ze)(e)/r^2$ Pág. 104.
GRF65	13- Siguió enseguida una gran dificultad como consecuencia de admitir un movimiento rotatorio alrededor del núcleo central. Bohr demostraba que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas en las que se compensa la fuerza centrífuga con la atracción electrostática. Esto hacia sino que confirmar lo ya admitido por Rutherford. Pág 21.
SSJVB65	13- De estas experiencias dedujo Rutherford que el átomo debía ser semejante a un diminuto sistema solar. Según él, estaba constituido por un núcleo que contenía prácticamente toda su masa, dotado de carga eléctrica positiva y a su alrededor, a distancias relativamente enormes cierto número de electrones cuyas cargas negativas compensaban las del núcleo. Pág 62.
FGRIA65	13- El químico inglés Lord Rutherford propuso en 1911 un modelo atómico en el que supone que el átomo consta de dos partes: una situada en el centro, denominada núcleo, en donde se encuentra la carga eléctrica positiva y otra, llamada corteza, formada por electrones en movimiento, describiendo órbitas alrededor del núcleo, de forma parecida a un pequeño sistema solar en que el núcleo es el Sol y los electrones los planetas. Pág 73.
CE65	13-Alrededor del núcleo y a distancias relativamente grandes de este se sitúan los electrones, que giran en rápido movimiento alrededor de él para que la fuerza centrífuga originada compense exactamente la fuerza atractiva del núcleo. Pág. 58-59.
BEMB65	13-Lord Rutherford, en el año 1911, lanzó la hipótesis de considerar al átomo como un minúsculo sistema solar en cuyo Sol – núcleo del átomo- existiese una acumulación de masa con carácter eléctrico positivo y que girasen a su alrededor – a modo de satélites- unos corpúsculos negativos – los electrones- cuya carga fuese, en conjunto, la misma y de sentido contrario a la del núcleo. Pág 70.
GJ66	13- El átomo tal y como lo proponen Rutherford y Bohr, consta de dos partes: Núcleo y corona, llamada también corteza o envoltura. Pág 13. Rutherford concibió el átomo como un sistema planetario cuyo centro era el núcleo y los electrones girando alrededor de él cada uno en su órbita correspondiente, al modo de los planetas, con movimiento de traslación. Pág 14.
RCI66	13- Si bien el electrón gira alrededor del núcleo (de lo contrario se precipitaría sobre él por no existir la compensación centrífuga), no emite

	energía radiante (estado estacionario) en contra de la física clásica. Pág 43.
RVJ66	13- Los átomos están formados por un núcleo central, cargado positivamente y en el que prácticamente se concentra la totalidad de la masa del átomo, rodeado por un número de electrones negativos igual a la carga positiva del núcleo, distribuidos en capas sucesivas. Pág 2.
PBM67	13-Rutherford supone el átomo formado por un núcleo central cargado positivamente y con la casi total masa del átomo; este núcleo está rodeado de electrones en cantidad igual a las cargas positivas, o protones, del núcleo; por eso el átomo resulta neutro. ...los electrones están en movimiento alrededor del núcleo análogamente a nuestro sistema solar. Pág 10.
ELD67	13- Según Bohr, en el hidrógeno, el núcleo está en el centro del átomo. Su único electrón puede girar en una de las órbitas circulares caracterizadas por los números cuánticos: 1, 2, 3, 4, etc., o sea, en una de las capas K, L, M, N... Pág 78.
RFRV67	13-Los átomos están formados por un átomo central, cargado positivamente y en el que prácticamente está concentrada la totalidad de la masa del átomo, rodeado de una nube de electrones Pag 2. En el modelo atómico anteriormente indicado, los electrones, en virtud de la atracción electrostática, deberían precipitarse sobre el núcleo. Por este motivo, Rutherford supuso que los electrones giraban alrededor del núcleo.
VSP68	13-Para explicar porque los electrones no eran absorbidos por el núcleo positivo, Rutherford ideó un modelo atómico consistente en considerar al átomo como un diminuto sistema solar en el que el núcleo hace las veces del sol y los electrones giran en órbitas elípticas a su alrededor, de forma que la fuerza de atracción eléctrica entre el núcleo y electrón es igual a la fuerza centrífuga debida a la velocidad de giro de dicho electrón. Pág 64.
GMCNC68	13-En 1904, Nagoaka demostró que matemáticamente que un átomo nuclear constituido sobre el principio del planeta Saturno sería estable, en el supuesto de que la atracción ejercida por el núcleo fuese grande y que los electrones se movieran velozmente alrededor del núcleo. Pág 89.
VFAJ69	13-En 1904, el japonés Nagaoka lanzó por primera vez la idea de un núcleo central rodeado de electrones. Pág. 31. En el átomo existe una parte central y pequeña llamado núcleo en donde está concentrada toda la carga positiva. También está ahí concentrada la masa del átomo menos la de los electrones. Pág. 32. Hay que abandonar por lo tanto la idea de un electrón en torno al núcleo describiendo una trayectoria definida igual que la Tierra en torno al Sol. Pág. 44.
GBC72	13-En el átomo hay dos regiones totalmente diferenciadas llamadas corteza y núcleo. En el núcleo se encuentran los protones y los neutrones y en la corteza los electrones. Pág. 2. A su vez la corteza se divide en pisos llamados capas y a su vez las capas se dividen en otros pisos llamados

	subcapas o subniveles. A las capas también se les llama órbitas por ser las trayectorias que describen los electrones en su movimiento. Pág. 2. El modelo atómico de Rutherford que concebía al átomo como un sistema planetario fue admitido durante varios años hasta que los descubrimientos de Maxwell demostraron que toda carga eléctrica en movimiento emitía energía electromagnética. Pág. 5.
FGM73	13-La totalidad de la carga positiva se hallaba concentrada en él y los electrones giran a su alrededor como si fuera un sistema planetario en miniatura. Pág. 25. El atractivo modelo de Bohr-Sommerfeld que representa al átomo como un microsistema solar ha sido hoy día abandonado. Pág. 26.
VFAJ75	13- Hay por tanto que abandonar la idea de un electrón describiendo una trayectoria definida igual que la Tierra en torno al Sol. Pág. 48.
MLAGM76	13- Para explicar por qué los electrones no caen sobre el núcleo al ser atraídos por la carga positiva, supuso Rutherford que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares (de modo análogo a como los planetas giran en torno al Sol) compensando la fuerza atractiva con la fuerza centrífuga adquirida por los electrones en el giro. Pág. 93.
CCMA77	13- Esta idea de un minúsculo sistema planetario para el átomo, tan sugestiva, fue inmediatamente aceptada, pero, no obstante, no podía ser totalmente correcta, ya que dicho sistema, paradójicamente, no podía ser estable. Pág. 32.
EEFA78	13-Con las diversas correcciones a la teoría de Bohr quedaba explicado el espectro del átomo de hidrógeno mediante un modelo atómico en el que el movimiento del electrón es análogo al planetario y definido por cuatro números cuánticos: n, l, ml, ms. Pág. 49.

14- $F_c = F_e$ (estable)

MGJ33	14-Ahora bien, como las electricidades de nombre contrario se atraen, es preciso suponer, si se quiere explicar la distancia del núcleo que los electrones tienen que girar, una fuerza repulsiva que equilibre esta atractiva. La explicación más aceptable parece ser la que supone que esa fuerza equilibrante de la atracción de las cargas contrarias es la fuerza centrífuga, la cual, a pesar de la pequeñez de las masas en movimiento, podría ser suficientemente grandes a causa de las enormes velocidades de los electrones; pero realmente no hay nada positivo en estas imaginaciones. Págs. 181-182
VA44	14-Los electrones son atraídos por el núcleo, pero no caen sobre él porque el movimiento de rotación que poseen produce una fuerza centrífuga igual y contraria, estableciéndose un equilibrio entre ambos. Pág. 205.
DPL46	14- Estos electrones se mantienen en sus órbitas (circulares o elípticas) sin irradiar energía, estando compensada su atracción por el núcleo con la

	fuerza centrífuga. Pág. 180. ...por otros tantos electrones que giran a su alrededor ocupando el volumen atómico estando compensada su atracción por el núcleo con la fuerza centrífuga.
NGELC47	14- La atracción electrostática entre el núcleo y los electrones queda equilibrada por la fuerza centrífuga engendrada por estos, a lo que hay que añadir la resultante de las repulsiones mutuas. Pág. 130.
MRO60	14- Debido a esta velocidad adquieren una fuerza centrífuga capaz de contrarrestar la atracción que sufren los electrones por la carga positiva del núcleo. Pág 21. Cuanto más lejos del núcleo su energía es mayor puesto que su fuerza centrífuga es mayor.
CMR61	14- La fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones, estos giran alrededor de él, lo que asegura al sistema estabilidad por la fuerza centrífuga originada. Los electrones que le rodean en equilibrio dinámico, pues para contrarrestar la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones éstos giran alrededor de aquel, lo que asegura al sistema estabilidad por la fuerza centrífuga originada... Por consiguiente los electrones en su giro obedecen a una ley análoga a la que rige el movimiento de los planetas alrededor del Sol la única diferencia es que la fuerza central es la atracción electrostática y no una fuerza de gravitación. Pág 63-64. Las bases de la teoría propuesta por Bohr son las siguientes: del núcleo por la fuerza centrífuga desarrollada en su movimiento circular. La ley de atracción de cargas eléctricas de signo contrario debe persistir tal como se expresa en la física clásica. En consecuencia, los electrones siguen girando en torno del núcleo, en órbitas circulares, compensando la atracción eléctrica. Pág 68.
LFJL61	14- Justamente para que la fuerza centrífuga de repulsión compense en cada instante, la de atracción del núcleo según Coulomb haciendo así posible la estabilidad del sistema, puesto que de otra forma el electrón acabaría precipitándose sobre el núcleo. Pág 39.
BRU63	14- Los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares (de modo análogo a como los planetas giran alrededor del Sol), compensando la fuerza atractiva con la fuerza centrífuga adquirida por los electrones en el giro. Pág 95. Dando por válidas en el dominio atómico las leyes del movimiento de Newton y la de Coulomb, Bohr admite que la fuerza atractiva entre el protón y el electrón del átomo de hidrógeno es igual a la fuerza centrífuga creada por el electrón en su giro alrededor del núcleo. Por tanto, $e^2/r^2 = m \cdot v^2/r$ Pág 105.
RVM64	14- a grandes distancias giran los electrones (como lo hacen los planetas en torno al Sol) equilibrando la fuerza centrífuga que desarrollan en su giro la atracción culombiana que les ofrece el núcleo. En torno del núcleo giran los electrones, en un número suficiente (Z) para asegurar la neutralidad eléctrica del átomo, equilibrando con la fuerza centrífuga que

	desarrollan en su giro la atracción culombiana que les ofrece el núcleo. Lo que matemáticamente podemos expresar: $Ze^2/r^2 = mv^2/r$ Pág 79-80.
RG64	14- analogía que es necesaria para interpretar por qué el electrón no se precipita sobre el núcleo como consecuencia de la atracción electrostática. $F_c = mv^2/r$ y Fuerza centrípeta de atracción electrostática = $(Ze)(e)/r^2$. Este postulado ofrece la posibilidad de calcular los radios de las órbitas permitidas. El electrón se mantendrá en la órbita si la fuerza centrífuga de repulsión mv^2/r es igual a la fuerza centrípeta de atracción electrostática Ze^2/r^2 . Pág 109.
GRF65	14- Como la atracción electrostática del núcleo sobre el electrón debe ser igual a la fuerza centrífuga de éste podemos escribir $mv^2/r = Ze^2/(4\pi\epsilon_0 r)$ Pág 32.
SSJVB65	14- Puesto que el núcleo positivo ejercería una atracción sobre los electrones negativos, había que suponer que éstos giraban a gran velocidad, de manera que la fuerza centrífuga equilibrase la atracción electrostática. Pág 63. La atracción entre un electrón e y el núcleo de carga Ze era, según la ley de Coulomb, $Ze \cdot e/r^2$, donde r es el radio de giro, y esta atracción compensa la fuerza centrífuga del electrón girando que vale mv^2/r , siendo m su masa, es decir que, en definitiva, se cumple $Ze^2/r^2 = mv^2/r$. Y como también se cumple que la atracción entre el núcleo y el electrón está compensada por la fuerza centrífuga de éste, es decir, que: $Ze^2/r^2 = mv^2/r$ Pág 63. Y como también se cumple que la atracción entre el núcleo y el electrón está compensada por la fuerza centrífuga de éste, es decir que: $Ze^2/r^2 = mv^2/r$. Pág 67.
FGRIA65	14- El movimiento de los electrones debe ser tal que la fuerza centrífuga se equilibre con la de atracción electrostática. $F = e^2/r^2$ y $F = mv^2/r$; si se igualan ambas fuerzas, hay equilibrio y se verifica $r = e^2/mv^2$; es decir, que es posible una órbita de cualquier radio, ya que v no tiene ninguna limitación teórica en este modelo. Pág 73. 1 ^{er} postulado: el electrón gira alrededor del núcleo en una órbita circular de tal modo que se equilibran la fuerza centrífuga y la atracción electrostática. Es decir: $mv^2/r = e^2/r^2$ Pág 83.
CE65	14- El modelo atómico de Rutherford, nos obliga a admitir que los electrones giran en un rápido movimiento alrededor del núcleo para que la fuerza centrífuga contrarreste la acción nuclear. Págs 58-59. Y la igualación entre la fuerza centrífuga de repulsión mv^2/r y la centrípeta de atracción electrostática. $Ze \cdot e/r^2$ Pág 65.
BEMB65	14- La fuerza centrífuga compensa la atracción del núcleo y por tanto $-e^2/r^2 = -mv^2/r$ o sea $e^2/r^2 = mv^2$ Pág 71.
RCI66	14- Borh. Si bien el electrón gira alrededor del núcleo (de lo contrario se precipitaría sobre él por no existir la compensación centrífuga), no emite energía radiante (estado estacionario) en contra de la física clásica. Pág 43.

	Si en el caso de los átomos de hidrógeno igualamos la fuerza centrífuga de giro del electrón en su órbita con la atracción electrostática, podremos escribir; $mv^2/r = e^2/r^2$ Pág 44.
RVJ66	14- En el modelo atómico anterior (capas concéntricas) los electrones, en virtud de la atracción electrostática, deberían precipitarse sobre el núcleo. Por este motivo, supuso Rutherford que los electrones giraban alrededor del núcleo. Pág 3.
PBM67	14- El núcleo se encuentra rodeado de electrones, que giran a gran velocidad a su alrededor y sobre si mismos; debido a esta velocidad adquieren una fuerza centrífuga capaz de contrarrestar la acción del núcleo. Pág. 12.
ELD67	14- El modelo atómico de Rutherford contrapone la fuerza centrífuga de los electrones con la atracción electrostática que los protones ejercen sobre los mismos electrones. Pág 74. Bohr admite que la fuerza atractiva entre protón y electrón del átomo de hidrógeno es igual a la fuerza centrífuga del electrón en su giro alrededor del núcleo. Se cumple, por tanto, $(e^2/r^2) = mv^2/r$ Pág 75.
VSP68	14- ... que el núcleo hace las veces del sol y los electrones giran en órbitas elípticas a su alrededor, de forma que la fuerza de atracción eléctrica entre el núcleo y electrón es igual a la fuerza centrífuga debida a la velocidad de giro de dicho electrón. Pág 64. En un movimiento circular la fuerza centrífuga es igual a la centrípeta $f=mu^2/r$; $f=e^2/r^2$ Igualando las dos anteriores $mu^2/r=e^2/r^2$ Pág 72.
GMCNC68	14- Bohr, Para que la órbita sea estable, ambas fuerzas deberán ser iguales y de sentido contrario por lo que tendremos; $mv^2/r = Ze^2/r^2$ Pág 96.
VFAJ69	14-Los electrones giran en torno del núcleo describiendo órbitas circulares. De ese modo su fuerza centrífuga debida a la rotación, neutraliza la atracción que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 32.
GBC72	14-El primer modelo atómico fue dado por Rutherford y su objeto, como ya se ha dicho, era explicar la distribución de las partículas atómicas en el interior del átomo, distribución que Rutherford concebía considerando que los neutrones y los protones se concentraban en el núcleo, mientras que los electrones giraban en las órbitas de la corteza compensándose la fuerza centrífuga que tiende a hacer salir al electrón de su órbita con la fuerza electrostática atractiva que ejercerían los protones del núcleo sobre él. Pág. 4.
FGM73	14-Bohr se apuntó un gran triunfo al conseguir explicar en 1913 el espectro del átomo de hidrógeno (el más sencillo de todos) Su mayor aportación consistió en aplicar al modelo de Rutherford la teoría cuántica de la radiación dada por Planck. Pág. 25.
VFAJ75	14-De este modo su fuerza centrífuga debida a la rotación, neutraliza la atracción que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 36.

MLAGM76	14- Para explicar por qué los electrones no caen sobre el núcleo al ser atraídos por la carga positiva, supuso Rutherford que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares (de modo análogo a como los planetas giran en torno al Sol) compensando la fuerza atractiva con la fuerza centrífuga adquirida por los electrones en el giro. Pág. 93.
CCMA77	14-Para explicar el hecho de que los electrones no caen sobre el núcleo como resultado de la atracción electrostática, se supuso que deben girar en rápido movimiento alrededor del núcleo para que la fuerza centrífuga originada compense exactamente la fuerza atractiva. Pág. 32.
EEFA78	14-Para solucionarlo pensó que los electrones giran alrededor del núcleo y es la fuerza centrífuga la que compensaría la atracción electrostática. Pág. 38.
MLAC78	14- Los electrones giran a grandes distancias del núcleo de modo que su fuerza centrífuga es igual a la atracción electrostática. Pág. 33.

15- Cita a Bohr.

MPJ33	15- Se admite universalmente la explicación de Bohr... Pág. 253.
OZL35	15-Estructura atómica. El átomo de Bohr. Pág. 54.
DPL46	15-. Para esto, la hipótesis hoy más generalizada es la de Rutherford, perfeccionada por Bohr con la aplicación de la teoría de los cuantos. Pág 179.
NGELC47	15- En torno al núcleo giran en órbitas circulares dispuestas en capas o pisos (Bohr)... Pág. 130.
ESACS59	15-Aunque el modelo atómico de Rutherford explica cualitativamente muchas de las propiedades de los átomos, su labor fue superada por su discípulo, el gran físico danés Neils Bohr y posteriormente, el físico alemán Sommerfeld supuso que, además de órbitas circulares, el electrón describía, órbitas elípticas. Pág 26.
MRO60	15- La hipótesis más aceptada en cuanto a la estructura del átomo es la establecida por Bohr que supone, al núcleo formado por la masa material del átomo constituido por protones y neutrones. Pág 21. Este núcleo está rodeado de electrones que giran a velocidad extraordinaria alrededor del núcleo y sobre sí mismos.
CMR61	15- Bohr emprendió la empresa de armonizar las hipótesis de modelo atómico de Rutherford con la de los cuantos de Plank. Para ello se fundó en que las líneas espectrales de los átomos gaseosos son fenómenos manifiestamente discontinuos. Pág 68
LFJL61	15- La hipótesis o corrección de Borh, plenamente demostrada, estriba, fundamentalmente, en admitir que en lugar de la órbita única del modelo de Rutherford, existen varias, sobre las cuales están distribuidos o estratificados los electrones. Pág 40.
BRU63	15-Fue Bohr, discípulo de Rutherford, quien con sus famosos postulados

	trató de resolver esta y otras dificultades. Fundamentó sus enunciados en la teoría cuántica de Planck y en los espectros atómicos que, para él, respondían correctamente a la estructura del átomo. Pág 104. Bohr ideó un nuevo modelo atómico basado en tres postulados... Pág 73.
RG64	15-Bohr establece su modelo atómico introduciendo las ideas de Planck, expuestas por éste para explicar la distribución de la energía radiante emitida por un cuerpo a temperatura elevada. Pág 105.
GRF65	15-Fue la audacia matemática de Bohr... Pág 23.
SSJVB65	15- Estas objeciones fueron resueltas brillantemente por otro físico eminente: N. Bohr, de cuyo modelo atómico nos ocuparemos en breve. Pág 64.
FGRIA65	15- Propuso el danés Neils Bohr en 1913, unas modificaciones al modelo anterior, dando el llamado modelo atómico de Bohr. Pág 83.
CE65	15-Bohr introduce los siguientes postulados: Pág 64.
BEMB65	15-El sabio danés Neils Bohr (discípulo de Rutherford) Pág 70.
GJ66	15- Niels Bohr, físico danés nacido en 1885, creó el modelo atómico actualmente admitido. Pág 13.
RCI66	15-Espectros y postulados de Bohr. Pág 42.
RVJ66	15- Niels Bohr, supuso, en 1913, que en los átomos la energía de los electrones esta cuantizada, es decir, restringida a ciertos valores específicos. Pág 3.
PBM67	15-La hipótesis mas aceptada actualmente en cuanto a la estructura del átomo se refiere, es la establecida por Bohr... Pág. 12.
ELD67	15- La teoría atómica de Bohr es uno de los más éxitos más resonantes en la historia de la Ciencia. Pág 78.
RFRV67	15- Neils Bohr, físico danés, supuso, en 1913, que en los átomos la energía de los electrones está cuantizada, es decir, restringida a ciertos valores específicos. Pag 3
VSP68	15-Más tarde fue Bohr el que defendió el modelo atómico de su maestro introduciendo variaciones sustanciales y teniendo en cuenta los principios de la Mecánica cuántica desarrollada por Planck. Pág 64.
GMCNC68	15- En 1913, Bohr propuso su teoría del átomo de hidrógeno, que podemos resumir en los siguientes postulados. Pág 95.
VFAJ69	15-Esta contradicción la resolvió Bohr basado en la teoría de los cuantos de Planck. Pág. 40.
GBC72	15-Para conciliar ambas teorías (modelo de Rutherford y descubrimientos de Maxwell), el físico danés Niels Bohr dio tres postulados. Pág. 5.
VFAJ75	15- Esta contradicción la resolvió Bohr basado en la teoría de los cuantos de Planck. Pág. 44.
MLAGM76	15-Postulados de Bohr y estructura del átomo de hidrógeno. Pág. 105.
CCMA77	15-Borh estableció su modelo atómico utilizando las ideas de Planck para explicar la distribución de la energía radiante emitida por un cuerpo a una

	temperatura elevada. Pág. 33.
EEFA78	15-Basadas en las experiencias citadas en el presente capítulo, Niels Bohr propuso en el año 1913 una teoría atómica capaz de explicar el espectro del átomo de hidrógeno en sus aspectos fundamentales. Pág. 44.
MLAC78	15-Modelo de Bohr. Pág. 33.

16- $F_c = F_e$ (inestable)

CMR61	16- Tal como lo concibió Rutherford tiene a sus electrones girando y con carga eléctrica, en estas condiciones los electrones deberán modificaciones periódicas del campo electromagnético, es decir, originar ondas electromagnéticas, lo que equivale a decir que emiten radiaciones. Si los electrones permanecen constantemente radiando perderían energía, su velocidad se reduciría constantemente y acabaría precipitándose sobre el núcleo. Aún existe otra dificultad que impide aceptar totalmente el átomo de Rutherford. Si cada electrón emite continuamente radiaciones cuya frecuencia es función de su velocidad, al estudiar un conjunto material sus numerosísimos átomos deberían tener sus electrones correspondientes con velocidades muy diversas y por tanto este conjunto debería radiar con todas las frecuencias de una gama prácticamente continua, es decir, tener un espectro óptico continuo. Sin embargo, esto no es así, cada clase de átomos da un espectro óptico discontinuo y con líneas espectrales características. Pág 64.
LFJL61	16- Así por ejemplo, la manifestación de espectros cuando los átomos se excitan con rayos X, pretendió ser explicada por Rutherford diciendo que los electrones en su giro alrededor del núcleo, perdían o emitían energía en forma de radiación. Tal suposición es inadmisible, puesto que ello va en contra de la estabilidad del sistema, que, de ser así quedaría descompensado a favor de la atracción del núcleo hacia los electrones, provocando la precipitación de éstos sobre el núcleo. Pág 40.
BRU63	16- El modelo atómico de Rutherford tenía algunos fallos que él mismo advirtió. Se sabía por la teoría de la electricidad que siempre que una partícula cargada gira constantemente alrededor de otra está perdiendo energía de continuo; por tanto, la partícula giratoria – el electrón, en este caso – deberá caer gradualmente sobre el núcleo porque su velocidad va disminuyendo y es insuficiente para mantenerla en órbita. Pág 104.
RVM64	16-Un modelo atómico ha de dar cuenta de que la materia (y por tanto los átomos) no emiten radiaciones en su estado fundamental sino tan sólo cuando se la excita. El electrón al girar crea un campo cuya intensidad varía periódicamente con una frecuencia igual a la de su giro. Es decir que debe emitir una radiación electromagnética de igual frecuencia a la propia de su giro. Este hecho está en franca contradicción con la experiencia, ya que sabemos que la materia no emite radiaciones de un modo continuo

	<p>sino únicamente cuando se la excita. De otra parte, si un electrón emite energía en forma de radiación electromagnética, debe ser a costa de su propia energía. Por tanto el electrón debe perder velocidad progresivamente con lo que se iría acercando al núcleo y terminaría precipitándose sobre él. Pág 73.</p>
RG64	<p>16-En efecto podemos aducir dos razones por la que este modelo no debe ser estable;</p> <p>1- El electrón al moverse en una trayectoria circular emite energía radiante y la frecuencia de la radiación emitida debe ser igual a la frecuencia de rotación. Esta emisión de energía dará lugar a un paulatino acercamiento del electrón hacia el núcleo describiendo cada vez órbitas más pequeñas pero recorridas a mayor velocidad con lo que el átomo formaría un sistema inestable que llegaría, finalmente, a destruirse al caer el electrón sobre el núcleo.</p> <p>2- Esta reducción de las órbitas, aumentando la velocidad del electrón, dará lugar a un crecimiento constante de la frecuencia de las ondas emitidas por lo que los espectros deberían ser continuos y la realidad es que son discontinuos, formados por un número más o menos grande de líneas. Págs 105-106.</p>
GRF65	<p>16-,...toda carga en movimiento, equivale a una corriente eléctrica y presenta una pérdida de energía... Pág 21. De acuerdo con la teoría electromagnética de la luz, una carga eléctrica animada de un movimiento circular (y por ello acelerado) debe emitir una radiación; por consecuencia, perderá energía el electrón y acabará por caer sobre el núcleo. Pág 27.</p>
SSJVB65	<p>16-El inconveniente fundamental del modelo atómico presentado por Rutherford consistía en que de acuerdo con la teoría electromagnética admitida hasta entonces, un electrón que girase como se suponía debía emitir energía en forma de radiación (luz) de manera que la suya propia iría disminuyendo, reduciéndose el radio de giro y cayendo finalmente sobre el núcleo, de modo que estos átomos resultaban inestables. Pág 63. De acuerdo con la teoría electromagnética admitida hasta entonces, un electrón que girase como se suponía debía emitir energía en forma de radiación (luz) de manera que la suya propia iría disminuyendo, reduciéndose el radio de giro y cayendo finalmente sobre el núcleo, de modo que esos átomos resultaban inestables. Además las frecuencias emitidas tendrían frecuencias variables, de acuerdo con lo que se sabía entonces, mientras la experiencia había demostrado que los átomos de los elementos sólo emitían radiaciones cuando eran previamente excitados y entonces emitían solamente ciertas frecuencias bien determinadas.</p>
FGRIA65	<p>16-Con el modelo atómico de Rutherford no se pueden explicar determinados hechos tales como al estabilidad del átomo y la radiación</p>

	<p>discontinua característica de cada elemento; en efecto, la teoría electromagnética demuestra que cuando una carga está sometida a una aceleración debe emitir energía; según esto, y de acuerdo con el modelo de Rutherford, el electrón (carga eléctrica) sometido a la aceleración centrípeta debe perder energía continuamente con la consiguiente y gradual disminución del radio de la órbita que debe ser una espiral acercándose el electrón, cada vez más, al núcleo con lo cual el núcleo sería inestable, cosa que la práctica confirma no ser cierta. Por otra parte, la emisión de energía realizada de una forma continua, está en contradicción con el conocido hecho de que los espectros de emisión no son continuos sino de naturaleza discreta. Con este segundo postulado aún no se justifica el hecho de la exigencia de la teoría electromagnética de que ese electrón deba emitir energía y acabar cayendo sobre el núcleo, y para explicar esto, se atrevió Bohr a postular, sin ninguna justificación previa, un maravilloso principio que revolucionaba la teoría electromagnética de Maxwell. Pág 83.</p>
CE65	<p>16- Toda carga eléctrica con movimiento acelerado pierde energía, luego el electrón debería describir cada vez órbitas más pequeñas hasta que acabaría por precipitarse sobre el núcleo. Al acercarse el electrón al núcleo disminuiría la energía potencial con lo cual debería aumentar su energía cinética y por tanto su velocidad. La frecuencia de las ondas emitidas crecería paulatinamente y los espectros de los gases incandescentes deberían ser continuos porque entre los innumerables átomos serán posibles todos los estados internos de energía, no obstante, estos espectros son discontinuos, formados por un número más o menos grande de líneas. Como se ve, este modelo atómico no puede existir. Pág 62.</p>
BEMB65	<p>16- Una carga en movimiento acelerado emite energía “electromagnética”: Existiendo en los electrones giratorios una aceleración centrípeta, deberían emitir radiación a consta de una pérdida de energía que les haría precipitarse hacia el núcleo en un movimiento espiral, existiendo, en consecuencia, una inestabilidad en el átomo en desacuerdo con la realidad. Pág 70.</p>
GJ66	<p>16- Pero los electrones a medida que dan vueltas en sus órbitas, gastan energía. Ahora bien, la reducción de esta energía les obliga, en consecuencia, a recorrer órbitas cada vez más pequeñas, y, por ende, más cercanas al núcleo hasta que vendrían a caer sobre él, lo cual ocasionaría la destrucción del mismo. Pág 14.</p>
RCI66	<p>16- ...no emite energía radiante (estado estacionario) en contra de la física clásica. Pág 43.</p>
RVJ66	<p>16-Ahora bien, este modelo no puede explicarse mediante la física clásica. Pág 3.</p>
ELD67	<p>16- Pero según las teorías clásicas los electrones en su giro alrededor del</p>

	núcleo tendrían que emitir energía, o radiación electromagnética, y por tanto deberían perder velocidad hasta caer en el núcleo. Pág 74.
RFRV67	16- En el modelo atómico anteriormente indicado, los electrones, en virtud de la atracción electrostática, deberían precipitarse sobre el núcleo. Por este motivo, Rutherford supuso que los electrones giraban alrededor del núcleo. Ahora bien, como este modelo no podía explicarse mediante la física clásica, Neils Bohr, físico danés, supuso, en 1913, que en los átomos la energía de los electrones está cuantizada, es decir, restringida a ciertos valores específicos. Pag 3
VSP68	16-Se estudia que una partícula cargada emite en su movimiento energía radiante y por tanto según la teoría electromagnética clásica, el electrón debe perder velocidad y ser absorbido por el núcleo. Pág 64.
GMCNC68	16- Sólo son permitidas un número limitado de órbitas o “estados estacionarios” y el electrón mientras permanece en ellas, mantiene constante su energía. Estas ideas son contrarias a las leyes de la electrodinámica clásica. Pág 95.
VFAJ69	16- Es sabido que una carga eléctrica en movimiento acelerado origina un campo electromagnético variable y, por tanto, se propaga una onda electromagnética con la consiguiente emisión de energía. Este es el caso del electrón, que por describir una trayectoria curvilínea tiene aceleración. En estas condiciones el electrón irá perdiendo energía poco a poco y, por tanto, se acercará cada vez más al núcleo, siguiendo una trayectoria en espiral, cosa que en la realidad no sucede. Pág. 33.
GBC72	16-El modelo atómico de Rutherford que concebía al átomo como un sistema planetario fue admitido durante varios años hasta que los descubrimientos de Maxwell demostraron que toda carga eléctrica en movimiento emitía energía electromagnética. Pág. 5.
FGM73	16-El modelo de Rutherford, no obstante, estaba en contradicción con las teorías electromagnéticas clásicas y además no explicaba el espectro de los gases continuo, formado por rayas a unas frecuencias características. Pág. 25.
VFAJ75	16-Este es el caso del electrón, que por describir una trayectoria curvilínea tiene aceleración. En estas condiciones el electrón ira, perdiendo energía poco a poco y, por tanto, se acercará cada vez más al núcleo, siguiendo una trayectoria en espiral, cosa que en la realidad no sucede. Pág. 37.
MLAGM76	16-Se sabía por la teoría de la electricidad que siempre que una partícula cargada gira constantemente alrededor de otra está perdiendo energía de continuo. Pág. 105.
CCMA77	16-la teoría electromagnética de la luz muestra que una carga eléctrica acelerada emite energía radiante en forma de ondas constituidas por un campo eléctrico y uno magnético mutuamente perpendiculares... Pág. 32.
EEFA78	16-Sin embargo, el modelo tenía un grave defecto que lo hacía

	incompatible con la teoría electromagnética: según ésta, toda carga en movimiento emite radiación en forma de ondas perdiendo energía. Pág. 39.
MLAC78	16-Según la ya probada teoría electromagnética de Maxwell, al ser el electrón una partícula cargada en movimiento debe emitir radiación constantemente y, por tanto, perder energía. Pág. 33.

17- Cita a Maxwell.

CMR61	17- A menos de aceptar que el electrón desobedece las leyes electromagnéticas de Maxwell, que se verifican en todos los demás casos, el camino para explicar estos hechos estaba cerrado. Esta decisión fue la que adoptó Bohr. Pág 67.
GRF65	17- Según las clásicas teoría de Maxwell, toda carga en movimiento, equivale a una corriente eléctrica y presenta una perdida de energía; ahora bien, al perder energía un electrón tiene que perder velocidad; como consecuencia disminuirá su fuerza centrífuga para acabar precipitándose en el núcleo. Pág 21.
FGRIA65	17- . Con este segundo postulado aún no se justifica el hecho de la exigencia de la teoría electromagnética de que ese electrón deba emitir energía y acabar cayendo sobre el núcleo, y para explicar esto, se atrevió Bohr a postular, sin ninguna justificación previa, un maravilloso principio que revolucionaba la teoría electromagnética de Maxwell. Pág 86.
BEMB65	17- Tales ideas estaban en contradicción con la ley de Maxwell por la que una carga en movimiento acelerado emite una energía electromagnética: Existiendo en los electrones giratorios una aceleración centrípeta, deberían emitir radiación a costa de una perdida de energía que les haría precipitarse hacia el núcleo en movimiento espiral, existiendo, en consecuencia, una inestabilidad en el átomo, en desacuerdo con al realidad. Pág 70. Donde afirma la ley de Maxwell que: “Los electrones que giran alrededor del núcleo deben radiar energía y caer en espiral hacia el interior del núcleo” Pág 70.
VFAJ69	17-Según Maxwell, una carga eléctrica con movimiento acelerado, origina un campo electromagnético variable y por tanto, se propaga una onda electromagnética variable con la consiguiente emisión de energía. Pág. 40.
GBC72	17-El modelo atómico de Rutherford que concebía al átomo como unsistema planetario fue admitido durante varios años hasta que los descubrimientos de Maxwell demostraron que toda carga eléctrica en movimiento emitía energía electromagnética. Este descubrimiento destrozaba el modelo de Rutherford pues como el electrón es una partícula con carga eléctrica, al moverse en su órbita emitiría energía y por tanto la perdería con lo que experimentaría en consecuencia una disminución de velocidad. Debido a esto la fuerza centrífuga sería cada vez menor y ya no

	compensaría a la fuerza atractiva electrostática con lo que, al prevalecer la acción de esta, las orbitas circulares serían cada vez más reducidas y el electrón, describiendo una especie de espiral, acabaría cayendo sobre el núcleo destruyéndose así el modelo atómico propuesto. Pág. 5
VFAJ75	17-Según Maxwell, una carga eléctrica con movimiento acelerado, origina un campo electromagnético y variable y por tanto, se propaga una onda electromagnética variable con la consiguiente variación de energía. Pág. 44.
MLAC78	17-Según la ya probada teoría electromagnética de Maxwell, al ser el electrón una partícula cargada en movimiento debe emitir radiación constantemente y, por tanto, perder energía. Pág. 33. El tercer postulado está en contradicción con el electromagnetismo de Maxwell y tiene su justificación en la observación de los espectros. Pág. 34.

18- Órbitas definidas.

MPJ33	18- Una corona de electrones gira en todos los átomos alrededor del núcleo, como los planetas alrededor del Sol. Pág. 253.
MDPR33	18- ...alrededor del cual están dispuestos en pisos otros tantos electrones que describen continuamente órbitas planetarias alrededor del núcleo. Pág. 313. El átomo de helio puede suponérsele formado por un núcleo con dos protones asociados (protón-electrón), dos libres y un anillo con dos electrones que giran en el mismo piso. Pág. 314.
MGJ33	18-Base fundamental de este conocimiento ha sido la determinación de las cargas positivas de los núcleos atómicos, que equilibran las negativas de los electrones que giran alrededor a ellos. Pág. 180.
OZL35	18-los electrones (cargas negativas mínimas), mucho más pequeño que aquél describiendo órbitas de la misma clase en todos los elementos más o menos cerradas. Pág. 16-17. Aceptando el modelo de este físico, se supone que el átomo está formado por una masa, cargada de electricidad positiva, como núcleo, en torno del cual giran velozmente partículas de electricidad negativa, llamadas electrones, describiendo órbitas determinadas. Pág. 54.
GLLJ42	18- Los electrones se mueven alrededor del núcleo pero no todos poseen igual energía, y según esto se clasifican en distintos "niveles energéticos", que representamos esquemáticamente por circunferencias de distinto radio. Pág. 383.
VA44	18-Los electrones están dispuestos en capas o pisos que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Pág. 202. Hemos dicho que los electrones giran en diferentes órbitas; ahora bien, uno de ellos, que recorre una determinada órbita, puede pasar por diferentes causas (elevación de la temperatura, rayos luminosos, etc.) a otra órbita. Pág. 205.
YMRCL46	18- Los electrones que giran en derredor del núcleo, no están todos a la misma distancia de éste, sino que se agrupan en órbitas diferentes de distinto radio, formando capas diversas. Pág. 86.

DPL46	18- Ha calculado Bohr, por la teoría de los cuantos, que un electrón solo puede describir orbitas estables cuyos radios varíen como los cuadrados de los números enteros. Pág. 180. Las cargas positivas de su núcleo han de estar neutralizadas por otros tantos electrones que giran a su alrededor ocupando el volumen atómico.
NGELC47	18- Los electrones que constituyen la corteza del átomo están dispuestos en diferentes capas y en ellos residen las propiedades ópticas, magnéticas y químicas de los elementos. Pág. 130.
ESACS59	18-La envoltura electrónica o parte cortical está formada por electrones que giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. Los electrones están dispuestos en forma estratificada, es decir, en órbitas o capas que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q Pág 26.
CMR61	18- Las órbitas electrónicas circulares no interpretan los hechos anteriores. Pág 73.
LFJL61	18- la hipótesis o corrección de Bohr, plenamente demostrada, estriba, fundamentalmente, en admitir que en lugar de única órbita de Rutherford, existen varias, sobre las cuales están distribuidas o estratificados los electrones, según luego veremos. Pág 40.
BRU63	18-Las magnitudes encerradas en el paréntesis son todas conocidas, y, por tanto, el valor del radio de la órbita sólo depende de n. $r_n = (h^2/4\pi^2 m e^2) n^2$ Pág 107.
RVM64	18-El radio de las órbitas posibles crece proporcionalmente al cuadrado de los números enteros. Pág 81.
RG64	18-En el movimiento de rotación la fuerza centrífuga se equilibraría con la de atracción electrostática, por lo que el electrón permanecería estable en su órbita. El radio varia en relación de los cuadrados de los números enteros sucesivos. Pág 109-110.
GRF65	18-Bohr empezó suponiendo que los electrones recorren órbitas circulares.
SSJVB65	18-Es decir, que los únicos valores posibles para los radios de las órbitas crecen como el cuadrado de los números enteros. Pág 67.
FGRIA65	18- Es posible una órbita de cualquier radio, ya que v no tiene ninguna limitación teórica en este modelo (Rutherford). Pág 74. ...puede observarse que sólo son posibles aquellas órbitas que corresponden a los valores del radio obtenidos cuando se da al número cuántico principal n, los valores enteros 1, 2, 3,... etc. y que reciben respectivamente, los nombres de órbitas K, L, M, N, O, P Pág 85.
CE65	18-Esta relación nos indica que r varía en la relación 1, 4, 9, 16, 25... que son los cuadrados de los números enteros sucesivos. Pág 66.
BEMB65	18- ...estas órbitas estables, y por lo tanto, posibles. Obtenemos la expresión que determina el radio de la órbita. Todos los valores que intervienen en esta expresión son constantes excepto n (n = 1, 2, 3, 4...). Los radios de las órbitas estables son proporcionales a los cuadrados de los

	números enteros. Pág 72.
GJ66	18- La corona la forman una serie de órbitas concéntricas que rodean al núcleo. Pág 13. Rutherford concibió el átomo como un sistema planetario cuyo centro era el núcleo y los electrones girando alrededor de él cada uno en su órbita correspondiente. Pág 14.
RCI66	18-...dando a “n” los valores 1, 2, 3..., calcularemos los radios de las respectivas órbitas K, L, M, etc., según habíamos indicado en el segundo postulado de Bohr. Pág 45.
RVJ66	18- ...rodeado por un número de electrones negativos igual a la carga positiva del núcleo, distribuidos en capas sucesivas. Pág 2.
ELD67	18-Los demás posibles radios tomarán valores proporcionales a los cuadrados de los números naturales. Pág 77.
VSP68	18-el valor del radio es proporcional al cuadrado de los números cuánticos n, cuyos valores son los números naturales (1, 2, 3...) Pág 73.
GMCNC68	18- El electrón describe órbitas circulares alrededor del núcleo atómico central. La imagen que dio Bohr del átomo de hidrógeno lo presenta como un sistema constituido por un solo electrón con carga e que gira siguiendo una órbita circular de radio r alrededor de un núcleo de carga Ze. Págs 95-96.
VFAJ69	18-Los electrones giran en torno del núcleo describiendo órbitas circulares. Pág. 32.
GBC72	18-A las capas también se les llama órbitas por ser las trayectorias que describen los electrones en su movimiento. Pág. 2.
FGM73	18-los electrones no pueden girar a cualquier distancia alrededor del átomo sino en ciertas órbitas solamente. Pág. 25.
VFAJ75	18-Los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. Pág. 36.
MLAGM76	18-supuso Rutherford que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. Pág. 93.
CCMA77	18-... pero no tuvo más remedio que dar un rodeo a este inconveniente y aceptar las órbitas circulares, ya que la teoría de los cuantos de Planck no era aplicable a sistemas de más de una variable y la elipse presenta dos (sus ejes), mientras que la circunferencia sólo tiene una (el radio). Pág. 38.
EEFA78	18-Como la fuerza centrífuga depende del radio de la órbita descrita por el electrón, este radio estaría completamente determinado, siendo tanto más grande cuanto mayor sea la energía del electrón. Pág. 38.
MLAC78	18-Los electrones giran alrededor del núcleo a grandes distancias en órbitas circulares. Pág. 33.

19- Pisos y subpisos.

PI32	19- La envoltura esta compuesta solamente de electrones dispuestos alrededor del núcleo en grupos más o menos estables que forman los
------	---

	llamados pisos y subpisos. Pág. 108.
MPJ33	19- La velocidad de los electrones satélites en sus movimientos de rotación es enorme, y las órbitas forman diferentes pisos. Pág. 257. 20- 2 y 8 electrones. Ver Fig. 139. Estructura de los átomos. Pág. 254.
MDPR33	19- El átomo de helio puede suponerse formado por un núcleo con dos protones asociados (protón-electrón), dos libres y un anillo con dos electrones que giran en el mismo piso. Pág. 314.
VA44	19- Los electrones están dispuestos en capas o pisos que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Pág. 202.
YMRCL46	19- Los electrones que giran en derredor del núcleo, no están todos a la misma distancia de éste, sino que se agrupan en órbitas diferentes de distinto radio, formando capas diversas. Pág. 86.
DPL46	19- Por esta misma teoría se deduce que el número de elementos es limitado. Las orbitas electrónicas se disponen por capas o pisos de distinto nivel energético que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q (tantos como periodos de la clasificación), estando a su vez, menos el K, divididos en subpisos. Pág. 180.
NGELC47	19- Los electrones que constituyen la corteza del átomo están dispuestos en diferentes capas y en ellos residen las propiedades ópticas, magnéticas y químicas de los elementos. Pág. 130.
MRO60	19- Los electrones indicados para cada capa no están todos al mismo nivel sino que se admite la posición en diferentes subcapas cuyo número es precisamente el de la órbita correspondiente. Pág 22.
CMR61	19- Capas. Todos los electrones que poseen el mismo número cuántico principal n forman lo que se llama una capa, correspondiente a $n = 1, 2, 3, \dots$ También se les denomina capas K, L, M, respectivamente. Pág 73. Como es necesario admitir un grado de saturación en el número de electrones de cada capa y de cada nivel para determinarle Pauli ha enunciado en principio siguiente... Pág 76. Como consecuencia del principio de Pauli ya se dijo que estas partículas (electrones) se reparten en capas, niveles y orbitales. Pág 82.
LFJL61	19- a cada nivel energético u órbita, tal como lo hemos concebido anteriormente corresponden varias órbitas elípticas diferentes. Pág 40.
BRU63	19- Esto indica que los niveles energéticos correspondientes a los números cuánticos 2, 3, 4, 5, ... también llamados K, L, M, N, ..., son en realidad dobles, triples o múltiples, y a cada una de estas órbitas corresponde una energía, por lo que se debe hablar de subniveles energéticos dentro de cada nivel energético principal. Pág 112.
RVM64	19- Cada valor de l define un subpiso, subcapa o subnivel dentro de un piso, capa o nivel. Pág 84.
RG64	19- La contribución más destacada de las ideas de Sommerfeld se encuentra en la subdivisión de los estados estacionarios ideados por Bohr

	en varios subestados o subniveles de energía ligeramente diferentes. Pág. 117.
GRF65	19- Llevando el cálculo sobre los fenómenos explicados por Sommerfeld y teniendo en cuenta, el efecto Zeheman, se vino a comprender que las órbitas electrónicas no están en un mismo plano sino en diversas direcciones espaciales. Poco después se comprobaba que el ángulo del campo magnético con los planos determinados por las órbitas electrónicas no puede variar de una manera continua ya que, hasta en ese detalle, el espacio atómico se revela cuantificado. Pág. 31.
SSJVB65	19-Resultaba que cada órbita estacionaria de Bohr se subdividía en otras, para determinar las cuales era necesario considerar el número cuántico radial y el número cuántico azimutal, cuya suma vale el número cuántico principal... Pág 69. Pero cada nivel se divide en varios subniveles que corresponden a los distintos valores posibles del cuanto secundario l y diremos que pertenecen al mismo subnivel los electrones que tienen, además del mismo cuanto principal, el mismo número cuántico secundario. Pág 85.
FGRIA65	19-Esta variedad de subórbitas (con la variedad de energías que esto entraña) da la explicación a la existencia de dobletes... Pág. 89. // En la práctica sólo han podido encontrarse, para l , los valores diferentes 0, 1, 2, y a lo sumo 3; y como estos subpisos o subórbitas electrónicas se ponen de manifiesto... Pág 89.
CE65	19-Para cada valor del número cuántico principal n hay n subniveles , diferenciándose uno del otro por un nuevo número cuántico l llamado número cuántico azimutal o secundario. Pág 68.
BEMB65	19-esto hizo sospechar que dentro de los niveles energéticos (K, L, M...) deberían existir otros “subniveles” perfectamente definidos. Pág 75.
GJ66	19-hay que notar que, aunque los esquemas atómicos sólo figuran las órbitas de número cuántico distinto. Sin embargo, todas las órbitas, a excepción de la orbita K, presentan niveles y subniveles distintos de energía. Pág 17.
RCI66	19-Los estados que tienen igual número de n definen un nivel o capa electrónica. Los que tienen igual n y l definen un subnivel. Pág 50.
PBM67	19-Los electrones están situados en órbitas, siendo idéntica la energía de cada electrón, situados en una misma órbita, a la que se denomina nivel energético...
ELD67	19-Sommerfeld supone, en relación con esta estructura, que cada nivel determinado por el número cuántico n , está formado por una serie de subniveles muy próximos. Pág 81.
VSP68	19-Cuanto secundario (l).- Indica un subnivel de energía dentro de la capa; y viene relacionado con el anterior de forma que, toma todos los valores enteros desde $(n-1)$ a 0. Pág 76.

MCVF68	19- Los electrones que tienen el mismo valor de n constituyen un grupo (un piso), o nivel energético definido, que se designa por las letras K, L, M, N, O, P, Q... para los valores de n iguales a 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7... Estos electrones se reparten en n subgrupos (subpiso) o subniveles energéticos, según el distinto valor de l.
GMCNC68	19-Los electrones de cada nivel principal de energía pueden distribuirse entre un número n de niveles subsidiarios o subniveles. Pág 107.
VFAJ69	19-Dentro de cada nivel los orbitales correspondientes a cada subnivel difieren en un poco de energía. Pág. 46.
GBC72	19-A su vez la corteza se divide en pisos llamados capas y a su vez las capas se dividen en otros pisos llamados subcapas o subniveles. A las capas también se les llama órbitas por ser las trayectorias que describen los electrones en su movimiento. Pág. 2.
FGM73	19-Persiste el concepto de nivel cuántico (o capa, según Bohr). Los orbitales dentro de un nivel cuántico no son todos iguales. Difieren en forma. Estos constituyen los subniveles dentro del nivel energético correspondiente. Pág. 27.Cada nivel cuántico o de energía está dividido en un cierto número de subniveles, según los tipos diferentes de orbitales que contenga. Pág. 29.
VFAJ75	19-Cada subnivel se representa por la letra s, p, d, f precedida del número 1, 2, 3, 4... según el nivel al que pertenezcan. Pág. 50.
MLAGM76	19-..., son en realidad, dobles, triples o múltiples y a cada una de esas órbitas corresponde una energía, por lo que se debe hablar de subniveles energéticos dentro de cada nivel energético principal. Pág. 114.
CCMA77	19-Però si en cada nivel hay varias órbitas, a cada una de ellas corresponde una energía y hemos de hablar de subniveles energéticos, cuyos valores serán muy parecidos entre sí para un mismo valor de n. Pág. 39. Estos electrones se reparten en subgrupos o subniveles energéticos, según el distinto valor de l. Pág. 40.
EEFA78	19-El conjunto de estados diferentes con el mismo valor de n y l se le llama subcapa o subnivel. Pág. 59.
MLAC78	19-Cada nivel de electrones contiene a su vez subniveles o subcapas de energía que se designan por el número cuántico del momento angular l llamado también número cuántico u azimutal. Pág. 39.

20. $2n^2$

PI32	20- El número máximo de electrones de la capa exterior sería de suyo dos en los elementos del primer periodo, 8 en los del segundo, 18 en los del tercero y 32 en el cuarto. Pág. 111
MDPR33	20- El átomo de helio puede suponerse formado por un núcleo con dos protones asociados (protón-electrón), dos libres y un anillo con dos electrones que giran en el mismo piso. Pág. 314. Teniendo en cuenta que

	en lo sucesivo para que un piso quede saturado hacen falta ocho electrones, lo que explica la periodicidad. Pág. 315. El número máximo de electrones que pueden coexistir en cada capa viene dado por la fórmula $2n^2$. (Pág. 325 de la edición de 1944)
MGJ33	20- Si los electrones corticales constituyen un sistema en equilibrio en cada órbita, como los de los gases nobles (2 el helio, 2+8 el neón, 2+8+8 el argón, etc)... Pág. 183.
GLLJ42	20- Estos niveles (o capas) se representan por las letras K, L, M, N..., y el número máximo de electrones que pueden contener son de 2, 8, 18 y 32, respectivamente. Pág. 383.
VA44	20- El número de electrones que como máximo hay en cada piso puede expresarse con la fórmula $2x^2$, dando a x los valores 1, 2, 3 etc., según sea la primera, segunda, tercera capa. Pág. 202.
YMRCL46	20- K (2), L (8), M (18), N (32), O (18), P (12) y Q (2)
ESACS59	20- El número de electrones que puede haber en cada capa se puede expresar por la fórmula $2n^2$, dando a n los valores 1, 2, 3, 4... correspondientes a sus periodos. Pág 26.
MRO60	20- El número máximo de electrones por en cada órbita completa viene expresado por la fórmula $2n^2$, siendo n el número de la órbita; de modo que resultaran 2, 8, 18, 32 para las órbitas primera, segunda, tercera y cuarta. Pág 22.
CMR61	20- Número posible de electrones para n= 1: 2. Número posible de electrones para n = 2: 8. Número posible de electrones para n=3: 18. Número posible de electrones para n=4: 32. Págs 77-78-79.
BRU63	20- Según este cálculo se demuestra que el número de electrones que caben en cada nivel de energía es $2n^2$ siendo n el número cuántico principal. Pág 117.
RVM64	20- El subnivel s dispone de un orbital: admitirá, pues, dos electrones como máximo. El subnivel p dispone de tres orbitales, por lo que admitirá seis electrones como máximo, El subnivel d tiene cinco orbitales: admitirá diez electrones como máximo. El orbital f contiene siete orbitales: admite catorce electrones. $2n^2$ Pág 88.
RG64	20- Por consiguiente, el número máximo de electrones en los niveles K, L, M, N será el doble de los totales anteriores, es decir, 2, 8, 18, 32 electrones respectivamente. Pág 120.
GRF65	20- Y así sucesivamente hasta el Argón que poseerá 18. Como hay que añadirle los otros ocho fijos de la capa intermedia y los dos de la profunda tendremos en total $2 + 8 + 8 = 18$. Pág 74.
SSJVB65	20- En cuanto a la capacidad de las distintas capas para albergar electrones, se obtiene restando el número total de electrones de una configuración estable, el de la configuración estable inferior, el de la configuración estable anterior, Así resultan las siguientes para las capas primera,

	segunda, etc. 2, 8, 8, 18, 18, 32, que es desde luego el número de elementos que hay en los diferentes periodos horizontales del sistema periódico. Pág 83.
FGRIA65	20- El número máximo de electrones posibles en una capa viene dado por la expresión $2n^2$ en la que n puede tomar los valores 1, 2, 3, 4, etcétera. Pág 79.
CE65	20- El máximo número de electrones que puede haber en cada nivel de energía es $2n^2$ siendo n el número de la órbita. Pág 70.
BEMB65	20- El número máximo de electrones en cada capa (o sea, los que corresponden a cada número cuántico principal) ya dijimos que es $2n^2$ (n=1, 2, 3, 4, 5...) Pág 78.
GJ66	20-- Principio de exclusión de Pauli, Para cada órbita hay un grado de saturación en el número de los electrones que no puede ser rebasado. $2n^2$ Como en cada subnivel sólo puede moverse un par de electrones de spin antiparalelo, resulta que en la órbita M, en el nivel p habrá tres subniveles y en el nivel 3d, 5 subniveles, etc. Pág 16.
RCI66	20- Nº total de electrones; 2, 8, 18, 32. Según sus números cuánticos. Pág 50.
RVJ66	20- Cada capa no puede contener más que un número máximo de electrones, cuyo valor numérico viene dado por $2n^2$. Pág 3.
PBM67	20-Cada capa no puede contener más que un número máximo de electrones, cuyo valor numérico viene dado por $2n^2$. Pág. 13.
RFRV67	20-Cada capa no puede contener más que un número máximo de electrones, cuyo valor numérico viene dado por $2n^2$. Pag 3
VSP68	20-2 electrones s, 6 electrones p, 10 electrones d y 14 electrones f. (Lo explica según los números cuánticos) Pág 76.
MCVF68	20- El estudio de los potenciales de ionización y volumen atómicos inducen a pensar que dichas agrupaciones (llamadas niveles o capas) están completas cuando el número total de electrones es 2, 10, 18, 36, etc... los números 2, 8, 18 y 32 que son los números máximos de electrones que pueden tener los respectivos niveles K, L, M, N, son iguales a $2n^2$, siendo n = 1, 2, 3, 4, respectivamente.
GMCNC68	20- De forma análoga puede deducirse que lso números máximos de electrones en los niveles principales son 8, 18, 32, etc., o sea $2n^2$. Pág 111.
VFAJ69	20-Observese que según esta distribución, el número máximo de electrones en cada nivel, viene dado por la fórmula $2n^2$, siendo n el número de nivel. Nótese también que cada orbital alberga como máximo dos electrones. Pág. 48.
GBC72	20-El número máximo de electrones que contiene cada capa viene dado por la fórmula $N=2n^2$
FGM73	20-Del principio de exclusión de Pauli se deduce de inmediato que en el primer nivel pueden existir un máximo de 2 electrones, en el segundo, 8;

	en el tercero, 18; en el cuarto, 32, etc. Pág. 33.
VFAJ75	20-Siendo el número de electrones máximo en cada nivel, viene dado por la fórmula $2n^2$, siendo n el número de nivel. Pág. 52.
MLAGM76	20-Según este cálculo se demuestra que el número de electrones que caben en cada nivel de energía es $2n^2$, siendo n el número cuántico principal. Pág. 116.
CCMA77	20- Grupos 2, 8, 18. Subgrupos 2; 2, 6; 2, 6, 10.
EEFA78	20- El número de orbitales diferentes para una capa dada puede demostrarse que es n^2 . Nº estados en la capa; 2, 8, 18, 32. Pág. 61. De esta forma el número máximo de electrones que se pueden meter en una capa cuyo número cuántico principal es n coincide con el número de estados diferentes que como vimos es $2n^2$...
MLAC78	20-EL número de electrones que caben en cada nivel de energía es $2n^2$ siendo n el número cuántico principal. Pág. 39.

21- K, L, M, N...

GLLJ42	21- Estos niveles (o capas) se representan por las letras K, L, M, N..., y el número máximo de electrones que pueden contener son de 2, 8, 18 y 32, respectivamente. Pág. 383.
YMRCL46	21- Si damos a éstas (capa) los nombres K, L, M, N, O, P, Q, siendo k la más próxima al núcleo y Q la más alejada se admite que dichos números son: K (2), L (8), M (18), N (32), O (18), P (12) y Q (2). Pág. 86.
DPL46	21- Por esta misma teoría se deduce que el número de elementos es limitado. Las orbitas electrónicas se disponen por capas o pisos de distinto nivel energético que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q Pág. 180.
NGELC47	21- hay en estos aspectos una asombrosa regularidad, las rayas correspondientes a diversas series (K, L, M...) se desplazan hacia la derecha conforme varia el número atómico. Pág. 134.
ESACS59	21- Los electrones están dispuestos en forma estratificada, es decir, en órbitas o capas que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Pág 26.
MRO60	21- Las diferentes capas u órbitas de los electrones se representan por las letras K, L, M, N... Pág 22.
CMR61	21- Capas. Todos los electrones que poseen el mismo número cuántico principal n forman lo que se llama una capa, correspondiente a $n = 1, 2, 3...$ También se les denomina capas K, L, M, respectivamente. Pág 73.
BRU63	21- Las órbitas correspondientes se suelen designar por las letras K, L, M, N... Pág 108.
RVM64	21- Aparece formada por rayas que se agrupan en haces o paquetes. Como muestra la figura, que se denominan con las letras K, L, M... Pág 75.
RG64	21- La anotación K, L, M, N..., dada a los niveles energéticos es también de origen espectroscópico y como se ve corresponden a los números

	cuánticos principales 1, 2, 3, 4, ... Pág. 118.										
GRF65	21- Las letras K, L, M, ... empleadas para representar las distintas capas o niveles de energía corresponden respectivamente a $n= 1, 2, 3...$ Pág 33.										
SSJVB65	21- Se forman grupos de niveles para los mismos valores de n , que se designan con las letras K, L, M, N... según n valga 1, 2, 3, 4... Pág 71.										
FGRIA65	21- Todos los electrones no se encuentran a la misma distancia del núcleo sino que están agrupados en distintas capas o pisos, cada una de las cuales puede contener un número máximo de electrones que es característico de dicha capa. Las capas reciben los nombres de capa K, L, M, N, O, P y Q contándolas a partir del núcleo. Pág 79.										
CE65	21-El orden de relleno de niveles y subniveles de energía se hace de menor a mayor energía tal como indica el siguiente esquema: <table border="1" data-bbox="603 698 1369 788"> <tr> <td>K</td> <td>L</td> <td>M</td> <td>N</td> <td>O</td> </tr> <tr> <td>1</td> <td>2</td> <td>3</td> <td>4</td> <td>5</td> </tr> </table> Pág 70.	K	L	M	N	O	1	2	3	4	5
K	L	M	N	O							
1	2	3	4	5							
BEMB65	21- Así el electrón que gira en el piso K, puede pasar al L, M... si se le comunica energía suficiente. Número cuántico principal $-n-$ que determina el nivel energético (K, L, M...) que está el electrón. Pág 75.										
GJ66	21- la forman una serie de órbitas concéntricas que rodean al núcleo. Se designan con las letras mayúsculas, K, la más cercana al núcleo, L, la inmediata siguiente... Pág 13.										
RCI66	21-“ n ” es el llamado número cuántico principal y puede tomar valores 1, 2, 3..., a los que corresponden unos radios determinados que fijan las órbitas K, L, M, etc. Pág 43.										
RVJ66	21- El número de orden de los niveles de energía se indica generalmente por n y se denomina número cuántico principal. Dicho número define las capas electrónicas K, L, M, N... del átomo. Pág 3.										
PBM67	21- Un átomo no puede tener más de siete órbitas y éstas se representan por las letras K, L, M, N, O, P, Q. Págs. 12-13.										
ELD67	21- n recibe el nombre de número cuántico principal. Puede tomar los valores enteros 1, 2, 3... según designe las órbitas K, L, M... Pág 78.										
RFRV67	21- El número de orden de los niveles de energía se indica generalmente por n y se denomina número cuántico principal. Dicho número define las capas electrónicas K, L, M, N..., del átomo. Pag 3										
VSP68	21-Los huecos dejados por estos son ocupados por otros electrones procedentes de las capas K, L, M, este cambio de posiciones va acompañado de una emisión de energía radiante, produciendo el espectro de los rayos X. Pág 67.										
MCVF68	21-Los electrones que tienen el mismo valor de n constituyen un grupo (un piso), o nivel energético definido, que se designa por las letras K, L, M, N, O, P, Q...										
GMCNC68	21-Por lo que habitualmente se habla de niveles de energía del átomo. Los										

	distintos niveles se designan por las letras K, L, M, N, etc. Pág 99.
VFAJ69	21-Los diferentes niveles de energía en los que puede estacionarse un electrón se llaman niveles de energía. Se representan con los números enteros 1, 2, 3, etc., o las letras K, L, M,... en orden de mayor proximidad a lejanía del núcleo. Pág. 42.
GBC72	21-Las capas se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q, siendo la K la capa más cercana al núcleo y la Q la más lejana. Pág. 2.
FGM73	21-El electrón en estos niveles cuánticos o permitidos (corresponden a las antiguas capas K, L, M, etc., de la Teoría de Bohr)... Pág. 29.
VFAJ75	21-El espectro de cada elemento consiste en varias líneas o grupos de líneas llamados series K, L, M, con una disposición siempre idéntica. Pág. 42. Se representan con los números enteros 1, 2, 3, etc., o las letras K, L, M,... en orden de mayor proximidad a lejanía del núcleo. Pág. 46.
MLAGM76	21-Los espectros característicos de los elementos dan tres series de líneas llamadas K, L, M, de las cuales K es la de menor longitud de onda. Pág. 95.
CCMA77	21-Los electrones que tienen el mismo valor que n constituyen una envoltura o nivel energético (algunos autores le llaman grupo) definido que en la notación de rayos X se designa por las letras K, L, M, N, O, P, Q, ..., para valores de n iguales a 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, ... Pág. 40.
MLAC78	21-Estos niveles se suelen denominar por K (n=1), L (n=2), M (n=3), N (n=4). O (n=5), P (n=6) y Q (n=7) Pág. 39.

22- s, p, d, f.

MRO60	22- Los electrones indicados para cada capa no están todos al mismo nivel sino que se admite la posición en diferentes subcapas cuyo número es precisamente el de la órbita correspondiente... La órbita tercera tiene tres subcapas, indicadas por s, p, d, con dos, seis y diez electrones respectivamente... Pág 22.
BRU63	22-El orbital s se caracteriza por tener simetría esférica en torno del protón...tres orbitales mutuamente perpendiculares entre sí que se pueden representar por tres pares de esferas tangentes entre sí en el punto ocupado por el protón, que viene a ser el centro de un sistema de ejes trirrectángulo. Son las orbitales designadas por los símbolos 2px, 2py y 2pz Pág 112. El número cuántico principal n se representa simplemente por su valor, pero el orbital o azimutal se le designa por las letras s, p, d, f, g, etc., según tome los valores 0, 1, 2, 3, 4..., etc., respectivamente. Pág 114.
RVM64	22- órbita circular (s), primera elipse (p), segunda elipse (d), tercera elipse (f). Págs. 84-85.
RG64	22- Atendiendo al valor l, los electrones reciben en la notación espectroscópica los nombres de electrones s (l=0), electrones p (l=1), electrones d (l=2) y electrones f (l=3). Pág. 118.

GRF65	22- Con el fin de identificar en el cálculo concretamente determinado electrón de un mismo átomo... las letras s, p, d, f... que corresponden a los valores de l, 1, 2, 3,... Pág 35.								
SSJVB65	22-Los electrones de cada subnivel se representan, de acuerdo con todo lo anteriormente expuesto, por una letra (s, p, d, f). Pág 86.								
FGRIA65	22- En la práctica solo han podido encontrarse, para l, los valores diferentes de 0, 1, 2, y a lo sumo 3; y como estos subpisos o subórbitas electrónicas se ponen de manifiesto por la serie de rayas del espectro encontrado, se justifican los cuatro tipos distintos de series que habían sido encontrados por los espectroscopistas; de acuerdo con la terminología usada por éstos, tales series reciben los nombres de Sharp, s para l=0, principal, p para l=1, diffuse, d para l=2 y fundamental, para l = 3. Pág 89.								
CE65	22- Los electrones con l = 0, 1, 2, 3, se llaman respectivamente s, p, d, f, cuya nomenclatura deriva de una vieja y empírica notación inglesa (s = sharp, neta; p = principal; d = diffuse; f = fundamental) Pág 68.								
BEMB65	22- Los símbolos s, p, d, f son notaciones que dieron los espectroscopistas y que nos permiten distinguir los subniveles. Derivan de palabras inglesas sharp, principal, diffuse y fundamental. Tomando el ejemplo del cloro, (1s) ² , (2s) ² (3p) ⁶ , (3s) ² (3p) ⁵ Pág 78.								
GJ66	22- Pág 16. <table border="1" data-bbox="400 1039 1366 1128"> <thead> <tr> <th>Núm cuántico principal</th> <th>niveles</th> <th>electrones</th> <th>subniveles</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>2</td> <td>2s 2p</td> <td>2 ,6</td> <td>3</td> </tr> </tbody> </table>	Núm cuántico principal	niveles	electrones	subniveles	2	2s 2p	2 ,6	3
Núm cuántico principal	niveles	electrones	subniveles						
2	2s 2p	2 ,6	3						
RCI66	22- Las s son esféricas, las p tienen forma de pesas de gimnasia, pudiendo estar dirigidas en las tres direcciones del espacio px, py, pz. Pág 52.								
ELD67	22-.s 2 electrones, p 6 electrones, d diez electrones, f 14 electrones... Pág 87.								
VSP68	22-Los tipos de electrones (s,p,d,etc.) corresponden a los orbitales en que se encuentran. Pág 77.								
MCVF68	22- Cada nivel consta de dos o más subniveles que del interior al exterior se designan con las letras s, p, d, f.								
GMCNC68	22- Los orbitales s poseen todos una simetría esférica. Los orbitales p son todas aquellas funciones para las que l = 1. las funciones d son más complejas. Pág 108.								
VFAJ69	22- Cada subnivel se representa por la letra s, p, d, f precedida del número 1, 2, 3, 4 ... según el nivel al que pertenecen. Pág. 46.								
GBC72	22- Según hemos dicho antes cada capa se divide en 4 subcapas o subniveles que se designan con las letras s, p, d, f, contadas a partir del núcleo. Pág. 3.								
FGM73	22- los distintos tipos de orbitales se designan por las letras s, p, d, f. Pág. 30.								
VFAJ75	22- Cada subnivel se representa por la letra s, p, d, f precedida del número 1, 2, 3, 4... según el nivel al que pertenezcan. Pág. 50.								

MLAGM76	22-El número cuántico principal n se representa simplemente por su valor, pero el orbital o azimutal l se le designa por las letras s, p, d y f , según que tome los valores $0, 1, 2, 3 \dots$ respectivamente. Pág. 111.
CCMA77	22- los subniveles s, p, d, f poseen $1, 3, 5$ y 7 orbitales, respectivamente. Pág. 63.
EEFA78	22- s, p, d, f, g , Pág. 60.
MLAC78	22- s, p, d, f , Pág. 41.

23- Órbitas como niveles de energía.

OZL35	23-Mientras el átomo no se desintegra (o ioniza) no varía su energía. Se admite que hay órbitas estables en las que el electrón puede moverse sin modificación de su energía. Son verdaderas curvas de nivel en el campo del núcleo y el paso de una a otra es un trabajo que exige una acción adecuada (rayos gamma, rayos alfa, etc), y para cada electrón representa una cantidad constante de energía transformada (teoría cuantista o de los cuantos de energía) Pág. 279.
GLLJ42	23- Los electrones se mueven alrededor del núcleo pero no todos poseen igual energía, y según esto se clasifican en distintos "niveles energéticos", que representamos esquemáticamente por circunferencias de distinto radio. Pág. 383.
DPL46	23- Las orbitas electrónicas se disponen por capas o pisos de distinto nivel energético. Pág 180.
ESACS59	23- El agrupamiento de los electrones depende de las condiciones energéticas, pues el nuevo electrón se coloca de modo que su energía potencial sea la menor posible. Pág 27.
MRO60	23- Los electrones están colocados en órbitas, siendo idéntica la energía de cada electrón de los situados en la misma órbita, a la que se llama nivel de energía. Pág 21.
CMR61	23- Todos los electrones que poseen el mismo número cuántico secundario l pertenecen al mismo nivel. Pág 76.
LFJL61	23- Cada órbita, según la concepción de Bohr, deja de ser una mera línea imaginaria para convertirse en niveles o valores energéticos... Pág 40.
BRU63	23- Esto quiere decir que existe un conjunto de orbitales cada uno de ellos con su energía propia. Pero ¿cuántos orbitales energéticos pueden darse? La respuesta nos la da Bohr con su tercer postulado. Pág 106. Según este cálculo se demuestra que el número de electrones que caben en cada nivel de energía es $2n^2$ siendo n el número cuántico principal. Pág 117.
RVM64	23- Los electrones de un átomo no se colocan siguiendo el orden geométrico en el que están dispuestos sus subniveles, sino en orden energético, esto es, llenando primero el nivel de más baja energía y los demás sucesivamente por orden creciente de energía. Este orden energético no coincide siempre con el orden geométrico, a veces, se llena

	un subnivel de la capa n sin estar completo el nivel n-1. Pág 88.
RG64	23- En general se observa que el número de líneas que aparecen en el espectro de un elemento es mucho menor que el que se podría esperar de los niveles de energía. Pág 116.
GRF65	23- No existen todas las orbitas teóricamente posibles, dentro del átomo, sino que los electrones giran en varios caminos cuyas distancias guardan una relación sencilla. Con otras palabras; cada órbita significa un nivel de energía; si aumenta ésta, el electrón “salta” a una órbita más externa; si disminuye se “encoge” a otra más próxima al núcleo. Pág 21.
SSJVB65	23- La energía de un átomo no puede crecer e un modo continuo sino escalonadamente o a saltos, y, como confirma la experiencia, aquellos niveles, aquellos números característicos cuya diferencia da las frecuencias emitidas, son verdaderamente niveles de energía. Pág. 68.
FGRIA65	23- Los electrones pueden pasar de una órbita a otra, pero no debe suponerse que dichas órbitas son las trayectorias de un movimiento sino que representan niveles de energía quedando reducido en realidad del átomo a unas fórmulas matemáticas que expresan las propiedades de los átomos y permiten calcular la distancia más probable de los electrones alrededor del núcleo, por lo que el paso de un electrón de una órbita a otra representa una variación de energía. Pág 79.
CE65	23- A cada órbita le corresponde una energía determinada y por eso se llaman niveles de energía. Pág. 64.
BEMB65	23- Para que un electrón pase de un nivel energético inferior a uno superior es necesario comunicarle energía de alguna forma (calor, por ejemplo) Pág 72.
GJ66	23- Los electrones orbitales no se mueven arbitrariamente recorriendo una órbita cualquiera sino la correspondiente a su nivel de energía. Pág 15.
RCI66	23- Si por una activación energética cualquiera el electrón salta de un nivel energético en órbita a otra de energía superior... Págs 43-44.
RVJ66	23- Niels Bohr, supuso, en 1913, que en los átomos la energía de los electrones esta cuantizada, es decir, restringida a ciertos valores específicos. Estos valores forman una serie discontinua de estados posibles o niveles de energía. Pág 3.
PBM67	23-Los electrones están situados en órbitas, siendo idéntica la energía de cada electrón, situados en la misma órbita a la que se denomina nivel de energético; cuanto más alejado está un electrón del núcleo mayor es su energía, puesto que su fuerza centrífuga será mayor. Pág. 12.
ELD67	23- Existen varias posibles órbitas para los electrones de un mismo átomo. A cada una de ellas les corresponderá una determinada energía característica –nivel de energía-, que será la que poseen los electrones que se mueven en dicha órbita. Pág 75.
RFRV67	23- Neils Bohr, fisico danés, supuso, en 1913, que en los átomos la

	energía de los electrones está cuantizada, es decir, restringida a ciertos valores específicos. Estos valores forman una serie discontinua de estados posibles o niveles de energía. Pag 3.
VSP68	23- Los electrones están en la parte exterior del átomo, circundando al núcleo a diversos niveles de energía. Pág 64.
GMCNC68	23- Bohr propuso la hipótesis de que los electrones ocupan normalmente en el átomo unos niveles de energía definidos y mientras permanecen en estos ni emiten ni irradian energía. Sólo son permitidas un número limitado de órbitas o “estados estacionarios” y el electrón mientras permanece en ellas, mantiene constante su energía. Es también la energía del sistema por lo que habitualmente se habla de niveles de energía del átomo. Pág 98.
VFAJ69	23-Los diferentes niveles de energía en los que puede estacionarse un electrón se llaman niveles de energía. Se representan con los números enteros 1, 2, 3, etc., o las letras K, L, M,... en orden de mayor proximidad a lejanía del núcleo. Pág. 42.
FGM73	23-Persiste el concepto de nivel cuántico (o capa, según Bohr). Los orbitales dentro de un nivel cuántico no son todos iguales. Difieren en forma. Estos constituyen los subniveles dentro del nivel energético correspondiente. Pág. 27.
VFAJ75	23-Los diferentes niveles en los que pueden estacionarse un electrón se llaman niveles de energía. Pág. 46.
MLAGM76	23- ..., son en realidad, dobles, triples o múltiples y a cada una de esas órbitas corresponde una energía, por lo que se debe hablar de subniveles energéticos dentro de cada nivel energético principal. Pág. 114.
CCMA77	23-Cada órbita fue considerada primero como un estado estacionario, pero como a cada órbita le corresponde una energía determinada, se toman hoy como niveles de energía del electrón o del átomo. Pág. 34.
EEFA78	23-Representación de los niveles de energía del átomo de hidrógeno y los transitos electrónicos que originan cada línea del espectro. Pág. 47. El conjunto de los diferentes valores de los otros números cuánticos para un n dado recibe el nombre de capa o nivel electrónico. Pág. 59.
MLAC78	23-Donde E es la energía del electrón que gira en su órbita n siendo n el número cuántico principal al que se le asocia una órbita que se suele llamar nivel de energía. Pag. 34.

24- Órbitas estacionarias no emiten energía.

OZL35	24-Mientras el átomo no se desintegra (o ioniza) no varía su energía. Se admite que hay órbitas estables en las que el electrón puede moverse sin modificación de su energía. Pág. 279.
DPL46	24- Estos electrones se mantienen en sus orbitas (circulares o elípticas) sin irradiar energía. Pág. 180.

CMR61	24-Bohr sugiere que el electrón atómico no radia continuamente. Pág 68. En estas órbitas posibles la traslación de los electrones se verifica sin emitir radiaciones, contrariamente a la física clásica. Pág 69.
BRU63	24- En el dominio atómico se puede admitir que un electrón se mueve en una órbita circular sin emitir energía. Pág 105.
RVM64	24- Mientras gira en esas órbitas permitidas no radia energía (órbitas estacionarias) Pág 80.
RG64	24- Cualquiera que sea la órbita descrita por el electrón, éste no emite energía radiante. Pág. 109.
GRF65	24- Mientras un electrón recorre una órbita estacionaria, ni absorbe ni emite energía. Pág 22.
SSJVB65	24- Las órbitas electrónicas cuyos radios hemos calculado, son estacionarias, es decir, que en ellas se mueve el electrón sin emitir radiación, conservando por tanto toda la energía que posee.
FGRIA65	24- Mientras un electrón permanece en cualquiera de las órbitas cuánticas no emite energía. Pág 86.
CE65	24- Bohr supone que hay unas órbitas estacionarias en que el electrón no pierde energía y por tanto son las únicas que puede haber. Pág 64.
BEMB65	24-1º postulado; Los electrones que giran alrededor del núcleo no radian su energía ni caen en espiral hacia el interior del núcleo. Pág 70. Dicho de otra manera: mientras un átomo no está “excitado” los electrones giran en sus órbitas propias, sin emitir ni absorber energía... Pág 70.
GJ66	24- Los electrones orbitales no se mueven arbitrariamente recorriendo una órbita cualquiera sino la correspondiente a su nivel de energía, En estas condiciones, el electrón se encuentra en estado estacionario, es decir, no absorbe ni emite energía. Pág 15.
RCI66	24- Si bien el electrón gira alrededor del núcleo (de lo contrario se precipitaría sobre él por no existir la compensación centrífuga), no emite energía radiante (estado estacionario) en contra de la física clásica. Pág 43.
ELD67	24- Así, pues, para explicar el espectro del hidrógeno, introduce los postulados que siguen. Mientras un electrón se mueve en una órbita fija no emite energía. Pág 78.
VSP68	24- Un electrón de un átomo puede girar en órbitas determinadas (estacionarias) sin emitir energía radiante. Pág 71.
GMCNC68	24- Sólo son permitidas un número limitado de órbitas o “estados estacionarios” y el electrón mientras permanece en ellas, mantiene constante su energía. Pág 95.
VFAJ69	24-Entre las infinitas órbitas posibles para un electrón, en un átomo neutro en condiciones ordinarias, aquel gira con velocidad constante en órbitas circulares estacionarias, caracterizadas porque el electrón que las describe no emite radiación alguna. Pág. 41.

GBC72	24-El electrón cualquiera que sea su órbita no emite ni absorbe energía electromagnética (órbitas estacionarias).
VFAJ75	24-Entre las infinitas órbitas posibles para un electrón, en un átomo neutro en condiciones ordinarias, aquel gira con velocidad constante en órbitas circulares estacionarias, caracterizadas porque el electrón que las describe, no emite radiación alguna. Pág. 45.
MLAGM76	24-Primer postulado: En el dominio atómico se puede admitir que un electrón se mueve en una órbita circular sin emitir energía. Pág. 105.
CCMA77	24-Cualquiera que sea la órbita descrita por el electrón, éste no emite energía radiante. Pág. 34.
EEFA78	24-No hay emisión de energía mientras el electrón no cambie de órbita. Pág. 45.
MLAC78	24-Mientras giran los electrones en sus órbitas no emiten energía: son órbitas estacionarias. Pág. 34.

25- $\Delta E = h\nu$ pero no aporta la fórmula.

OZL35	25-Son verdaderas curvas de nivel en el campo del núcleo y el paso de una a otra es un trabajo que exige una acción adecuada (rayos gamma, rayos alfa, etc), y para cada electrón representa una cantidad constante de energía transformada (teoría cuantista o de los cuantos de energía) Pág. 279.
VA44	25- Hemos dicho que los electrones giran en diferentes órbitas; ahora bien, uno de ellos, que recorre una determinada órbita, puede pasar por diferentes causas (elevación de la temperatura, rayos luminosos, etc.) a otra órbita; si esta es más externa absorbe energía. Generalmente estos electrones caen de nuevo a la órbita primitiva cuando cesa la causa excitadora, emitiendo la energía que absorbieron anteriormente. La emisión de energía suele hacerse en forma de radiaciones luminosas, cuya longitud de onda depende de las dos órbitas entre las que salta el electrón y este es el origen de los rayos espectrales. Pág. 205.
NGELC47	25- Esta radiación es una energía por el átomo y se explica por el salto de un electrón de una órbita a otra de un diámetro menor, es decir, donde el electrón posee una energía potencial más pequeña, habiendo cedido en forma de radiación la diferencia de energía potencial entre las dos órbitas. Pág. 130.
LFJL61	25- De esta forma explica Bohr el fenómeno de la producción de espectros cuando los átomos se someten a la acción de una energía excitatriz, por ejemplo rayos X porque el electrón capta dicha energía lo que le obliga a situarse en el nivel superior más externo que le corresponda. Este átomo excitado vuelve después a su estado normal saltado a una órbita interna emitiendo en forma de radiación el exceso de energía que tiene respecto del nuevo nivel u órbita alcanzada. Por este mecanismo puede concebirse la formación o creación de un "ión" suponiendo que en determinadas

	condiciones la energía excitatriz sea capaz de segregar o separar del sistema atómico uno o más electrones, quedando así un átomo descompensado eléctricamente a favor de las cargas positivas del núcleo según el número de electrones que se hayan segregado. De acuerdo con este concepto, hoy se conocen y determinan las energías de ionización. Pág 40.
GJ66	25-El movimiento de todo electrón puede ser modificado por la acción de una causa externa o espontáneamente. En tales casos habrá variación de energía del electrón. Ahora bien, como a cada órbita le corresponde una cantidad de energía (cinética y potencial) propia, entonces, este electrón, así modificado, tendrá que dejar la órbita hasta ahora propia. Si ha adquirido un aumento de energía saltará de una órbita cercana al núcleo a otra más alejada; al contrario, si ha cedido energía, se trasladará de una órbita más lejana del núcleo a otra más cercana. Pág 15.
GBC72	25-Al recibir una excitación energética el electrón salta de su órbita a otra de mayor energía pero al cesar la excitación vuelve a la órbita primitiva emitiendo una energía igual a la diferencia de las energías características de las dos capas.

26- $\Delta E = h\gamma$. Aportando la fórmula.

DPL46	26- Se ha demostrado que la absorción o emisión de la energía por los átomos se hace de un modo discontinuo, por múltiplos de una cantidad constante h llamado cuanto de acción de Planck. De modo que en el paso de un electrón de una órbita a otra, la frecuencia γ de la radiación emitida esta relacionada con la energía w del salto por la fórmula $w = h \cdot \gamma$. Pág. 181.
MRO60	26-La energía absorbida o desprendida, será la diferencia entre la energía inicial y final en el salto realizado por el electrón, se expresa en cuanto de energía y viene expresado por la formula $E_{\text{ext}} - E_{\text{int}} = h\gamma$ Pág 21.
CMR61	26- Postulado de la frecuencia determinada. En el cambio de energía correspondiente a este paso, si se toma el de la órbita m a la n , será según dicho postulado. $E - E' = h\gamma$. Pág 71.
BRU63	26- La energía liberada al saltar el electrón de una órbita activada a otra inferior de menor o nula activación es igual a la diferencia de energía entre los estados activado y primitivo. $E_2 - E_1 = h\gamma$ Pág 105-106.
RVM64	26- Al saltar un electrón desde una órbita elevada donde posee una energía W_2 a otra órbita inferior en la que posee una energía W_1 emite la diferencia de energía en forma de radiación electromagnética. $W_1 - W_2 = h\gamma$. Esta expresión se conoce como Ley general de la frecuencia. Pág 80.
RG64	26- Al caer el electrón de una órbita superior, activada, a otra más próxima al núcleo, de menor activación, se emite un fotón cuya frecuencia viene dada por la relación; $E_K - E_J = h \gamma$ Pág 111.
GRF65	26- La diferencia de energía entre un electrón que ha pasado de una órbita

	a otra viene dado por la relación de frecuencia de Bohr. $h\gamma = W_2 - W_1$ Pág 32.
SSJVB65	26- La energía puesta en juego es igual a la diferencia entre las que posee el electrón en ambas órbitas que es emitida o absorbida bajo la forma de cuantos de radiación de valor $h\gamma$, donde h es la constante de Planck y γ la frecuencia de la radiación de modo que $h\gamma = W_n - W_p$. Pág 68.
FGRIA65	26- Para que el electrón pase de una órbita cualquiera a otra más externa (de mayor energía) hay que suministrar al electrón la energía necesaria y cuando el electrón pasa de una órbita a otra más interna, cede la energía que había consumido en el proceso inverso, en forma de radiación cuya frecuencia γ viene dada por la expresión; $\gamma = E_2 - E_1 / h$ Pág 86.
CE65	26- La energía liberada al caer el electrón de una órbita superior activada a otra más cerca del núcleo de menor o nula activación se emite en forma de una onda electromagnética elemental, un fotón cuya frecuencia viene dada por la expresión; $E_k - E_j = h\gamma$. Pág. 66.
BEMB65	26-2º postulado; Solamente un átomo emite energía radiante cuando uno o más electrones saltan de una órbita de energía E_1 a otra de energía E_2 ($E_2 > E_1$) Cuando el electrón “cae” a su órbita primitiva $E_2 - E_1 = h\gamma$. Pág 71.
1966b	26-Si por una activación energética cualquiera el electrón salta de un nivel energético en órbita a otra de energía superior, volverá al cabo de un cierto tiempo a la primitiva, con una emisión de una energía luminosa cuya frecuencia viene dada por la relación; $E_2 - E_1 = h\gamma$ Págs 43-44
PBM67	26- Los electrones de un átomo pueden saltar de una órbita a otra más exterior, ganando energía o viceversa, en cuyo caso perderan energía. La energía ganada o perdida será la diferencia entre la energía inicial y la final, después del salto; se expresa en cuantos de energía y viene determinada por la fórmula. $E - E_i = h\gamma$. Pág 12.
ELD67	26- La energía liberada al caer un electrón de un nivel E_2 a otro de nivel E_1 , produce una radiación de frecuencia. $E_2 - E_1 = h\gamma$. Pág 76.
VSP68	26- Un electrón puede, al recibir energía, ser lanzado a una órbita superior (más exterior) de la cual, al caer a otra de menor energía, emite una cierta cantidad de energía luminosa; la emisión es de un fotón, cuya energía es igual a la diferencia de energías correspondientes a los estados inicial y final, y cuya frecuencia vendrá dada por la relación $h\gamma = E_1 - E_2$ Pág 72.
GMCNC68	26-Únicamente cuando el electrón pasa de una órbita a otra se produce absorción o emisión de energía, generalmente en forma de radiación. La energía de esta radiación es igual a la diferencia entre las energías que el electrón tiene en el estado inicial E_2 y el final E_1 , cuya frecuencia γ viene dada por la relación: $E_2 - E_1 = h\gamma$. Pág 95.
VFAJ69	26-La energía se emite solamente cuando un electrón salta de una órbita más lejana a otra más próxima al núcleo, y la energía radiada es la

	diferencia entre las energías que poseen los electrones en estas dos órbitas estacionarias, viniendo dada por la siguiente relación, llamada relación de frecuencias de Bohr. $h f = E_2 - E_1$. Pág. 41.
FGM73	26-Cuando un electrón salta de una órbita de mayor energía a otra (más cercana al núcleo), la diferencia de energía se emite en forma de radiación (fotón) de frecuencia determinada según la ecuación de Planck $E=h \cdot v$. Pág. 25.
VFAJ75	26-... llamada relación de frecuencias de Bohr: $h \cdot f = E_2 - E_1$ Pág. 45.
MLAGM76	26-Segundo postulado; la energía liberada al saltar el electrón de una órbita activada a otra inferior de menor o nula activación es igual a la diferencia de energía entre los estados activado y primitivo. $E_2 - E_1 = h \cdot \gamma$ Pág. 106.
CCMA77	26- La energía liberada al caer el electrón de una órbita superior activada a otra, más cerca del núcleo, de menor o nula actividad, se emite en forma de una onda electromagnética elemental, un fotón, cuya frecuencia viene dada por la relación: $E_k - E_j = h \cdot \gamma$. Pág. 36.
EEFA78	26-Cuando un electrón pasa de un estado excitado al fundamental, o a otro de menor energía, tiene lugar una emisión de energía en forma de cuantos (y la absorción de fotones provoca el salto de electrones desde una órbita a otra de mayor energía) $E_m - E_n = h \cdot \gamma$ Pág. 46.
MLAC78	26-Un átomo emite luz de una energía determinada frecuencia cuando algún electrón salta desde un nivel a otro de menor energía. Según la teoría de Bohr la diferencia de energía entre niveles es $\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \gamma$ Pág. 30.

27- $mvr = h/(2\pi)$. No aporta la fórmula.

28- $mvr = h/(2\pi)$

CMR61	28- Postulado de las órbitas estacionarias. El impulso sólo puede aumentar en magnitudes expresadas por la fórmula $p = h n/2\pi r$ en la que n puede ser cualquier número entero. Las demás órbitas no son posibles. Pág 70.
BRU63	28- Solamente son posibles aquellas órbitas en las cuales se cumple que el producto del impulso del electrón por la longitud de la órbita que describe es un múltiplo entero de h. $mv \cdot 2\pi r = nh$ Pág 106.
RVM64	28-El electrón sólo puede ocupar aquellas órbitas en las que su acción sea un múltiplo entero de la constante h de Planck, y mientras gira en esas órbitas permitidas no radia energía (órbitas estacionarias). Se denomina acción de un movimiento periódico al producto de la cantidad de movimiento que posee el móvil por el espacio recorrido en un ciclo. Para un electrón que describe una órbita de radio r; $mv2\pi r = nh$ Pág 80.
RG64	28- Aunque podemos imaginar al electrón a cualquier distancia del núcleo, solo son posibles aquellas órbitas en las que se cumple la condición de que

	la cantidad de movimiento del electrón (mv) multiplicada por la longitud de la órbita que recorre ($2\pi r$) sea múltiplo entero de veces la constante de Planck, h , es decir, $(mv) \cdot (2\pi r) = nh$ Pág 109.
GRF65	28-El momento de la cantidad de movimiento del electrón en su órbita estacionaria es un múltiplo de $h/2\pi$ por lo tanto, si r representa el radio de la órbita circular del electrón se verifica: $mvr = n h/2\pi$ Pág 32.
SSJVB65	28- Bohr postulo que no todas las órbitas son posibles, sino solamente aquellas para las cuales se cumple; $2\pi r \cdot mv = nh$. Pág. 67.
FGRIA65	28- 2º postulado: Sólo son posibles aquellas órbitas en que se verifique que el producto de la longitud de la órbita ($2\pi r$) por la cantidad de movimiento (mv) sea múltiplo entero de la constante h , de Planck. Es decir, $2\pi r mv = nh$ Pág 84.
CE65	28- Únicamente son posibles aquellas órbitas para las cuales el momento angular del electrón (producto de su momento de inercia I por la velocidad angular ω) sea un múltiplo entero de $h/2\pi$el producto del impulso o cantidad de movimiento del electrón por la longitud de su órbita es un múltiplo entero del cuanto de acción de Planck. Págs. 64-65.
BEMB65	28-...estas órbitas estables, y por lo tanto, posibles, cumplen la condición de que el momento cinético del electrón en ellos es igual a un número entero de veces $h/2\pi$... pero como por otro lado el primer postulado de Bohr, $mvr = nh/2\pi$ Págs. 70-71.
RCI66	28- El electrón no puede ocupar todos los estado energéticos posibles, sino unos solos determinados. Es decir, sólo son posibles aquellas órbitas para las cuales el momento de giro del electrón fuese un múltiplo entero de la constante de acción de Planck. $mv \cdot 2\pi r = nh$. Pág 43.
ELD67	28- La energía de los movimientos circulares de los electrones en el átomo, también estará cuantizada. Sólo son posibles las órbitas en las que el momento cinético del electrón, es decir, el producto de la cantidad de movimiento ($m \cdot v$) por el radio de la órbita sea múltiplo de $h/2\pi$ o sea, que; $mv \cdot r = nh/2\pi$. Pág 75.
VSP68	28- Aunque el electrón puede suponerse a cualquier distancia del núcleo, girando en una órbita, únicamente son posibles aquellas órbitas que cumplen con la condición cuántica de Bohr $mv \cdot 2\pi r = nh$ Pág 72.
GMCNC68	28-Bohr introdujo en su teoría el concepto de cuantización, diciendo que los electrones tienen momentos angulares para los que sólo se permiten valores que son múltiplos enteros de $h/2\pi$; Esto quiere decir que el momento angular está cuantizado y las órbitas permitidas de Bohr vendrán determinadas por la relación; $mvr = n h/2\pi$. Pág 96.
VFAJ69	28-Las órbitas circulares que el electrón sólo puede ocupar son aquellas para las cuales se verifica: $m \cdot v \cdot r = nh/2\pi$. Pág. 42.
GBC72	28-El producto de la cantidad de movimiento del electrón multiplicado por la longitud de la órbita descrita es un múltiplo del "Quanto" de acción de

	Planck. O sea: $m \cdot v \cdot 2\pi r = n \cdot h$. Pág. 6.
VFAJ75	28-Las órbitas circulares que el electrón puede ocupar no sólo aquellas para las cuales se verifica: $m \cdot v \cdot r = n \cdot h/2\pi$ Pág.46.
MLAGM76	28-Tercer postulado; sólo son posibles aquellas órbitas en las cuales se cumple que el producto del impulso del electrón por la longitud de la órbita que describe es un múltiplo entero de h . $m \cdot v \times 2 \pi r = nh$. Pág. 106.
CCMA77	28-Aunque se puede imaginar al electrón a cualquier distancia del núcleo, únicamente son posibles aquellas órbitas para las cuales el momento cinético del electrón es proporcional a $h/2\pi$ Pág. 34.
EEFA78	28-Sólo son posibles aquellas órbitas en las que el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$. Pág. 45.
MLAC78	28-De las infinitas órbitas dadas por el radio de Rutherford sólo son posibles aquellas órbitas en las que el momento angular orbital de los electrones este cuantizado. $r \cdot mv = h/2 \cdot \pi$ Pág. 33.

29- Sommerfeld.

DPL46	29- Cuando Sommerfeld, aplicando la mecánica relativista a las órbitas elípticas, ha conseguido explicar particularidades de los espectros, sin embargo, aun existen algunos puntos a dilucidar. Pág. 181.
NGELC47	29- ...o elípticas en planos distintos (Sommerfeld),... Pág. 130.
ESACS59	29- El físico alemán Sommerfeld ... Pág 26.
CMR61	29-Para explicar estos hechos, el mismo Bohr y especialmente, Sommerfeld, han introducido en el átomo las órbitas elípticas. Pág 73.
BRU63	29- Sommerfeld completó la teoría de Bohr diciendo que el movimiento de los electrones en torno al núcleo debía seguir trayectorias elípticas porque dicho movimiento está engendrado por una fuerza constante inversamente proporcional al cuadrado de la distancia. Pág. 114.
RVM64	29- Sommerfeld admite que...Pág 83.
RG64	29- Se puede decir pues, que la contribución más destacada de las ideas de Sommerfeld se encuentra en la subdivisión de los estados estacionarios ideados por Bohr en varios subestados o subniveles de energía ligeramente diferentes, caracterizados por la forma de las órbitas, lo que explica el desdoblamiento de las líneas del espectro. Pág. 117.
GRF65	29- Sommerfeld comprendió que esta multiplicidad era debida a variedades orbitales en los trayectos de los corpúsculos atómicos. Pág 29.
SSJVB65	29- Sommerfeld pensó que el número de órbitas electrónicas, es decir, el número de niveles energéticos de los electrones en el átomo, debían ser superior a lo previsto por Bohr. Realmente el caso de las órbitas circulares tenía que ser un caso particular, puesto que en general, las órbitas deberían ser elípticas, como sucede en el caso de los planetas. Pág 69.
FGRIA65	29- Para encontrar justificación a estos hechos experimentales, Sommerfeld introdujo ciertas modificaciones. Pág 88.

BEMB65	29- Sommerfeld propuso sustituir las órbitas circulares por órbitas elípticas (la órbita circular no es mas que un caso concreto de las elípticas) Pág 75.
RCI66	29- Sommerfeld considera que el electrón describe órbitas elípticas, ocupando el núcleo uno de sus focos por el hecho de que, en general, un movimiento periódico bajo la acción de una fuerza central conduce a órbitas elípticas con el cuerpo central y el núcleo situado en un foco. Pág 46.
ELD67	29- Sommerfeld supone que cada nivel determinado por el número cuántico n , está formado por una serie de subniveles muy próximos. Las órbitas elípticas necesitan de dos números cuánticos para fijar su estado energético. Pág 81.
VSP68	29-Se observa que las órbitas de Bohr defiende como circulares, deben de ser elípticas (Sommerfeld) Pág 75.
MCVF68	29-Sommerfeld, en 1915, se fija en que las fuerzas que actúan sobre el electrón que gira en torno del núcleo, tiene expresión parecida a la de las que aparecen en el movimiento de los astros, y que las órbitas electrónicas habrían de ser, por tanto, elípticas y no circulares. Dice que además de las órbitas circulares puede haber también elípticas con el núcleo de uno de los focos; que las velocidades de los electrones varían según su distancia del núcleo, dentro de una misma órbita, y que éstas no son todas las posibles mecánicamente, sino sólo algunas determinadas por cálculos cuánticos.
GMCNC68	29- Bohr y Sommerfeld estudiaron la dinámica de las órbitas elípticas y concluyeron que para caracterizar a los estados estacionarios se necesitan dos números entero. Pág 106.
FGM73	29-Sommerfeld (1916) consideró que las órbitas podían ser también elípticas. Pág. 26.
MLAGM76	29-Sommerfeld completó la teoría de Bohr diciendo que el movimiento de los electrones entorno del núcleo debía seguir trayectorias elípticas, porque dicho movimiento está engendrado por una fuerza constante inversamente proporcional al cuadrado de la distancia. Pág. 111.
CCMA77	29 –Extensión se Sommerfeld, órbitas elípticas. Pág. 38.
EEFA78	29-Correcciones de Sommerfeld – Efecto Zeeman. Pág. 47.
MLAC78	29-Hacia 1915, Wilson y Sommerfeld, independientemente uno de otro... Pág. 35.

30- Órbitas elípticas.

MPJ33	30- Las órbitas que describen los electrones satélites, son poco conocidas, aunque se sabe que unas son circulares y otras elípticas. Pág 255.
VA44	30-Las orbitas que describen los electrones pueden ser circulares o elípticas. Pág. 203.

DPL46	30- Estos electrones se mantienen en sus orbitas (circulares o elípticas) sin irradiar energía. Pág. 180.
NGELC47	30- En torno al núcleo giran órbitas circulares dispuestos en capas o pisos (Bohr) o elípticas en planos distintos (Sommerfeld)... Pág. 130.
ESACS59	30- El físico alemán Sommerfeld supuso que, además de órbitas circulares, el electrón describía, órbitas elípticas. Pág 26.
CMR61	30- Sommerfeld generaliza los resultados de Bohr al caso de un electrón describiendo una trayectoria elíptica estando en núcleo situado en uno de los focos de la elipse. Pág 73.
LFJL61	30- La complejidad de la estructura atómica de los átomos es mucho mayor. Así, pues, las órbitas no son realmente circulares sino elípticas; a cada nivel energético u órbita, tal como lo hemos concebido anteriormente corresponden varias órbitas elípticas diferentes. Pág 40.
BRU63	30- El átomo de hidrógeno no es tan simple como lo representaba el modelo atómico de Bohr. El electrón no queda confinado dentro de ciertas órbitas circulares o elípticas. Pág 111.
RVM64	30- Sommerfeld admite que, además de las órbitas circulares previstas por Bohr, en el átomo puedan existir órbitas elípticas. Pág 83.
RG64	30- En realidad, este tipo de movimiento corresponde a órbitas elípticas cuyo centro atractivo se encuentra en uno de sus focos. Pág. 114.
GRF65	30- Aunque Bohr admitió orbitas circulares en sus cimientos de su gran edificio teórico, había que admitir en realidad orbitas elípticas y además de excentricidades diversas. Pág 29.
SSJVB65	30- Las órbitas deberían ser elípticas, como sucede en el caso de los planetas. Pág 69.
FGRIA65	30- Sommerfeld sugirió que las órbitas circulares de Bohr no son sino casos particulares pues los electrones pueden describir también diversas órbitas elípticas, y Sommerfeld cuantificó el problema, generalizando la idea de Bohr de la siguiente forma: Las órbitas electrónicas son elípticas ocupando el núcleo uno de los focos de la elipse. Cada órbita estacionaria queda definida, no solo por el número cuántico principal n , sino que éste se descompone en otros dos números cuánticos enteros: número cuántico radial, KR , y número cuántico azimutal KA Pág 88.
CE65	30- Entre el número cuántico principal n y el secundario l existe la misma relación que el semieje mayor y menor de la elipse que describe el electrón en su movimiento alrededor del núcleo. Pág 68.
1966b	30- ...bajo la acción de una fuerza central conduce a órbitas elípticas... Pág 46.
ELD67	30- Postula la existencia de órbitas elípticas junto a las circulares. Pág 81.
VSP68	30-Rutherford ideó un modelo atómico consistente en considerar el átomo como un diminuto sistema solar en el que el núcleo hace las veces de Sol y los electrones giran en órbitas elípticas a su alrededor, de forma que la

	fuerza de atracción eléctrica entre núcleo y electrón es igual a la fuerza centrífuga debida a la velocidad de giro de dicho electrón. Pág 64.
MCVF68	30-El movimiento de un cuerpo alrededor de otro, por el que es atraído por una fuerza inversamente proporcional al cuadrado de la distancia, da una trayectoria elíptica.
GMCNC68	30-.. la dinámica de las órbitas elípticas. Pág 106.
FGM73	30-Sommerfeld (1916) consideró que las órbitas podían ser también elípticas. Pág. 26.
MLAGM76	30-por tanto, en cada nivel energético existe la posibilidad de diferentes órbitas circulares o elípticas de más o menos excentricidad cuyo eje mayor es el mismo para todas, pero el menos depende del valor de l . Pág. 111
CCMA77	30-... pues las órbitas electrónicas pueden ser elípticas. Pág. 38.
EEFA78	30-Sommerfeld modificó el tratamiento de Bohr y supuso que – al igual que los planetas en movimiento gravitatorio- las órbitas descritas por el electrón en su movimiento eran elípticas. Pág. 47.
MLAC78	30-Cuantizando las integrales de acción de la mecánica clásica y considerando órbitas elípticas orientadas en el espacio llegaron a la conclusión... Pág. 35.

31- Números cuánticos.

CMR61	31-n, l , m , s . Pág 77.
BRU63	31-n, l , m , s . Pág 117.
RVM64	31-n, l , m , s . Pág 86-87.
RG64	31-n, l , m , s . Pág 119.
GRF65	31-n, l , m , s . Pág 33.
SSJVB65	31-n, l , m , s . Pág 71.
FGRIA65	31- n , l , m , s . Pág 90.
CE65	31-n, l , m , s . Pág. 68-69.
BEMB65	31-n, l , m , s Pág 76.
RCI66	31-n, l , m , s . Pág 49.
ELD67	31-n es un número entero, llamado número cuántico de la órbita Puede tomar los valores 1, 2, 3, 4, a contar desde la órbita más cercana al núcleo. l , m , s Pág 83.
VSP68	31-n, l , m , s . Pág 76.
MCVF68	31- n , l , m , s . Pág 110.
VFAJ69	31-n, l , m , s . Pág. 46.
FGM73	31- n , l , m , s . Pág. 32. Los números cuánticos introducidos arbitrariamente en el modelo anterior salen aquí de forma natural como únicos valores que hacen posible la resolución de las ecuaciones de la Mecánica Ondulatoria aplicadas al átomo. Pág. 26.
VFAJ75	31-n, l , m , s Pág. 50.
MLAGM76	31-n, l , m , s . Pág. 111.

CCMA77	31- n, l, m, s. Pág. 42.
EEFA78	31-n, l, m, s. Pág. 60.
MLAC78	31-n, l, m, s Pág. 40.

32- Principio de exclusión de Pauli.

ESACS59	32- El agrupamiento de los electrones depende de las condiciones energéticas, pues el nuevo electrón se coloca de modo que su energía potencial sea la menor posible. El principio de Pauli explica y resuelve la manera de agrupar los electrones. Pág 27.
CMR61	32- Pauli. En un átomo no puede haber nunca dos electrones cuyos cuatro números cuánticos sean iguales. Pág 79.
LFJL61	32- Son, pues, muchas las circunstancias que determinan el “estado o situación”de un electrón y la combinación de tales circunstancias o variables está, sin embargo, regida por una norma (principio de exclusión de Pauli) muy sencilla que establece que “el conjunto de variables o circunstancias que determinan el estado o situación de los electrones no pueden repetirse en ninguno de ellos”, es decir, siempre tiene que existir “algo” que diferencie la posición u estado de los electrones. Pág 41.
BRU63	32- Con los cuatro números cuánticos (n, l, m, s), queda determinado el estado energético y los movimientos de los electrones en el átomo. Hemos pues, de admitir que en cada órbita o nivel energético sólo cabe un número limitado de electrones de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, según el cual “no pueden existir dos electrones en el mismo átomo con los cuatro números cuánticos iguales” Pág 116.
RVM64	32- En un átomo no pueden existir dos electrones con los mismos valores de sus cuatro números cuánticos. Es decir, que dos electrones de un mismo átomo han de diferir al menos en el valor de uno de sus cuatro números cuánticos. Pág 87.
RG64	32-Establece como principio que dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los mismos valores para los cuatro números cuánticos n, l, m y ms, lo que significa que un electrón de un átomo difiere de cualquier otro electrón en su energía total y que puede haber tantos electrones en cada nivel cuantas sean las combinaciones posibles de los cuatro números cuánticos. Pág 119.
GRF65	32-Aunque es un verdadero principio no deducible, es tan racional y lógico que no se le ha hecho ninguna objeción. Dice: “En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Pág 35.
SSJVB65	32- Pauli (1925) enunció su famoso principio de exclusión, según el cual, en un átomo no pueden existir dos electrones para los cuales sean iguales sus cuatro números cuánticos. Pág 71.
FGRIA65	32- Pero este temor lo suprime el maravilloso principio de exclusión

	formulado por Pauli en 1925. el principio de Pauli dice: En un átomo determinado no pueden haber dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales. Pág 91.
CE65	32- Un electrón de un átomo difiere de cualquier otro en su energía total y que puede haber tantos electrones en cada nivel cuantas sean las combinaciones posibles de los números cuánticos. Pág 69.
BEMB65	32- Principio de exclusión de Pauli, En un átomo no pueden existir dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales. “Dice que dos electrones no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales” Es como si el átomo de Bohr fuera una gran ciudad donde vivieran los electrones en apartamentos distintos. Cada apartamento tiene unas señas distintas. Un número cuántico indica la calle, otro la casa, otro el piso y el cuarto número, el apartamento. Pág 76.
GJ66	32- Principio de exclusión de Pauli, Para cada órbita hay un grado de saturación en el número de los electrones que no puede ser rebasado. $2n^2$ Como en cada subnivel sólo puede moverse un par de electrones de spin antiparalelo, resulta que en la órbita M, en el nivel p habrá tres subniveles y en el nivel 3d 5 subniveles, etc. Wolfgang Pauli, investigador atómico austríaco. Desde 1939 trabajó en los Estados Unidos. Pág 16.
RCI66	32- Este principio dice que no pueden existir dos electrones que tengan iguales los cuatro números cuánticos, es decir, que no es posible que dos electrones ocupen el mismo estado. Pág 51.
ELD67	32- Principio de exclusión de Pauli. En el mismo átomo nunca hay dos electrones con sus números cuánticos idénticos. Pág 86.
VSP68	32-El principio de exclusión de Pauli dice; En un mismo átomo no puede haber dos electrones que tengan sus cuatro números cuánticos iguales. Pág 76.
MCVF68	32-Pauli estableció en 1925, el principio o postulado siguiente: En un átomo cualquiera no puede existir dos electrones cuyos cuatro números cuánticos tengan respectivamente los mismos valores, es decir, dos electrones del mismo átomo no pueden tener el mismo estado cuántico.
GMCNC68	32- No es posible que dos electrones de un mismo átomo tengan conjuntos idénticos para sus cuatro números cuánticos. Pág 110.
VFAJ69	32- En un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones cuyos cuatro números cuánticos tengan los mismos valores. Pág. 47.
FGM73	32- Principio de exclusión de Pauli. Este principio afirma que en un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Pág. 33.
VFAJ75	32- En un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones cuyos cuatro números cuánticos tengan los mismos valores. Pág. 51.
MLAGM76	32-No pueden existir dos electrones en el mismo átomo con los cuatro números cuánticos iguales. Pág. 115.

CCMA77	32- En un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones con el mismo estado cuántico; esto es, el grupo de valores asignados a los cuatro números cuánticos debe ser diferente para los distintos electrones del átomo. Pág. 40. De acuerdo con esto y con el principio de exclusión de Pauli, en cada orbital podrá haber, como máximo, dos electrones, que tendrán spines opuestos. Pág. 46.
EEFA78	32- ...en un átomo no pueden existir dos electrones con sus números cuánticos iguales. Pág. 74.
MLAC78	32- Dos electrones de un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales. Pág. 46.

33- Planck. No aporta la fórmula.

DPL46	33- Para esto, la hipótesis hoy más generalizada es la de Rutherford, perfeccionada por Bohr con la aplicación de la teoría de los cuantos. Pág. 179
NGELC47	33- Pero la absorción o emisión de energía no puede verificarse de una manera continua, sino según cantidades discretas (cuantos de energía) La variación de energía radiante no puede hacerse de una manera continua, sino según múltiplos de un elemento de energía (cuanto). Pág. 130-131.
GBC72	33-El producto de la cantidad de movimiento del electrón multiplicado por la longitud de la órbita descrita es un múltiplo del "Quanto" de acción de Planck. O sea: $m.v.2\pi r = n.h$. Pág. 6.

34- Planck. Aporta la fórmula. $E = h\gamma$.

CMR61	34- Plank dice que la emisión y absorción de la luz constituyen fenómenos discontinuos. La energía luminosa solo puede ser emitida o absorbida en determinadas porciones o cuantos, según los llamó Planck, y la cantidad de energía que radia o que absorbe un átomo sólo puede aumentar o disminuir de manera discontinua, por cuantos, y no continua como se creía hasta entonces. Planck determinó para el cuanto de energía la expresión; $E = h\gamma$ Pág 67.
BRU63	34- Fue M. Planck quien estableció en 1900 la conclusión trascendental de que la energía no puede ser absorbida ni emitida de forma continua, sino en cantidades pequeñas y determinadas, que son múltiplos de una unidad fundamental que llamó, "cuanto" y que corresponde a la menor cantidad posible de energía. $E = h \gamma$. Pág 103.
RVM64	34- Según Planck las radiaciones electromagnéticas están constituidas por un haz de numerosas partículas elementales denominadas "cuantos de energía radiante" Planck relacionó la energía de cada fotón con la frecuencia de la radiación clásica admitiendo que era proporcional a ésta; $E=h\gamma$. Esto es las radiaciones electromagnética están constituidos por fotones tanto más energéticos conforme mayor es la energía de la

	<p>radiación. El “cuanto” o “fotón” es la menor cantidad de energía radiante que puede emitir o absorber la materia, por tanto la energía total de una radiación debe ser un múltiplo entero de la energía del cuanto elemental. Pág 79.</p>
RG64	<p>34-1900, El físico alemán Max Planck introdujo la idea de que la energía de cada oscilador no puede variar de una manera continua, sino por cantidades discretas, que es tanto como suponer que la amplitud de oscilación de dichos osciladores no puede tener valores cualquiera, sino valores perfectamente determinados. Esto quiere decir que la energía de un oscilador será $n\varepsilon$, en donde n es un número entero y $\varepsilon=h\gamma$, que es la menor cantidad de energía del oscilador, cuanto de energía. De ello se infiere que la energía es discontinua, es decir, se emite o absorbe por cantidades discretas o “átomos” de energía, si bien este “átomo”, cuanto de energía, no es siempre el mismo sino que varía proporcionalmente a la frecuencia de oscilación. Pág. 108.</p>
GRF65	<p>34- La luz no era un modo de magnitud, continua, sino discreta y según múltiplos de una unidad extraordinariamente pequeña que él llamo “cuántum de acción” y se represento por la letra h. Se llevo a la idea de que la luz se comporta como formada por diminutos corpúsculos llamados fotones; la energía de cada fotón viene dada por la formula; $E = h \gamma$. La idea cuántica de Planck se expresó por la ecuación $\varepsilon= h\gamma$ Pág 10.</p> <p>El merito de Planck fue que demostró claramente cómo se podía obtener, por cálculo teórico, una curva igual a las que la práctica demostraba, con sólo admitir que la luz no era un modo de magnitud continua, sino discreta, corpuscular y según múltiplos de una unidad extraordinariamente pequeña que él llamo “cuántum de acción” y que se represento por la letra h. Pág 11.</p>
SSJVB65	<p>34-La hipótesis de Planck consiste en suponer que si un oscilador (un electrón) puede emitir una radiación de frecuencia γ, su energía no puede tener valores cualquiera, sino solamente valores discretos múltiplos de un valor mínimo $h\gamma$. La energía emitida, que es siempre igual a la diferencia de la que el oscilador posee antes y después de la emisión, lo es por cantidades también discretas o granos de energía, llamados fotones de valor $\varepsilon=h\gamma$. Como se ve, esta hipótesis resucitaba de nuevo la teoría corpuscular de la luz de Newton, sustituida un día por la teoría ondulatoria, puesto que admitia de nuevo que la luz estaba formada por granos de energía o fotones cuyo contenido dependía de su frecuencia. Pág 65.</p>
FGRIA65	<p>34- Max Planck en 1900 emitió la teoría de los cuantos. Esta teoría admite que la emisión y absorción de energía por un cuerpo, para una longitud de onda determinada no se verifica de un modo continuo (es decir, en cantidades cualesquiera y tan pequeñas como se quiera considerar) sino</p>

	<p>por saltos, o sea, discretamente, admitiendo que los cuerpos sólidos constan de una gran cantidad de pequeños osciladores, cada uno de los cuales sólo puede admitir o absorber radiación de una frecuencia determinada. La energía emitida por cada uno de estos osciladores (cuanto de energía) es proporcional a la frecuencia, γ, de la radiación emitida. La expresión analítica es;</p> <p>Energía de un cuanto = $h\gamma$. Pág. 82.</p>
CE65	<p>34- Planck enunció que un oscilador es incapaz de emitir o absorber energía de un modo continuo, sino únicamente en forma de múltiplos enteros de una cantidad definida que depende de la frecuencia del oscilador. Según Planck, la energía del cuanto ϵ, viene dado por; $\epsilon = h\gamma$. Los valores posibles de ϵ serán $h\gamma$, $2h\gamma$, $3h\gamma$, ... etc. Pág 64.</p>
BEMB65	<p>34-Planck en el año 1900 postuló “La energía se emite o absorbe no de una manera continua, sino que se realiza por granos de energía llamados cuantos de energía” Pág 71. Ecuación de Planck $E = h\gamma$</p>
ELD67	<p>34- Según Max Planck cada uno de los osciladores eléctricos (electrones) puede absorber o emitir energía, en pequeñas y determinadas cantidades múltiplos sencillos de una unidad elemental a la que llamo cuánto de energía. Planck además señaló que el cuánto de energía está relacionado con la frecuencia γ de la radiación energética según la ecuación; $E = h\gamma$. Pág74.</p>
VSP68	<p>34- Planck en 1900 dio una teoría que explicaba los resultados obtenidos, al observar la energía que irradiaban los cuerpos calientes. La luz en vez de ser considerada como una onda únicamente (teoría electromagnética clásica) puede considerarse como una partícula o grano de energía radiante (fotón) de valor $E=h\gamma$. Pág 71.</p>
GMCNC68	<p>34- En 1900, Planck llegó a la importante conclusión de que los cuerpos no pueden emitir o absorber energía radiante de forma continua sino sólo en cantidades definidas que son múltiplos de algún factor fundamental, la frecuencia. Así la energía radiante debe imaginarse como esencialmente discontinua y constituida por un número definido de elementos a los que Planck llamó cuantos. De acuerdo con Planck, la energía de un cuanto puede calcularse por la ecuación. $E=h\gamma$. Pág 94.</p>
VFAJ69	<p>34-Fue el alemán Max Planck quien, abandonando la teoría de Maxwell, estableció la emisión y absorción de energía en porciones separadas, muy pequeñas pero perfectamente definidas. Cada porción de energía se llama cuanto de energía o fotón. La cantidad de energía contenida en un cuanto viene dada por la expresión: $E = h f = hc/\lambda$ Pág. 41.</p>
VFAJ75	<p>34- la cantidad de energía contenida en un cuanto viene dada por la expresión: $E = h \cdot f = hc/\lambda$ Pág. 45.</p>
MLAGM76	<p>34-La energía no puede ser absorbida ni emitida de forma continua, sino en cantidades pequeñas y determinadas, que son múltiplos de una unidad</p>

	fundamental que llamo cuanto y que corresponde a la menor cantidad posible de energía. $E=h\cdot\gamma$ Pág. 104.
CCMA77	34-Las energías posibles del oscilador vienen dadas por la expresión: $e=n\epsilon$, siendo n un número entero y $\epsilon=h\cdot\gamma$... Pág. 34.
EEFA78	34-Planck la obtuvo al explicar las radiaciones de los cuerpos a altas temperaturas para lo que tuvo que suponer que la luz se debe propagar en forma de cuantos, es decir, pueden existir paquetes de luz de energía muy pequeña, por lo que hasta entonces no se había descubierto esa forma de propagación. La energía de los cuantos depende de la frecuencia y viene dada por la ecuación: $E=h\cdot\gamma$. Pág. 41.
MLAC78	34-Planck, en 1900, postuló que “la energía de emisión o de absorción no era continua sino en forma de cuantos (quanta) de energía siendo la energía del cuanto (Quantum) $E=h\cdot\gamma$ ” Pág. 30

35- Cuerpo negro.

RG64	35- Bohr establece su modelo atómico introduciendo las ideas de Planck, expuestas por éste para explicar la distribución de la energía radiante emitida por un cuerpo a temperatura elevada. Pág 105. Las ideas de Planck, expuestas por éste para explicar la distribución de la energía radiante emitida por un cuerpo a temperatura elevada. Un cuerpo incandescente emite luz y la cantidad y calidad de ésta depende de su temperatura. Los físicos imaginan que este cuerpo incandescente está constituido por una serie de osciladores cuya energía media puede explicar la distribución de la radiación en función de la temperatura. Pero utilizando las consideraciones termodinámicas y mecánicas clásicas este intento de explicación no llevó a ningún resultado. Es entonces cuando interviene, en el año 1900, el físico alemán Max Planck introduciendo la idea nueva y sorprendente de que la energía de cada oscilador no puede variar de una manera continua, sino por cantidades discretas... Pág 108.
GRF65	35- Planck no intento crear una teoría de carácter universal. Sólo trato de explicarse ciertos hechos respecto a la radiación del llamado cuerpo negro. Si suponemos una esfera con un pequeño orificio A, por el que puede penetrar un rayo luminoso y que en esa esfera hay interiormente una protuberancia cónica, B, en frente de dicho orificio, ocurrirá que el rayo luminoso que entre, no podrá reflejarse camino de la salida por el mismo orificio, pues al dar en la superficie cónica se reflejará sucesivamente por el interior en infinidad de nuevas reflexiones. Pág 9.
SSJVB65	35- Cuerpo negro; Cuando una esfera hueca se calienta suficientemente, y en su pared se practica un orificio, su interior aparece incandescente. Ese orificio, que emite energía radiante, constituye lo que en física se denomina cuerpo negro. Si se analiza la energía emitida por el cuerpo negro, se comprueba que está constituida por toda una serie de radiaciones simples,

	cada una de las cuales posee una frecuencia propia...Pág 64.
FGRIA65	35-El estudio de la emisión de energía por los cuerpos al calentarlos mostraba una contradicción entre los hechos observados y las conclusiones teóricas deducidas pro la teoría electromagnética de Maxwell; mientras que la teoría conduce a la conclusión de que un cuerpo, calentado a cualquier temperatura debía emitir una cantidad infinita de energía por un cuerpo depende de su temperatura y que el máximo de emisión corresponde a radiaciones de longitud de onda características para cada temperatura. Pág. 82. Admitiendo que los cuerpos sólidos constan de una gran cantidad de pequeños osciladores, cada uno de los cuales sólo puede admitir o absorber radiación de una frecuencia determinada.
CE65	35- Todos los cuerpos al calentarlos emiten energía radiante cuya calidad y cantidad depende de su temperatura. Para explicar esta emisión de energía los físicos consideraron que los cuerpos incandescentes están constituidos por una serie de osciladores. Planck enunció que un oscilador es incapaz de emitir o absorber energía de un modo continuo, sino únicamente en forma de múltiplos enteros de una cantidad definida que depende de la frecuencia del oscilador. Pág 63.
ELD67	35- Según la física, entre el poder emisor y el poder absorbente de un cuerpo para una determinada radiación, existe una relación que solo depende de la temperatura. La energía radiada por los cuerpos se admite que es la suma de las energías emitidas por los electrones de los átomos. Al querer interpretar las curvas experimentales se obtienen resultados totalmente en desacuerdo con arreglo a las leyes de la física clásica. Por otro lado, los espectros atómicos ya estudiados son discontinuos, o formados por un número mayor o menor de líneas.Pág 74.
CCMA77	35-La ley de Stefan-Boltzmann dice que la energía radiante emitida en la unidad de tiempo y por unidad de superficie por el cuerpo negro (sustancia ideal, capaz de absorber todas las radiaciones que sobre ellas inciden)... Pág. 33.
MLAC78	35-...y ser capaces, al mismo tiempo, de explicar esos mismos fenómenos, como la radiación de los cuerpos negros, los espectros atómicos... Pág. 30.

36- Fotón.

NGELC47	36- Esta idea llevo a Einstein, a suponer que la luz estaría constituida por elementos llamados fotones, los cuales se admite (al objeto de explicar algunos fenómenos luminosos) que pueden actuar como ondas. Pág. 131.
ESACS59	36-El electrón y el positrón sólo se diferencian por el signo de su carga eléctrica. Thybaud, de Lyon, realizó la experiencia inversa y pudo obtener fotones por la unión de un electrón y un positrón. Con estos experimentos queda probado que los rayos γ , y en general los fotones, están constituidos por el par electrón-positrón. Pág 30.

MRO60	36- Entre las partículas fundamentales del átomo podemos incluir también los fotones o cuantos de luz, que son corpúsculos de energía cuya masa es $1,76 \cdot 10^{-27}$ y su carga nula. Pág. 11.
CMR61	36-Si los fotones emitidos por el átomo son los que dibujan la línea espectral de frecuencia γ , la energía total del fotón es $h\gamma$ y ésta será justamente la cantidad de energía perdida por el átomo al irradiar el fotón. Pág 68.
BRU63	36- Los cuantos de energía reciben hoy el nombre de fotones. Pág 103. Cuando un fotón, de energía $h\gamma$, es absorbido por una molécula, algunos electrones saltan a niveles de energía mayor... Pág 104.
RVM64	36-Según Planck las radiaciones electromagnéticas están constituidas por un haz de numerosas partículas elementales denominados “cuantos de energía radiante” a los que más tarde Einstein llamó “fotones” Pág 79.
RG64	36-Se emite un fotón (corpúsculo de energía)... Pág 111.
GRF65	36-De todas estas experiencias llevadas a cabo con minuciosidad y perfección, se llegó a la idea de que la luz se comparta como formada por diminutos corpúsculos llamados fotones; la energía de cada fotón viene dada por la fórmula: $E=n \cdot h$ en la que n es el número de vibraciones y h lo que Planck denominó “quantum de acción” Pág 15.
SSJVB65	36-Como se ve, esta hipótesis resucita de nuevo la teoría corpuscular de la luz de Newton, sustituida un día por la teoría ondulatoria, puesto que admitía de nuevo que la luz estaba formada por granos de energía o fotones cuyo contenido dependía de la frecuencia. Pág 65. La idea primaria de esta nueva teoría supone que la luz consiste en la emisión de partículas o granos de energía, llamados fotones, que van acompañados indisolublemente por un fenómeno ondulatorio, cuya frecuencia está ligada a la energía del fotón por la conocida expresión $\gamma = E/h$ de manera que el aspecto corpuscular (efecto fotoeléctrico) y el aspecto ondulatorio (interferencias) no son más que dos aspectos distintos, de una misma realidad.
FGRIA65	36-La teoría de Planck fue corroborada por Einstein, en 1905, cuando explicó el efecto fotoeléctrico considerando la presencia de fotones, o cuantos de luz, cada uno de los cuales está dotado de una energía que viene dada por la fórmula de Planck, $E = h\gamma$ Pág 83.
CE65	36- La teoría cuántica indujo a Einstein a enunciar que la radiación no solamente se absorbe o emite en cuantos, sino que realmente se propaga a través del espacio, con la velocidad de la luz, en cuantos definidos o fotones, iguales en energía a $h\gamma$, en donde γ es la frecuencia de vibración de la radiación. Pág 64.
BEMB65	36- La emisión de luz no es de una manera continua sino grano a grano de luz, fotón a fotón. El fotón es la mínima energía posible de una radiación, el cuanto de tal radiación. El fotón es la mínima energía posible de una

	radiación: el “cuanto” de tal radiación. La energía del fotón viene determinada por la fórmula ya expresada; $E_2 - E_1 = h\gamma$ Pág 73.
PBM67	36-También tienen existencia en el interior del átomo otras partículas llamadas “fotones”, que son corpúsculos de energía, cuya carga es nula. Pág 11.
ELD67	36-Planck no pasó de señalar la discontinuidad de los valores de energía radiada. Cinco años después, 1905, Albert Einstein llegó a extender dicha discontinuidad a la naturaleza misma de la radiación. Einstein afirmó que la luz está formada por pequeños fragmentos, o paquetes de energía de valor $h\gamma$ a los que primero llamó cuantos de luz y después, fotones. Pág 74.
VSP68	36- ...puede considerarse como una partícula o grano de energía radiante (fotón) de valor $E=h\gamma$. Pág 71.
GMCNC68	36- Einstein interpretó el efecto fotoeléctrico aplicando la teoría cuántica. La radiación se propaga a través del espacio en cantidades definidas o “paquetes” de luz, llamados fotones. La energía de cada fotón o cuanto elemental de luz viene dado por la expresión $h\gamma$. El resultado se refleja en la expresión de la ley fotoeléctrica de Einstein; $\frac{1}{2}mv^2=h(\gamma-\gamma_0)$. // Así, la intensidad de la luz, o sea, la densidad de fotones en una región dada, se puede calcular utilizando la ecuación de onda correspondiente a dicha λ con la interpretación de que el cuadrado de la amplitud de la onda en cada punto es proporcional a la densidad de fotones, o dicho con otras palabras, a la probabilidad de encontrar a un fotón en un lugar dado. Pág 102.
VFAJ69	36-Cada porción de energía se llama cuanto de energía o fotón. La cantidad de energía contenida en un cuanto viene dada por la expresión: $E=hf = hc/\lambda$ Pág. 41.
FGM73	36-Cuando un electrón salta de una órbita de mayor energía a otra (más cercana al núcleo), la diferencia de energía se emite en forma de radiación (fotón) de frecuencia determinada según la ecuación de Planck $E=h\cdot v$. Pág. 25.
VFAJ75	36-Cada porción de energía se llama cuanto de energía o fotón. Pág. 45.
MLAGM76	36-Los cuantos de energía reciben hoy en día el nombre de fotones. Pág. 104.
CCMA77	36- ...sino que tiene carácter discontinuo, existiendo en forma de partículas discretas, denominadas cuantos de luz o fotones de energía igual a $h\cdot\gamma$. Pág. 34.
EEFA78	36-Las hipótesis de Planck sobre la luz sirvieron a Einstein para explicar el efecto fotoeléctrico. La energía de los cuantos, también conocidos con el nombre de fotones, al incidir sobre un metal... Pág. 41.

37- $E = mc^2$.

VA44	37- Según la teoría de la relatividad, la masa puede transformarse en
------	---

	energía y viceversa. La relación que rige estas transformaciones es $m = E/c^2$ (c es la velocidad de la luz)
MRO60	37- ...desprende gran cantidad de energía, que podemos expresarla con la fórmula de Einstein; $E=mc^2$; en la que m representa la masa transformada y c la velocidad de la luz. Pág 24.
LFJL61	37-De un modo general puede establecerse que en la síntesis de cualquier núcleo por suma de las masas de los protones y neutrones que contiene, siempre resulta una “perdida de masa”, que es la equivalente a la energía de formación de dicho núcleo. Y recíprocamente, representa igualmente la energía generada o liberada en la desintegración del mencionado núcleo en sus protones y neutrones.
BRU63	37- Este defecto másico o defecto de masa proviene de la masa transformada en energía durante la reacción, de acuerdo con la ecuación de Einstein; $E = mc^2$ Pág 306.
RG64	37- La teoría de la relatividad demuestra que la masa de un cuerpo en movimiento se incrementa al hacerlo si velocidad y la relación con su masa en reposo m_0 es; $m=m_0/(1-(v/c)^2)^{1/2}$ Pág 117.
GRF65	37- Aún sabemos poco de la naturaleza básica de esta fuerza, pero podemos medir su magnitud por la famosa ecuación de Einstein: $E = mc^2$. Pág 63.
FGRIA65	37- A este defecto de masa le corresponde una energía de $E=mc^2$. Pág 244.
RVJ66	37-La energía equivalente de esta perdida de masa puede calcularse a partir de la ecuación de Einstein, $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ Pág 18.
RFRV67	37. Para explicar esta diferencia se utiliza el principio de equivalencia de masa y energía, enunciado por Einstein en su teoría de la relatividad. Dicho principio establece que a una energía E le corresponde una masa m y que una variación de energía ΔE lleva consigo una variación de masa Δm . Por tanto: $E=mc^2$
VSP68	37- La principal característica de la antipartículas es que chocando en determinadas condiciones con su “anti” se destruye su materia transformándose íntegramente en energía radiante según la fórmula de Einstein ($E=mc^2$). Pág 64.
GMCNC68	37-Ya hemos indicado cómo se expresa la masa en U.M.A. también suele expresarse por su equivalencia en energía, dada por la ecuación de Einstein; $E=mc^2$. Pág 91.
FGM73	37- La diferencia entre ambas masas (inicial y final) se la llama defecto másico y ese defecto másico multiplicado por 931 nos da el valor de la energía liberada en Me V (megaelectrón – voltio). O sea es: Defecto másico= $M - m$; M = masa inicial y m = masa final. Pág. 14.
VFAJ75	37-Siempre hay una variación de masa, la energía $E=\Delta m \cdot c^2$ debe ser absorbida o emitida. Pág. 262.
MLAGM76	37-Por otra parte, de la ecuación de Einstein, $E = m \cdot c^2$. Pág. 110.

CCMA77	37-En 1905, Einstein predijo que la materia y la energía son de la misma esencia y transformables la una en la otra. La ecuación que rige las relaciones entre energía y materia es; $E=m \cdot c^2$ Pág. 15.
--------	---

38- Teoría de Lorentz-Einstein.

RG64	38-Al hacer la consideración de que el electrón girando en una órbita elíptica tiene velocidad variable (incrementándose en las proximidades del foco, donde se encuentra el núcleo) y teniendo en cuenta la teoría de la relatividad, la masa del electrón debe variar también, variación que dependerá de la forma de la órbita, de donde resulta que la masa del electrón en las distintas órbitas 31, 32 y 33, así como la 21 y 22 no es la misma y de aquí que tampoco lo sea la energía del electrón en cada una de ellas. La teoría de la relatividad demuestra que la masa de un cuerpo en movimiento se incrementa al hacerlo si velocidad y la relación con su masa en reposo m_0 es; $m=m_0/(1-(v/c)^2)^{1/2}$ Págs 116-117.
GRF65	38-Las ideas de Sommerfeld no aclararon el misterio de la multiplicidad de estrías en que se resuelven las líneas del espectro. Pero su autor siguió el estudio y llegó a aplicar a las orbitas corpusculares las ideas de Kepler para los movimientos de los planetas y luego las relativistas del acrecentamiento de masa con la velocidad.Pág 29. Por la ley de Kepler aplicada a estos estudios, el corpúsculo lleva más velocidad al aproximarse al núcleo que cuando está retirado de él. Ahora bien, al aumento de velocidad, cuando esta es muy grande, corresponde aumento de masa y por ello de energía: los saltos del electrón de una elipse a otra serían los causantes de las rayas espectrales delatoras de distintas frecuencias; la trayectoria del electrón no será una elipse cerrada sino una figura formada por elipses sucesivas que giran alrededor del núcleo describiendo una trayectoria en roseta como al del planeta Mercurio alrededor del Sol. Pág 30.
SSJVB65	38-Corrección relativista. De la misma manera que la Tierra al girar alrededor del Sol aumenta de velocidad cuando se acerca a él y disminuye al alejarse, también la velocidad del electrón en su órbita tiene que ser variable y siendo además tan grande su masa no permanecerá constante, sino variable de acuerdo con la teoría de la relatividad de Einstein. El cálculo demostró que el electrón que el electrón no recorre ya una elipse sino una curva compleja que puede imaginarse suponiendo que al mismo tiempo que recorra una elipse, su eje mayor gira lentamente alrededor del foco. Pág 70.
RCI66	38-Sommerfeld demuestra que todas las órbitas tienen el mismo número cuántico principal “n” poseen la misma energía independientemente del valor de “k”, pero puesto que el electrón recorre su órbita con velocidad variable, es decir, a distancia mínima del núcleo (perihelio), lleva velocidad máxima, y a distancia máxima (afelio), velocidad mínima, la teoría de la relatividad exige una variación de masa, la cual da lugar a que la trayectoria

	del electrón no se cierre y adquiriera una forma de espiral o “roseta”; se dice entonces que la elipse tiene un movimiento de precisión. Págs 46-47.
CCMA77	38-Por razones que caen fuera de nuestro objeto, Sommerfeld, aplicando la teoría de la relatividad de Einstein, introdujo la ecuación del semieje menor un factor de corrección haciendo $l=k-1$ Pág. 38.

39- De Broglie

CMR61	39- Teoría de Broglie: Según Broglie el electrón no debe considerarse como un corpúsculo que gira en una órbita, sino como un corpúsculo asociado a una onda que envuelve esta órbita de una manera continua, es decir, que se trata de una onda estacionaria. El electrón debe considerarse como un corpúsculo asociado con una onda que envuelve a esta órbita de una manera continua, es decir, que se trata de una onda estacionaria. En estas condiciones no es posible asignar una trayectoria determinada al electrón todo lo que se puede hacer es calcular la probabilidad de que el electrón se encuentre en un momento dado en un elemento de volumen dado. No presenta fórmula. Pág 79.
BRU63	39- En 1924, Luis de Broglie sugirió la idea de que el electrón, es una partícula en movimiento que lleva asociada una longitud de onda, relacionada con la velocidad y la masa del electrón por la igualdad; $\lambda = h/mv$. Pág 110.
RG64	39- Recordemos que la longitud de onda asociada a un electrón según las ideas de De Broglie y confirmadas por Davis y Germer, viene dada por la expresión; $\lambda = h/mv$. Pues bien, si por analogía con las ondas estacionarias que tienen lugar en las cuerdas vibrantes admitimos que para un electrón solo son posibles aquellas órbitas para las que $2\pi r = n\lambda$ ($n= 1, 2, 3, 4...$) y en esta expresión sustituimos el valor de λ , $2\pi r = nh/mv$ encontramos la solución que establece el segundo postulado. Pág 110.
GRF65	39. La revolución relativista de Einstein, la “cuántica” de Plank, la nueva atomista de Bohr, la mecánica ondulatoria de Broglie... proceden en más o menos, de las investigaciones sobre la naturaleza de la luz. (Desiderio Papp “La doble faz del mundo físico”)
SSJVB65	39- La idea primaria de esta nueva teoría supone que la luz consiste en la emisión de partículas o granos de energía, llamados fotones, que van acompañados indisolublemente de un fenómeno ondulatorio, cuya frecuencia está ligada a la energía del fotón por la conocida expresión $\gamma = E/h$ de manera que el aspecto corpuscular (efecto fotoeléctrico) y en el aspecto ondulatorio (interferencias) no son más que dos aspectos distintos de una misma realidad. Además. De acuerdo con esta teoría, toda partícula material en movimiento lleva asociada una onda que determina, de cierta manera, la probabilidad que existe de que la partícula se encuentre en un momento dado en un punto u otro. Según de Broglie, la relación que liga

	la longitud de la onda asociada con la velocidad y la masa de la partícula es; $\lambda = h/mv$
FGRIA65	39- La teoría mecánica-ondulatoria, desarrollada por Luis de Broglie en 1923 proporcionó una confirmación del segundo postulado de Bohr. En Física Sexto curso (página 239) se vio que de acuerdo con de Broglie, toda partícula de masa m que se mueve con una velocidad v lleva asociada una onda cuya longitud viene dada por; $\lambda = h/mv$. Pág 84
BEMB65	39- E Broglie. Parece que la luz tiene una doble naturaleza, comportándose unos casos como onda y en otros como corpúsculos, lo mismo podría pasarles a otros corpúsculos Como el electrón y el protón que si bien hasta ahora se habían sido considerados como corpúsculos, bien podrían considerarse quizás como ondas. $m = h/c\lambda$ Pág 80.
RCI66	39- Luis de Broglie sugiere la posibilidad de que toda partícula en movimiento lleve asociada una onda de longitud; $\lambda = h/mv$ y poder considerar así al electrón unas veces como partícula y otras como onda, de la misma manera que ocurre con los fenómenos luminosos, cuya explicación unas veces exige una naturaleza ondulatoria para la luz (interferencia, difracción...) y otras un carácter corpuscular (efecto fotoeléctrico). Pág 51.
ELD67	39- Luis de Broglie sugirió la idea de que el electrón, como partícula en movimiento produce y lleva asociada una onda. Desde entonces se trata al electrón como una nube de carga negativa que se extiende por una región relativamente grande. La relación $\lambda = h/m \cdot v$ Pág 80.
VSP68	39-Luis de Broglie en 1924 propone que cada partícula material lleva una onda asociada; y desarrolla la teoría onda-corpúsculo. La relación fundamental en esta teoría es; $\lambda = h/mv$. Pág 75.
GMCNC68	39- Se puede demostrar matemáticamente que una partícula que se mueve puede asociarse con un movimiento ondulatorio y que la velocidad de dicha partícula, o más correctamente el momento, es inversamente proporcional a la longitud de onda del movimiento ondulatorio representativo. Esta ley se expresa mediante la ecuación de de Broglie (1925); momento = $p = h/\lambda$. Págs 101-102
VFAJ69	39-Algunos años después de presentar Bohr su modelo atómico, el francés Luis de Broglie sugirió la idea de que también el electrón, hasta entonces considerado sólo como una partícula, debía tener propiedades de onda. Pág. 44.
FGM73	39-Ya De Broglie en 1923 había propuesto que el electrón, y con él toda la materia, posee una naturaleza dual; puede comportarse como onda y como corpúsculo. Pág. 26.
VFAJ75	39- El francés Luis de Broglie sugirió la idea de que también el electrón, hasta entonces sólo considerado como una partícula, debía tener

	propiedades de onda. Pág. 48.
MLAGM76	39-Louis de Broglie sugirió la idea de que el electrón era una partícula en movimiento que lleva asociada una onda, cuya longitud está relacionada con la velocidad y la masa del electrón por la igualdad. $\lambda=h/mv$. Pág. 109.
CCMA77	39-DeBroglie avanzó la hipótesis complementaria de que toda materia tenía propiedades de onda. Postulo que con toda partícula en movimiento se encuentra asociada una radiación cuya longitud de onda es $\lambda=h/mv$. Pág. 42.
EEFA78	39-Louis de Broglie tuvo la genial intuición de proponer que los entes materiales pueden manifestarse también como ondas y dio la longitud de onda que los caracteriza $\lambda=h/p$ Pág. 50.
MLAC78	39-Hipótesis de Luis de Broglie (1924); todas las partículas elementales pueden considerarse como corpúsculo o como ondas, con una longitud de onda asociada. Pág. 36.

40- Schrödinger.

BRU63	40- Como en la teoría de Borh, admite también Schrödinger que el átomo solo puede tomar ciertas energías definidas, discontinuas, pudiendo asignar a los distintos niveles energéticos los números 1, 2, 3, 4...que reciben el nombre de números cuánticos. Pág 112.
SSJVB65	40- La ecuación más acertada para describir el comportamiento de los electrones intraatómicos es la establecida por Schrödinger, según el cual las probabilidades de las posiciones de un electrón enlazado al núcleo pueden representarse mediante una ecuación análoga a la que sirve para representar el movimiento de un punto de un acuerda vibrante. Esta ecuación llamada ecuación de ondas de Schrödinger es muy general, pero puede simplificarse concretándola a un electrón en determinadas circunstancias, es decir, teniendo en cuenta su carga, su masa, la masa del núcleo, etc., y mediante variaciones adecuadas se llegan a ecuaciones que dan la probabilidad de la posición del electrón o la energía del mismo. Pág 74.
FGRIA65	40-. En 1925, los físicos alemanes Heisenberg y Schrödinger sugirieron que la idea de un átomo con electrones moviéndose por órbitas fijas no puede corresponder a la realidad ya que, según sus cálculos, el electrón se comporta no como una partícula sino como un conjunto de ondas estacionarias; es decir, como una carga eléctrica repartida alrededor del núcleo, y los valores de r ; $r=nh/2\pi mv$; son las distancias a las que se encuentra la mayor densidad de carga (que, según la teoría mecánico-ondulatoria, es la mayor probabilidad de que electrón se encuentre en dicho punto) Pág 85.
BEMB65	40- Schödinger: El electrón deja de ser una realidad y queda reducido a la medida de la probabilidad de que se encuentre en un lugar determinado.

	Pág 82.
RCI66	40- Partiendo de estas ideas, Schrödinger (1926) renunció a un modelo concreto del átomo y aceptó que el estado de movimiento del electrón alrededor del núcleo viene representado por una función de ondas que describe dicho movimiento. Esta función ψ es la solución de la ecuación de ondas de Schrödinger y define una orbital atómica. Págs 51-52
ELD67	40- Schrödinger (orbitales); introduce el concepto de nube electrónica, y habla de la mayor o menor probabilidad de encontrar al electrón en un punto de la nube. Pág 84. Schrödinger desarrolla, en su mecánica ondulatoria, el estudio de las ondas materiales asociadas a partículas en movimiento. Ψ es la función orbital. Ψ^2 es nos mide la probabilidad de encontrar al electrón en el punto de coordenadas x, y, z. Pág 84.
VSP68	40- Últimamente, pues, en vez de un modelo atómico se pretende introducir, para el estudio del átomo a escala superior, la ecuación de Schrödinger. En esta ecuación, dando valores adecuados, podemos conocer la energía de un sistema. Y mediante condiciones impuestas a la función de onda (ψ) se puede tener la certeza de existencia de un electrón en un espacio definido (orbital). Pág 75.
GMCNC68	40-Schrödinger (1926) desarrolló una ecuación de onda para el electrón y aunó la teoría clásica de las ondas con el principio de De Broglie: las soluciones de dicha ecuación dieron la forma matemática a las funciones de probabilidad y verdadero significado dinámicos a las constantes enteras de la fórmula de Ritz-Rydberg que habían sido introducidas por Bohr en forma de postulado. Pág 105.
FGM73	40-La Mecánica Cuántica u Ondulatoria, desarrollada entre 1925-1927 principalmente por Schrödinger, Heisenberg y Dirac, tiene su origen en la hipótesis de De Broglie y engloba el principio de Heisenberg e ideas cuánticas. Pág. 26.
MLAGM76	40-Como en la teoría de Bohr, admite también Schrödinger que el átomo no sólo puede tomar ciertas energías discontinuas, pudiendo asignar a los distintos niveles energéticos los números 1, 2, 3, 4..., que reciben el nombre de números cuánticos. Pág. 112.
CCMA77	40- Erwin Schrödinger presento, en 1926, la famosa ecuación de onda que lleva su nombre, mediante la cual se establece la relación entre la energía de un sistema y sus propiedades ondulatorias. Pág. 45.
EEFA78	40-La complejidad del aparato matemático de la mecánica ondulatoria imposibilita la explicación del origen de la ecuación de Schrödinger que es la relación por la que se obtiene la función de onda del sistema. Pág. 57.
MLAC78	40- Schrödinger: tiene en cuenta la naturaleza ondulatoria del electrón. Pág. 36.

41- Heisenberg.

BRU63	41- El principio de indeterminación de Heisenberg (1924) “es imposible conocer exactamente y al mismo tiempo velocidad y la posición de un electrón aislado” Pág 111.
SSJVB65	41- En un instante determinado (sin error ninguno) no podemos saber en absoluto la energía del electrón (porque podemos cometer un error infinito) y si pretendemos que hemos determinado la energía del electrón perfectamente, entonces no sabemos el instante a que corresponde. Resulta por tanto evidente que como consecuencia de este principio de incertidumbre no se puede dar una descripción de la posición, forma y movimiento de los electrones en el sentido de la física clásica. Págs 72-73.
FGRIA65	41- Exponemos a continuación la imagen actual del núcleo ideada por Heisenberg. El núcleo atómico está formado por la reunión de protones y neutrones que se mantienen unidos por fuerzas de naturaleza eléctrica y otras, llamadas fuerzas nucleares; se puede comparar con una gota de líquido, y así como se pueden imaginar gotas de distinto grosor compuestas de moléculas del mismo líquido, también pueden formarse con protones y neutrones gotas de materia nuclear de distinto tamaño. Pág 74. En 1925, los físicos alemanes Heisenberg y Schrödinger sugirieron que la idea de un átomo con electrones moviéndose por órbitas fijas no puede corresponder a la realidad ya que, según sus cálculos, el electrón se comporta no como una partícula sino como un conjunto de ondas estacionarias; es decir, como una carga eléctrica repartida alrededor del núcleo, y los valores de r ; $r = nh/2\pi mv$; son las distancias a las que se encuentra la mayor densidad de carga (que, según la teoría mecánico-ondulatoria, es la mayor probabilidad de que electrón se encuentre en dicho punto) Pág 85.
BEMB65	41- Heisenberg. Si realizamos determinaciones muy precisas de la cantidad de movimiento de un electrón o de otra magnitud relacionada con ella (energía cinética por ejemplo) la imprecisión en la posición del electrón es enorme. Es imposible conocer de una forma precisa el movimiento y la posición del electrón. $\Delta p \cdot \Delta q = h$. Pág 82.
ELD67	41- Según las nuevas teorías, nos encontramos con grandes limitaciones al querer especificar la velocidad y la posición de una partícula, en general, y por tanto, los electrones que son de las menores partículas existentes en la naturaleza creada. Heisenberg enunció así su principio de indeterminación, perfectamente aplicable a nuestro caso “es imposible conocer exacta y simultáneamente la velocidad y la posición de un electrón aislado” Pág 80-81.
VSP68	41-...ya que el principio de incertidumbre de Heisenberg nos dice que no es posible conocer el punto fijo sino el lugar donde es más probable la existencia del electrón. Pág 75.

GMCNC68	41- Por lo tanto, el electrón no podrá ser observado en un estado no perturbado. Esto nos lleva directamente a la conclusión de que los electrones en los átomos no pueden vincularse a un determinado punto o una región finita, bien definida del espacio. Cuando se supone que se difracta un solo electrón, surge inmediatamente el principio de indeterminación al interpretar el resultado de la experiencia. El principio de incertidumbre establece que si se trata de medir la energía del electrón en un instante dado, las condiciones necesarias para medir exactamente el tiempo son las que producen la máxima dificultad para medir con exactitud su energía y viceversa. Cúmplase $\Delta E \cdot \Delta t \sim \Delta h$. El principio de indeterminación de Heisenberg establece que las medidas precisas en la posición y la velocidad de un electrón no pueden llevarse a cabo simultáneamente.
VFAJ69	41-Admitida la naturaleza ondulatoria del electrón es imposible determinar simultáneamente, según la mecánica ondulatoria, su posición y su velocidad de forma exacta. Hay que abandonar por lo tanto la idea de un electrón en torno al núcleo describiendo una trayectoria definida igual que la Tierra en torno al Sol. Pág. 44.
FGM73	41-Heisenberg afirmó en 1926 que es imposible predecir simultáneamente con absoluta certeza donde se encuentra el electrón y como se está moviendo (Principio de incertidumbre) Pág. 26.
VFAJ75	41-Admitida la naturaleza ondulatoria del electrón es imposible determinar su posición y su velocidad, según la mecánica ondulatoria. Pág. 48.
MLAGM76	41-El principio de indeterminación de Heisenberg (1924) “es imposible conocer exactamente y al mismo tiempo la velocidad y la posición de un electrón aislado” Pág. 111.
CCMA77	41-mediante su célebre principio de incertidumbre, que es imposible determinar simultáneamente y con absoluta exactitud la posición y la cantidad de movimiento del electrón. Pág. 43.
EEFA78	41-Este principio establece que es imposible determinar simultáneamente con exactitud el impulso lineal (cantidad de movimiento) y la posición de un cuerpo. Pág. 55.
MLAC78	41-Heisenberg: con desarrollos matemáticos sumamente abstractos casi hace desaparecer en gran parte el sentido físico. Pág. 36. El principio de indeterminación de Heisenberg. (1927) “es imposible conocer simultáneamente con exactitud la posición y la velocidad de una partícula elemental” Pág. 36.

42- Densidad, nube electrónica orbital, probabilidad..

CMR61	42- Orbitales: dos electrones que pertenecen a la misma capa n y al mismo nivel l y que tienen el mismo número cuántico magnético m forman un
-------	---

	<p>orbital... Pág 76. En estas condiciones no es posible asignar una trayectoria determinada al electrón, todo lo que se puede hacer es calcular la probabilidad de que el electrón se encuentre en un momento dado en un elemento de volumen dado...Pág 79. Los electrones constituyen la llamada corteza electrónica o nube electrónica o envolvente electrónica, según los autores. Estructura de la nube electrónica. Pág 80.</p>
LFJL61	<p>42- . La comprensión de los fenómenos orgánicos ha experimentado un notable adelanto con la aplicación de los conceptos de la mecánica cuántica. Según éstos, podemos considerar que los electrones que constituyen los enlaces circulan por los llamados “orbitales moleculares” que se pueden calcular en muchos casos y cuya imagen más intuitiva es la de una nube electrónica que circunda o se acumula entre los átomos. Págs 270-271</p>
BRU63	<p>42- Se hable del electrón como una nube de carga negativa que se extiende ocupando una región relativamente grande, y no como una partícula. Dicha nube es densa, espesa en las regiones del espacio en las que se dé elevada probabilidad de encontrarse el electrón. Pág 110.Existen, sin embargo, ciertas regiones bastante bien definidas alrededor del núcleo donde es mucho más probable encontrar el electrón: estas regiones reciben el nombre de orbitales.Pág 111. Más bien se da una determinada probabilidad de que el electrón pueda encontrarse en cualquier punto fuera del núcleo.</p>
RVM64	<p>42-Cada una de las órbitas de cada subnivel que, con el mismo semieje mayor y menor, poseen distinta orientación en el espacio se denomina orbitales. Es evidente que para definir un orbital hacen falta tres números cuánticos. Pág 86.</p>
RG64	<p>42- Por todo ello, se ha desarrollado modernamente una teoría de la estructura del átomo de hidrógeno en la que se prescindir del modelo atómico que detalla el movimiento del electrón y su posición en cada instante, sustituyéndolo por tratamientos matemáticos que nos informan acerca de la probabilidad de encontrar al electrón en algún punto del espacio que rodea al protón. Esta nueva teoría es mucho menos precisa en cuanto a la posición del electrón en el espacio pero lo es mucho más respecto a la energía. Pág 120.</p> <p>El electrón no queda situado dentro de unas ciertas órbitas circulares o elípticas, sino que puede encontrarse en cualquier punto de la región que rodea al núcleo. Ahora bien, existe mayor probabilidad de encontrar al electrón en unas regiones del espacio, es decir, la densidad electrónica es máxima en ciertos puntos. Estas regiones de máxima densidad electrónica reciben el nombre de orbitales. Así, decimos que el átomo de hidrógeno en su nivel de energía más bajo posee una orbital 1s, con simetría esférica en torno al protón. Pág 120.</p>

SSJVB65	<p>42-El electrón se imagina en mecánica ondulatoria como una nube de carga eléctrica negativa extendida a una región relativamente grande, más densa en regiones donde es mayor la probabilidad de que se encuentre realmente y menos densa donde esa probabilidad es menor. Es muy interesante comprobar que esta nube de probabilidad con que se representa al electrón del átomo de hidrógeno se extiende alrededor de la posición del núcleo como centro, y que su mayor densidad, es decir, la mayor probabilidad de encontrar realmente al electrón, se encuentra a una distancia del centro que coincide con el radio de la órbita según Bohr. Pág 75. El número cuántico principal n, viene a ser una medida de la región ocupada por el electrón, o lo que es lo mismo, del volumen de la nube electrónica. Ecuaciones que dan la probabilidad de la posición del electrón o la energía del mismo. Pág 75.</p> <p>Decimos que existe un orbital en donde caben dos electrones de distinto spin. Pág 86.</p> <p>La idea primaria de esta nueva teoría supone que la luz consiste en la emisión de partículas o granos de energía, llamados fotones, que van acompañados indisolublemente de un fenómeno ondulatorio, cuya frecuencia está ligada a la energía del fotón por la conocida expresión $\gamma = E/h$ de manera que el aspecto corpuscular (efecto fotoeléctrico) y en el aspecto ondulatorio (interferencias) no son más que dos aspectos distintos de una misma realidad. Además. De acuerdo con esta teoría, toda partícula material en movimiento lleva asociada una onda que determina, de cierta manera, la probabilidad que existe de que la partícula se encuentre en un momento dado en un punto u otro. Según de Broglie, la relación que liga la longitud de la onda asociada con la velocidad y la masa de la partícula es; $\lambda = h/mv$</p>
CE65	<p>42- Todos los electrones que tienen iguales valores de n, l y m, diferenciándose solamente en el spin, constituye un orbital. Pág 69.</p>
BEMB65	<p>42- El electrón deja de ser una realidad y queda reducido a la medida de la probabilidad de que se encuentre en un lugar determinado. Con estas ideas desaparecen las órbitas como líneas y el electrón como partícula que saltaba de un piso a otro, en una palabra, desaparece el modelo mecánico del átomo. El electrón deja de ser una realidad y queda reducido a la medida de la probabilidad de que se encuentre en un lugar determinado. Pág 82.</p>
RCI66	<p>42- Los que tienen iguales los tres números cuánticos, n, l, m, definen una orbital. Estas orbitales pueden imaginarse como nubes difusas de cargas negativas mucho más densas en ciertas regiones donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima y las formas de estas orbitales depende del valor del número cuántico l. Estas orbitales pueden imaginarse como nubes difusas de cargas negativas mucho más densas en ciertas regiones</p>

	donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima... Pág 52.
PBM67	42-Por ello se puede apreciar que el átomo está casi vacío, y en su espacio se mueven los electrones con una velocidad de casi el uno por ciento de la de la luz, de tal forma que rellenan todo el volumen atómico.Pág 10.
ELD67	42- se trata al electrón como una nube de carga negativa. Dicha nube es densa , espesa, en las regiones del espacio que poseen elevada probabilidad de alojar al electrón, y muy difusa en las que tienen poca probabilidad . Pág 80. Se trata de probabilidad y por tanto, no cabe hablar de órbitas en las que, necesariamente, tengan que encontrarse los electrones, sino zonas de máxima probabilidad, pues también fuera de ellas hay probabilidad – mucho menor- de encontrarlos. La región de mayor densidad electrónica será su orbital . Pág 80.
RFRV67	42- Los átomos están formados por un átomo central, cargado positivamente y en el que prácticamente está concentrada la totalidad de la masa del átomo, rodeado de una nube de electrones. Pag 2 En la figura 5-5 se ha representado la nube electrónica que rodea a los dos protones en la molécula de H ₂ . Pag 42 Los seis electrones extra, que corresponden a los enlaces dobles del modelo de Kekulé, son movibles, desplazándose por encima y por debajo del plano del anillo.En la figura 28-2 se ha representado la nube electrónica formada por estos seis electrones. Tenemos pues un sándwich en el que los seis átomos de carbono y los seis átomos de hidrógeno constituyen la carne y el pan lo forma la nube electrónica. Pag 200 y 201
VSP68	42-Cada electrón tiene probabilidad de “estar” en una parte del espacio cercana al núcleo. El espacio donde es probable la existencia del electrón recibe el nombre de orbital . Pág 64. Los tres primeros valores n, l, m determinan en la nueva teoría ondulatoria el orbital. El espacio donde es probable la existencia del electrón recibe el nombre de orbital. Y mediante condiciones impuestas a la función de onda (ψ) se puede tener la certeza de existencia de un electrón en un espacio definido (orbital)Pág 76. los orbitales atómicos están ocupados por dos electrones cada uno como máximo que tienen los espines opuestos. Pág 76.
GMCNC68	42- Sin embargo podemos representarnos el átomo mediante el modelo de la nube electrónica. En la mecánica ondulatoria del electrón ϕ^2 , significa la densidad de carga y la probabilidad de encontrar al electrón en un punto dado. Representa un corte de dicha nube electrónica; la carga se concentra junto al núcleo y la probabilidad de encontrar al electrón a gran distancia es pequeña pero no nula. // para definir completamente una orbital atómica necesitaremos tres números cuánticos: n, l y m, que nos indican, respectivamente, el tamaño, la forma y la orientación de la orbital.
VFAJ69	42- Admitida la naturaleza ondulatoria del electrón es imposible determinar simultáneamente, según la mecánica ondulatoria , su posición y

	<p>su velocidad de forma exacta. Hay que abandonar por lo tanto la idea de un electrón en torno al núcleo describiendo una trayectoria definida igual que la Tierra en torno al Sol. Pág. 44. La situación del electrón viene ahora indicada en términos de probabilidades, es decir, se indica un espacio orbital en el cual existe la máxima probabilidad de que se encuentre el electrón considerado. Pág. 44. Las ecuaciones matemáticas de la mecánica ondulatoria indican que cada orbital electrónico posible de un átomo, puede ser descrito por cuatro números, llamados números cuánticos. Pág. 44.</p>
FGM73	<p>42- Bohr se apuntó un gran triunfo al conseguir explicar en 1913 el espectro del átomo de hidrógeno (el más sencillo de todos) Su mayor aportación consistió en aplicar al modelo de Rutherford la teoría cuántica de la radiación dada por Planck. Pág. 25. La Mecánica Cuántica u Ondulatoria, desarrollada entre 1925-1927 principalmente por Schrödinger, Heisenberg y Dirac, tiene su origen en la hipótesis de De Broglie y engloba el principio de Heisenberg e ideas cuánticas. Pág. 26. El movimiento del electrón en un determinado nivel cuántico sólo puede predecirse como una probabilidad, mediante el complicado aparato matemático de la Mecánica Ondulatoria. Pág. 26. Desaparece el concepto de órbita, circular o elípticas, por la que se mueve el electrón y queda sustituido por el concepto de orbital, que es un cierto volumen dentro del cual existe la máxima probabilidad de encontrar al electrón. Pág. 27. Un orbital es un volumen del espacio por donde puede moverse un electrón (O más rigurosamente, donde existe la máxima probabilidad de encontrar al electrón). Pág. 30.</p>
VFAJ75	<p>42- Admitida la naturaleza ondulatoria del electrón es imposible determinar su posición y su velocidad, según la mecánica ondulatoria. Hay por tanto que abandonar la idea de un electrón describiendo una trayectoria definida igual que la Tierra en torno al Sol. Pág. 48. La situación del electrón viene ahora indicada en términos de probabilidad, es decir, se indica un espacio orbital en el cual existe la máxima probabilidad de que se encuentre el electrón considerado. Pág. 48.</p>
MLAGM76	<p>42-De aquí que hoy se hable del electrón como de una nube de carga negativa que se extiende ocupando una región en torno al núcleo, relativamente grande y no tanto como de una partícula. Dicha nube es densa, espesa, en las regiones del espacio en las que se dé elevada probabilidad de encontrarse el electrón y más tenue y difusa en las de poca probabilidad. Pág. 110. Existen, sin embargo, ciertas regiones bastante bien definidas alrededor del núcleo donde es más probable encontrar el electrón: estas regiones reciben el nombre de orbitales. Pág. 112.</p>
CCMA77	<p>42- Puesto que la imagen de órbitas electrónicas no se ajusta exactamente a la realidad, para soslayar esta confusión mental se habla actualmente de</p>

	<p>orbitales. Pág. 41. Las hipótesis completamente relativas a la naturaleza ondulatoria de las partículas en movimiento y la naturaleza corpuscular de las ondas proporcionan los fundamentos para una teoría completamente nueva de la estructura electrónica de los átomos. Esta teoría se llama mecánica cuántica. Pág. 43. No se puede, por consiguiente, asignar un radio definido al átomo; al contrario, se caracteriza por una nube electrónica difusa que no tiene límites definidos. Por tanto, solamente se podrá hablar de posibilidad de encontrar al electrón en una posición determinada. Pág. 44.</p>
EEFA78	<p>42- Esta contradicción con una teoría perfectamente establecida no fue resuelta durante los años siguientes, a pesar de que se postularon modelos más avanzados, y solo encontró explicación con el advenimiento de la mecánica cuántica. Pág. 39. Como la probabilidad de encontrar el sistema en el punto definido por las coordenadas... Pág. 57. Por esta razón se habla de ψ^2 como densidad electrónica, nube de carga o nube de probabilidad. Pág. 58. Esta analogía en el papel que representan las nubes de carga es la causa por la que la nube de probabilidad recibe el nombre de orbital. Pág. 59. El conjunto de estos tres números cuánticos definen cada orbital de átomo. Pág. 60.</p>
MLAC78	<p>42- en la mecánica cuántica la información se consigue mediante la función de estado ψ a la que, por analogía con las órbitas de Bohr, llamaremos orbital atómico O.A. Pág. 37. El electrón que es partícula discreta en el modelo de Bohr, llega a ser con esta teoría una nube de carga o de probabilidad de encontrarlo en una región determinada. Pág. 37.</p>

43- Hibridación.

LFJL61	<p>43- Un átomo de carbono es capaz de formar cuatro enlaces covalentes por compartición de sus cuatro electrones exteriores. Aunque los electrones puestos en juego sean de tipo s y p, se ha hallado una absoluta identidad entre los cuatro enlaces cuya longitud es, pues la misma y se encuentran dirigidos hacia los vértices de un tetraedro. La comprensión de los fenómenos orgánicos ha experimentado un notable adelanto con la aplicación de los conceptos de la mecánica cuántica. Según éstos, podemos considerar que los electrones que constituyen los enlaces circulan por los llamados “orbitales moleculares” que se pueden calcular en muchos casos y cuya imagen más intuitiva es la de una nube electrónica que circunda o se acumula entre los átomos. La nube electrónica mantiene unidos sólidamente los átomos y permite su libre rotación alrededor de ella. Págs 270-271.</p> <p>Doble enlace: en ella dos de los electrones forman un enlace sencillo y los otros dos forman una nube electrónica que adopta forma de dos esferas</p>
--------	--

	situadas en la parte superior e inferior de cada carbono de enlace. Ahora bien, las nubes electrónicas de la parte superior del plano se superponen formando un solo orbital alargado y lo mismo ocurre con la parte de abajo. Pág 271.
BRU63	43-Los cuatro electrones de valencia se hacen equivalentes y la distribución electrónica del carbono en la capa de valencia se transforma en $2s^1, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$. Los cuatro electrones mezclan ahora sus energías y llegan a tener el mismo carácter por un proceso denominado de hibridación, la hibridación en un átomo es un proceso mediante el cual los distintos orbitales atómicos alcanzan un mismo nivel energético. Cuando el carbono se une con el hidrógeno pueden formarse cuatro orbitales híbridos sp^3 , totalmente equivalentes. Los cuatro electrones mezclan ahora sus energías y llagan a tener el mismo carácter por un proceso denominado hibridación, la hibridación en un átomo es un proceso mediante el cual los distintos orbitales atómicos alcanzan un mismo nivel energético. Pág 320.
RVM64	43- El subnivel s tiene un orbital, El átomo de carbono tiene la estructura externa s^2p^2 . Cuando se une a otros átomos con enlace sencillo se desaparean los electrones y el electrón s y los tres electrones forman un orbital híbrido sp^3 . Pág 272.
SSJVB65	43- Los orbitales de los átomos de carbono del benceno se encuentran hibridados como en el caso de los dobles enlaces, es decir, que cada átomo de carbono posee tres orbitales híbridas sp^2 y una orbital pura p. Pág 239
FGRIA65	43- Para formar la molécula de metano se desarrolla una energía una energía que hace que el átomo de carbono pase previamente del estado “normal” $1s^2 2s^2 2p^2$ a un estado “excitado” $1s^2 2s^1 2p^3$ en el que se ha desapareado el orbital $2s^2$ pasando uno de sus electrones al orbital 2p (constituyendo lo que se llama hibridación); la formación del nuevo orbital sp hace que los cuatro electrones puedan considerarse como equivalentes. Pág 256.
ELD67	43- Esta equivalencia se logra al pasar de una distribución electrónica “fundamental” $2s^2 p^2$ en átomo de C a un estado excitado sp^3 , dando origen a un orbital híbrido, que es el formado por la fusión de dos orbitales con sendos electrones desapareados. Pág 221.
VSP68	43- Cuando el átomo se enlaza con otro, pueden producirse alteraciones en las posiciones de los electrones en los distintos orbitales. Estos cambios que generalmente obedecen a una uniformidad de comportamiento de electrones de distintos orbitales se llama hibridación. Pág 78. Esto significa que los cuatro electrones se han unificado en su comportamiento. Esto se produce porque lo primero un electrón de los s pasa a ocupar el orbital pz quedando el átomo en un estado excitado que podemos representar: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Pág 205.
GMCNC68	43-Estos cuatro electrones mezclan sus energías y al hibridarse en la

	forma sp^3 adquieren un mismo carácter.
VFAJ69	43-la combinación de dos o más orbitales del mismo nivel de energía pero diferente subnivel, originando orbitales nuevos de igual energía. Pág. 70.
FGM73	43-Nos encontramos en la molécula de CH_4 con orbitales híbridos. La forma de todos ellos es la de un orbital p que prácticamente ha perdido uno de sus lóbulos. Su orientación depende ya del tipo de hibridación. Los híbridos sp^3 demuestra la Mecánica Ondulatoria que se disponen tetraédricamente, resultando con esta geometría el CH_4 . Pág. 66.
VFAJ75	43-el carbono se une solamente por enlaces sigma, adopta la hibridación sp^3 , en la que los cuatro orbitales híbridos están orientados hacia los cuatro vértices de un tetraedro regular. Pág. 268.
MLAGM76	43-Los cuatro electrones mezclan ahora sus energías y llegan a tener el mismo carácter por un proceso llamado de hibridación. Así, cuando el carbono se une con el hidrógeno, pueden formarse cuatro orbitales híbridos sp^3 . Pág. 268.
CCMA77	43-Se comprueba también que los cuatro enlaces son equivalentes, lo que nos obliga a admitir la formación de cuatro orbitales híbridos sp^3 , equivalentes entre sí. Pág. 174.
EEFA78	43-Los Oas resultantes de la combinación de los OAs de valencia se les conoce como orbitales híbridos. Al ser todos equivalentes pueden adoptar la configuración tetraédrica como forma geométrica que supone menor solapamiento de los nuevos orbitales formados. Pág. 148.
MLAC78	43-Como se ha visto, en la formación de enlaces sencillos el átomo de carbono pone en juego cuatro electrones que forman otros tantos orbitales híbridos sp^3 . Pág. 297.

44- spin.

VA44	44-El electrón al propio tiempo que gira alrededor del núcleo tiene a su vez un movimiento de rotación alrededor de sí mismo (como una peonza), que recibe el nombre de spin del electrón; el spin puede ser positivo o negativo, según el giro sea en un sentido o en el contrario. Pág. 203. Al conjunto de dos electrones que recorren idéntica órbita del mismo átomo, pero cuyos giros alrededor de sí mismos son opuestos, se les designa con el nombre de pareja de electrones. Pág. 203.
DPL46	44- Además los electrones tienen un movimiento de rotación sobre sí mismos. Pág. 180.
CMR61	44- Los electrones dan vueltas sobre su propio eje. Este movimiento ha recibido el nombre de spin. Los movimientos de rotación del electrón alrededor de su eje y de traslación alrededor del núcleo provocan sendos campos magnéticos, como sucede con toda carga en movimiento. Pág 76.
LFJL61	44- El electrón cabe concebirlo girando sobre sí mismo en un doble sentido inverso en su movimiento recorriendo la órbita. Pág 40.

BRU63	44- El electrón posee, además del movimiento de translación, un movimiento de rotación sobre su eje que puede hacerse en dos sentidos. Pág 116.
RVM64	44- El electrón (como los planetas) aparte de girar en torno al núcleo, gira sobre su propio eje. Este giro del electrón sobre su eje se denomina spin. El valor de Ms fue calculado por Uhlenbeck y Goudsmit... Pág 87.
RG64	44- Hay otra característica de los electrones que merece descripción y es que en lo que se refiere a su movimiento de giro alrededor de su propio eje (spin). Pág. 119.
GRF65	44- Denominado “número cuántico de spin” representa el giro del electrón sobre su propio eje. Pág 33-34.
SSJVB65	44- Goudsmit y Uhlenbeck introdujeron el concepto de electrón rotatorio, según el cual el electrón gira sobre sí mismo al propio tiempo que alrededor del núcleo. Pág 71.
FGRIA65	44- Para formar la molécula de metano se desarrolla una energía una energía que hace que el átomo de carbono pase previamente del estado “normal” $1s^2 2s^2 2p^2$ a un estado “excitado” $1s^2 2s^1 2p^3$ en el que se ha desapareado el orbital $2s^2$ pasando uno de sus electrones al orbital 2p (constituyendo lo que se llama hibridación); la formación del nuevo orbital sp hace que los cuatro electrones puedan considerarse como equivalentes. Pág 256. La teoría mecánica-ondulatoria, desarrollada por Luis de Broglie en 1923 proporcionó una confirmación del segundo postulado de Bohr. En Física Sexto curso (página 239) se vio que de acuerdo con de Broglie, toda partícula de masa m que se mueve con una velocidad v lleva asociada una onda cuya longitud viene dada por; $\lambda = h/mv$. Pág 84 Goudsmit y Uhlenbeck propusieron la idea en 1925, de que el electrón, además del movimiento alrededor del núcleo, posee un movimiento de rotación sobre sí mismo, por lo que dichos investigadores le llamaron “spinning electron”; es decir, electrón rotativo, y llegaron a calcular su momento cinético. Pág 90.
CE65	44- El movimiento de giro del electrón sobre su eje. Pág 69.
BEMB65	44-Lo mismo que nosotros sabemos que los planetas giran sobre sus ejes, al mismo tiempo que se trasladan alrededor del Sol, así les ocurre a los electrones que tienen en movimiento de giro o “spin” sobre sí mismos. Pág 76.
GJ66	44-Los electrones girando alrededor de él cada uno en su órbita correspondiente, al modo de los planetas, con movimiento de translación y rotación en torno de su eje, llamado spin, el cual puede ser de izquierda a derecha o de derecha a izquierda. Spin paralelo si tienen el mismo sentido y antiparalelo si giran en contrario. Pág 14.
RCI66	44- Todavía existe otro número cuántico, que es el spin, que describe el

	estado de movimiento del electrón sobre sí mismo. Pág 49.
PBM67	44- El núcleo se encuentra rodeado de electrones, que giran a gran velocidad a su alrededor y sobre sí mismos. Pág 12.
ELD67	44-El electrón gira al mismo tiempo alrededor del núcleo y de su propio eje. Pág 83.
VSP68	44- Por último, el electrón se supone gira sobre sí mismo con lo que tendrá valores de giro opuestos. Este número cuántico se llama spin (s) y su valor puede ser $+$ o $- 1/2$. Pág 76.
GMCNC68	44-esta nueva magnitud se deriva de la rotación del electrón sobre su propio eje y a ella se deben las propiedades magnéticas de la materia. La característica del spin está relacionada con la propiedad del momento angular que poseen todos los cuerpos en el espacio: el Sol, la Tierra, y las partículas atómicas. Por simplicidad podemos pensar que estos cuerpos están dotados de un movimiento de rotación. En virtud de las leyes que rigen la mecánica cuántica, el spin de cualquier partícula o conjunto de partículas está cuantizado; esto quiere decir que el spin tomara valores que son múltiplos enteros o semienteros de $h/2\pi$
VFAJ69	44-...llevaron a la conclusión de que los electrones tienen un movimiento de giro sobre sí mismos (como el movimiento de rotación de la Tierra) y que éste se verifica en el sentido de las agujas del reloj y en sentido contrario. Pág. 46.
FGM73	44-Un cuarto número cuántico, s , que indica el sentido de giro del electrón sobre sí mismo. Pág. 31.
VFAJ75	44-...llevaron a la conclusión de que los electrones tienen un movimiento de giro sobre sí mismos (como el movimiento de rotación de la Tierra) y que éste se verifica en el sentido de las agujas del reloj y en sentido contrario. Pág. 50.
MLAGM76	44-Finalmente se admite un cuarto número cuántico s , llamado spin, para explicar el desdoblamiento de las líneas del efecto Zeeman, debido a que el electrón posee, además del movimiento de traslación, un movimiento de rotación sobre su eje que puede hacer en dos sentidos. Pág. 111.
CCMA77	44-Para explicarlo se supone que el electrón gira sobre sí mismo, lo que se conoce como spin electrónico. Pág. 40.
EEFA78	44-Uhlenbeck y Goudsmit lo explicaron suponiendo que el electrón, además de su giro alrededor del núcleo tiene un movimiento de rotación alrededor de sí mismo que puede tener dos sentidos diferentes. Pág. 48.
MLAC78	44-Sin embargo, es incorrecto suponer que el spin del electrón es un movimiento de giro sobre sí mismo que lleva asociado un momento angular de spin capaz de producir un momento magnético de spin que interacciona con el campo magnético exterior aplicado al átomo cuando se realiza su espectro. Pág. 41.

45- Principio de Hund.

GJ66	45- Si los electrones tuvieran que llenar varios subniveles de un mismo nivel, por ejemplo, en la órbita M el nivel 3p, que tiene tres subniveles, los primeros tres electrones se distribuirán uno en cada subnivel y luego se irán doblando si hubiera electrones que colocar. Pág 17.
GMCNC68	45- El principio de máxima multiplicidad de Hund, en virtud del cual, cuando los electrones penetran en un subnivel de valores dados de n y l, las orbitales disponibles serán ocupadas por un solo electrón en tanto en cuanto queden orbitales completamente vacías en él y sólo después que todas las orbitales estén a la mitad de su capacidad se iniciará el apareamiento de los electrones.
FGM73	45- Se sigue aquí el principio de Multiplicidad de Hund, que no sólo señala que los electrones ocupan el mismo tipo de orbitales tendiendo a que ninguno permanezca vacío, sino que además indica que los electrones desapareados se disponen con los espines paralelos. Pág. 63.
VFAJ75	45- Obsérvese que al constituirse los orbitales p, primero se van ocupando todos con un electrón (principio de máxima multiplicidad de Hund)
MLAGM76	45- Los electrones se distribuyen en los orbitales, de tal modo que el desapareamiento sea máximo (Hund)
CCMA77	45- este caso no es más que un ejemplo del principio de máxima multiplicidad, según el cual cuando se esta rellorando un nivel de valores dados en los átomos, la ordenación más estable es la que tiene el mayor número posible de electrones desapareados. Pág. 64.
EEFA78	45- La regla de Hund establece que el desapareamiento sea el máximo posible. Pág. 75.
MLAC78	45- principio de máxima multiplicidad de spin: suele llamarse también Principio de Hund y establece que cuando se llena orbitales diferentes que poseen la misma energía (niveles degenerados) como los orbitales p, d o f, los electrones permanecen desapareados al máximo y mantienen sus espines paralelos. Pág. 47.

ANEXO II. ÍTEMS UNIVERSITARIOS TEXTO A TEXTO.

Textos Universitarios.

1928. 13 ítems citados.

López Franco, Antonio, Compendio de Química, Talleres Voluntad, Madrid, 1928.

LFA28	1-Ahora bien, entre la abstracción matemática y el alcance de nuestros sentidos ha de existir forzosamente un límite real, al que no podremos llegar directamente, y a partir del cual, si llevásemos a cabo la subdivisión, la sustancia se desintegrará, es decir, dejará de ser sustancia y se convertirá en otras cosas... pág. 37.
LFA28	2- La primera de estas partículas que es susceptible de ser medida como masas eléctricas ($4,77 \cdot 10^{-10}$ unidades electrostáticas) se discuten si gravitan o no son masas materiales; pero se ha observado, por los movimientos que están dotados, acusan masa que no son constantes sino que varían la velocidad (su orden de magnitud es de 1/900 de la del átomo menor de los elementos conocidos) Pág. 47 <p>Todo lo expuesto hasta aquí ha sido sobre la base de la Química clásica, que viene empezando desde principios del siglo XIX, y que partiendo de los principios de la conservación de la materia, de la energía y de los elementos, termina en el concepto del átomo indivisible, al que se llegó de un modo inductivo; pero ya a últimos del pasado siglo y a comienzos del XX el descubrimiento y empleo de los rayos X y el estudio de su naturaleza, los fenómenos de radioactividad y la aplicación de los conocimientos sobre las leyes electromagnéticas han conducido al resultado de la demostración de la divisibilidad del átomo y hasta algo del conocimiento de su estructura interna, lo cual ha dado al traste con los principios citados, que eran considerados como indivisibles y poco menos que dogmáticos. Pág. 46</p>
LFA28	4- Los protones no han sido nunca aislados, pero no obstante su agrupación con los electrones, constituyendo los núcleos, parece ser que su masa sólo varia de unos átomos a otros mediante cuantos elementales, cuya unidad es el átomo de hidrógeno. Pág. 50 <p>Según Rutherford (1915), un átomo consta de un núcleo central de estructura desconocida en muchos elementos, en el que está concentrada la mayor parte de dicho átomo integrado por protones y electrones, pero con carga eléctrica positiva, alrededor del cual giran en diferentes planos, según órbitas concéntricas de radio variable, electrones cuyo número constituye una característica del elemento a que pertenece. Págs 47-48</p>
LFA28	5- Los protones no han sido nunca aislados, pero no obstante su agrupación con los electrones, constituyendo los núcleos, parece ser que su masa sólo varia de unos átomos a otros mediante cuantos elementales, cuya unidad es

	el átomo de hidrógeno. Pág. 50
LFA28	6- estas partículas son consideradas como el límite de división al que puede llegar un carga eléctrica, y recibe el nombre de electrones, cuando esta carga es negativa, y protones cuando es positiva, existiendo ambas en el átomo en cantidades, tales que el conjunto sea eléctricamente neutro. Pág. 47
LFA28	12- Según Rutherford (1915), un átomo... Pág. 47
LFA28	13- Según Rutherford (1915), un átomo consta de un núcleo central de estructura desconocida en muchos elementos, en el que está concentrada la mayor parte de dicho átomo integrado por protones y electrones, pero con carga eléctrica positiva, alrededor del cual giran en diferentes planos, según órbitas concéntricas de radio variable, electrones cuyo número constituye una característica del elemento a que pertenece. Págs 47-48.
LFA28	18- ...las órbitas de los electrones, y estos, los puntos en ella señalados; por sencillez en la representación, hemos supuesto todas las órbitas de forma circular y, además, en el mismo plano. Pág. 48.
LFA28	20- las órbitas se designan por las letras L, M, N, P, Q, comenzando por la más próxima al núcleo y el número de electrones correspondientes a cada una de ellas se sigue por medio de la Ley de Rydberg (1914), que exponemos a continuación: Órbita L, 2 electrones $2x1^2$, Órbita M, 2 electrones $2x1^2$, Órbita N, 2 electrones $2x2^2$, Órbita O, 2 electrones $2x2^2$, Órbita P, 2 electrones $2x3^2$, Órbita Q, 2 electrones $2x3^2$ Pág. 49.
LFA28	21-; las órbitas se designan por las letras L, M, N, P, Q, comenzando por la más próxima al núcleo y el número de electrones correspondientes a cada una de ellas se sigue por medio de la Ley de Rydberg (1914), que exponemos a continuación: Órbita L, 2 electrones $2x1^2$, Órbita M, 2 electrones $2x1^2$, Órbita N, 2 electrones $2x2^2$, Órbita O, 2 electrones $2x2^2$, Órbita P, 2 electrones $2x3^2$, Órbita Q, 2 electrones $2x3^2$ Pág. 49.
LFA28	30- Valencias positivas y negativas. Los electrones se mueven en órbitas sensiblemente concéntricas, más bien elípticas cuyo foco es el núcleo, análogas a las órbitas de los planetas manteniéndose alejados del núcleo no obstante sus cargas eléctricas contrarias por la acción de la fuerza centrífuga y otras causas más o menos discutidas; las órbitas se designan por las letras L, M, N, P, Q Pág. 48.
LFA28	34- teoría de los cuantos. En la transmisión de la energía por medio de radiaciones se ha observado que la cantidad de aquella radiada o absorbida no es susceptible de una variación continua, sino que sólo existen diferencias finitas, las cuales se denominan cuantos o cuantos, que son siempre un múltiplo entero de un cuanto o quantum fundamental directamente proporcional a la frecuencia de las ondas electromagnéticas

	<p>que determinan la transmisión y cuya expresión es $E=h \cdot \nu$ Pág. 80</p> <p>El desarrollo de esta teoría, concebida de un modo abstracto por Planck y adecuada y generalizada por Einstein, nos llevaría demasiado lejos y nos separaría del objetivo principal que perseguimos. Pág. 80.</p>
LFA28	<p>37- pero se ha observado, por los movimientos que están dotados, acusan masas que no son constantes sino que varían con la velocidad (su orden de magnitud es de 1/900 de la del átomo menor de los elementos conocidos) se discuten si gravitan o no son masas mariales; pero se ha observado, por los movimientos que están dotados, acusan masa que no son constantes sino que varían con la velocidad (su orden de magnitud es de 1/900 de la del átomo menor de los elementos conocidos), lo cual hace suponer que no existen como tales masas, sino que son una apariencia externa de la concentración de energía, en cuyo caso otro tanto podría decirse del átomo y en general de la materia. Pág. 47.</p> <p>34- El desarrollo de esta teoría, concebida de un modo abstracto por Planck y adecuada y generalizada por Einstein, nos llevaría demasiado lejos y nos separaría del objetivo principal que perseguimos. Pág. 80.</p> <p>...mediante los cuales se ha visto que la masa de los electrones aumenta con la velocidad y las modernas teorías relativistas, contradicen por completo el principio de la conservación de la materia. Pág. 80</p> <p>La cantidad de energía total acumulada en un cuerpo se expresa por la siguiente fórmula, debida también a Einstein $E=m \cdot v^2$ en la que m y v tienen los mismos significados que antes, y siendo tanto v^2 una constante, deducimos la equivalencia entre masa o sea, materia y energía</p>

1929 -21 ítems citados.

Vitoria Eduardo, *Manual de química moderna*. Estudios teórico-práctico del Instituto Químico de Sarria, Barcelona, Tipografía Católica Casals, Librería Casa Editorial, Imprenta Pontificia, Decima Edición, Barcelona, 1929.

VE29	<p>2-Las partículas lanzadas por el cátodo de un tubo previamente lleno de determinados gases y sometido a un gran vacío (0.001 mm de mercurio) tubos Crookes y a la acción de las chispas de inducción, son siempre partículas negativas cualquiera que sea el metal del cátodo y el gas incluido en el tubo. Pág. 426-823.</p>
VE29	<p>4-Los rayos canales o positivos fueron descubiertos por Goldstein (1886); son invisibles, van en dirección opuesta a los rayos catódicos y salen del cátodo p, si éste es una placa perforada. Pág. 835-433.</p>
VE29	<p>5- 828. El continuo. – la teoría electrónica actual excluye el continuo molecular, desde el momento que no sólo supone los átomos separados en la molécula, sino también los constitutivos del átomo, los electrones y los protones. Por tanto, no cabe otro continuo que en la masa del electrón y el protón y el medio que los envuelve. Pág. 827-427. 830. La diversidad esencial</p>

	<p>atómica que defendió siempre la química en los distintos elementos, desaparece también en la escena, desde el punto de vista que todos los átomos quedan integrados en último término por electrones (periféricos y nucleares) y protones y todos los electrones son idénticos, como lo son también los protones. La diferencia esencial está pues, en el número y éste no cambia con la especie. Pág. 830-431. 838. Suelen llamar algunos neutrón a la molécula formada por un anión (-) y un catión (+) (o por varios según los casos) p. ej, $H^+ + Cl^- = ClH$ (neutrón): $SO_4^- + 2 H^+ = SO_4H_2$ (neutrón). Pág. 836-433. Se desconocen la colocación de los protones y electrones en el núcleo y las fuerzas que los traban y equilibran es, por tanto, un mundo casi cerrado. Pág. 434-842.</p>
VE29	<p>8-J. J. Thomson siguiendo la idea de Lord Kelvin, considero todo el átomo (+) y en él repartidos los electrones (-). El átomo se miraba como un sistema estático, lo cual hoy desechan casi unánimemente todos los químicos, físicos atomistas, pero sirvió a Thomson para contar los electrones en cada átomo. Pág. 898-455.</p>
VE29	<p>10-870. las rayas espectrales que aparecen agrupados en serie, como hemos dicho (857 sigs), fueron ya antes correlacionadas por la Ley de Balmer, deducida empíricamente por este físico Suizo en 1885. Pág. 858-441.</p>
VE29	<p>11- Lyman, Balmer, Paschen. Pág. 446-871.</p>
VE29	<p>12- 901. E. Rutherford se imaginaba el átomo como un sistema dinámico (la primera idea de esta representación fue de Perrin en 1901, pero se desechó entonces, porque llevaba necesariamente a un átomo inestable; inestabilidad que hay que juzgar esencial en cierto sentido), formado un sistema solar con órbitas elípticas: su núcleo (+) en un foco alrededor gravitan los electrones, como planetas: la ley electrostática de Coulomb es análoga a la ley de gravitación de Newton. Este sistema planetario resulta sin embargo más complejo, por la mutua repulsión de los electrones. Págs. 898-455 y 456-902.</p>
VE29	<p>13-901. E. Rutherford se imaginaba el átomo como un sistema dinámico (la primera idea de esta representación fue de Perrin en 1901, pero se desechó entonces, porque llevaba necesariamente a un átomo inestable; inestabilidad que hay que juzgar esencial en cierto sentido), formado un sistema solar con órbitas elípticas. Págs. 898-455 y 456-902.</p>
VE29	<p>15- 907. Niels Bohr (1913) apoyado en la teoría de los cuanta de Planck vino a establecer una hipótesis que le ha alcanzado gran renombre y ha sido de una aceptación bastante general. Pág. 907-457</p>
VE29	<p>16-906. Esta representación de Rutherford implica inestabilidad esencial espontánea en el átomo, porque el electrón gira alrededor del núcleo, acabará por precipitarse sobre éste, porque al perder energía en su rotación, el círculo de giro se irá achicando continuamente. –Además deja sin explicar la distribución de las rayas espectrales. Pág. 907-457</p>

VE29	18-902. Como el átomo es neutro, se requieren tantos electrones satélite (-) como unidades expresa el n. a. Y como el átomo es un edificio estable, se requiere que los electrones, en número definido, estén en una misma superficie esférica, cuyo centro es el núcleo: si el número de electrones excede ciertos límites, se forman dos o más capas concéntricas, en las que aquellos se distribuyen convenientemente. Pág. 456-902. Supone, pues, Bohr que el electrón puede girar en más o menos círculos planos concéntricos (pero siempre determinados por la carga del núcleo o n. a.) Pág. 907-457.
VE29	19- Calcúlese lo que se puede esperar en los átomos más pesados; algo indican las figuras 249 y 250 donde los números 1, 2, 3, 4... corresponden a los grupos K, L, M... antes citados (867) y los sub-índices representan los sub-grupos. Pág. 458-907.
VE29	20- He (2), Ne (2,8), Ar (2,8,8), Kr (2,8,18,8), Xe (2,8,18,18,8). Págs. 448-449.
VE29	21-857. Las series de rayos- Las rayas que forman los espectros X se agrupan en varias series, desiguales por las letras K, L, M, N etc., correspondientes a otras tantas órbitas: las principales, las que figuran más son la K, L, M Pág. 440-856.
VE29	24-Ahora bien, según la teoría de Planck, las órbitas estacionarias (supuestas circulares) resultan tener por radios valores proporcionales a los cuadrados de los números enteros sucesivos y para tales órbitas corresponden otros tantos valores definidos de la energía total del electrón. Pág. 907-457.
VE29	26-907. Niels Bohr (1913) apoyado en la teoría de los quanta de Planck vino a establecer una hipótesis que le ha alcanzado gran renombre y ha sido de una aceptación bastante general. Se fundó en que la frecuencia ν de la oscilación que produce las líneas del espectro, viene dada por la diferencia de dos términos $1/n^2$ y $1/m^2$ (n y m números enteros) en la fórmula de Balmer (870). Y como según dijimos $\epsilon=h \cdot \nu$, pensó en expresar la energía del electrón bajo la forma de una diferencia $w-w'$ entre las energías de dos estados estacionarios, en que el electrón, pasando de la mayor a la menor, irradia la energía $\epsilon=w-w'$. Al irradiar energía, dice Bohr, es cuando el electrón emite una raya, por eso, mientras gira sin cambiar de órbita no hay emisión. Se ve, pues, que la $\nu=(w-w')/h$ resulta proporcional a la caída de energía que acompaña al tránsito, el salto del electrón de una a otra órbita más interior, más estable, más próxima al núcleo. Pág. 907-457
VE29	29-908. Sommerfeld da a las órbitas forma elíptica en uno de cuyos focos está el núcleo. Explica hasta en sus menores detalles la estructura de los espectros que las fundándose en la variabilidad de la masa del electrón, según su mayor o menor velocidad (teoría relativista) ya que las velocidades de los electrones satélites son comparables con la de la luz. Las elipses que recorren tienen un movimiento de Perihelio; a cada número n de quanta corresponden varias elipses que no poseen la misma energía, por tanto difieren los mecanismos

	que producen una raya de Balmer. Pág. 908-459.
VE29	30-901. E. Rutherford se imaginaba el átomo como un sistema dinámico (la primera idea de esta representación fue de Perrin en 1901, pero se desechó entonces, porque llevaba necesariamente a un átomo inestable; inestabilidad que hay que juzgar esencial en cierto sentido), formado un sistema solar con órbitas elípticas. Pág. 898-455 y 456-902.
VE29	34- La energía ϵ del electrón es proporcional a v así $\epsilon=h \cdot v$ (h es la constante universal de Planck o sea $6,554 \cdot 10^{-27}$ (Planck-Einstein) Pág. 426-823 860. También hay otra relación interesante $h \cdot v = E \epsilon$. Que nos enlaza la energía E de un electrón (de carga e sometido a la tensión E que existe en el interior del tubo Röntgen) transformada totalmente en vibratoria y la máxima frecuencia v resultante de su choque con tra el anticátodo. Pág. 858-441.
VE29	37- Con ser tan enorme esta energía sólo es la 1/7000 parte de la total almacenada en 1 gramo de Ra; pues la relación entre la masa M ; la energía ϵ y la velocidad de la luz c , según los relativistas $M=\epsilon/c^2$ de donde $\epsilon = mc^2$. Pág. 898-455.
VE29	38-908. Sommerfeld da a las órbitas forma elíptica en uno de cuyos focos está el núcleo. Explica hasta en sus menores detalles la estructura de los espectros que las fundándose en la variabilidad de la masa del electrón, según su mayor o menor velocidad (teoría relativista) ya que las velocidades de los electrones satélites son comparables con la de la luz. Las elipses que recorren tienen un movimiento de Perihelio; a cada número n de quanta corresponden varias elipses que no poseen la misma energía, por tanto difieren los mecanismos que producen una raya de Balmer. Pág. 908-459.

1931- 10 ítems citados.

Gregorio Rocasolano, Antonio de, *Tratado de Química contiene las más importantes aplicaciones a las artes, industrias, agricultura, medicina, higiene, etc*, Imprenta Ed. Gambón, 5ª edición revisada, Zaragoza. 1931.

GRA31	2-Cuando una corriente eléctrica pasa por unos gases enrarecidos encerrados en tubos (de Faraday, de Geisser y de Crookes) se producen una serie de interesantísimos fenómenos, de cuyo estudio se ha deducido la constitución del fluido eléctrico y la estructura atómica de la electricidad. Pág. 126. En los tubos de Crookes del electrodo negativo salen normalmente los llamados rayos catódicos que se propagan en línea recta. Pág. 127. Los elementos discretos que forman los rayos catódicos, son los electrones y se ha calculado su masa aparente, que varía con su velocidad, resultando igual a 1830 veces la del átomo de hidrógeno. Pág. 127.
GRA31	5-El átomo no está uniformemente lleno de materia, sino constitutivo por un sistema de partículas positivas y negativas animados de movimientos estacionarios. Pág. 33. Teoría electrónica. El modo más sencillo de explicar porque las cantidades de electricidad que toman los iones, son tan invariables

	<p>como las masas de los átomos es el admitir para la electricidad una estructura atómica y la existencia de partículas elementales con carga eléctrica negativa que se llaman electrones, con lo cual, y admitiendo que cada ion toma un cierto número entero de estas partículas. La ley de Faraday se interpreta de un modo análogo a las leyes estequiometrias de la combinación de Proust y Dalton. Una partícula positiva, si se une a otra negativa de igual carga, forma la partícula eléctrica neutra, el neutrón. Pág. 126. Los protones no han sido nunca aislados, pero no obstante su agrupación con los electrones, constituyendo los núcleos, parece ser que su masa sólo varia de unos átomos a otros mediante cuantos elementales cuya unidad es el átomo de hidrógeno. Pág. 50.</p>
GRA31	<p>12-Rutherford y Bohr documentando sus ideas con muchos hechos experimentales, han establecido la hipótesis que supone a los átomos formados por un núcleo material cargado positivamente y un cierto número de electrones que giran a su alrededor (planetarios) cuya carga total es igual a la del núcleo pero de sentido contrario. Pág. 34.</p>
GRA31	<p>13-Como consecuencia de recientes investigaciones, se admite hoy que el átomo no es indivisible, sino un conjunto complicadísimo de unidades más simples (a las que nos referiremos al tratar del concepto del electrón) que dotados de grandes velocidades, se mueven en diferentes condiciones dinámicas, alrededor de núcleos con los cuales se relaciona mediante fuerzas atractivas. Pág. 33. El núcleo del átomo, posee una cierta carga positiva (múltiplo entero de la carga negativa del electrón) que determina el concepto de número atómico de los elementos. Pág. 34.</p>
GRA31	<p>14- Como consecuencia de recientes investigaciones, se admite hoy que el átomo no es indivisible, sino un conjunto complicadísimo de unidades más simples (a las que nos referiremos al tratar del concepto del electrón) que dotados de grandes velocidades, se mueven en diferentes condiciones dinámicas, alrededor de núcleos con los cuales se relaciona mediante fuerzas atractivas. Pág. 33.</p>
GRA31	<p>15- Rutherford y Bohr documentando sus ideas con muchos hechos experimentales, han establecido la hipótesis que supone a los átomos formados por un núcleo material cargado positivamente y un cierto número de electrones que giran a su alrededor (planetarios) cuya carga total es igual a la del núcleo pero de sentido contrario. Pág. 34.</p>
GRA31	<p>21-Cuando los rayos catódicos o rayos X actúan sobre diferentes elementos, estos emiten radiaciones que difieren por su dureza y se denominan serie K, L, O, M. Pág. 156.</p>
GRA31	<p>34-En la teoría de los cuantos interviene una constante universal h denominada por Planck cuanto de acción (energía x tiempo) cuyo valor es $h=6,56 \cdot 10^{-27}$ erg sg y la teoría supone que la acción de un proceso natural de naturaleza mecánica electromagnética o química no puede tener un valor</p>

	arbitrario sino que ha de ser un múltiplo entero del cuanto de acción h . la acción más pequeña que puede observarse coincide con este cuanto elemental. La fórmula fundamental que relaciona el cuanto de acción h con los cuantos de energía ϵ , es $\epsilon=h\cdot\nu$. Pág. 128. El desarrollo de esta teoría, concebida de un modo abstracto por Planck y aclarada y generalizada por Einstein nos llevaría demasiado lejos y nos separaría del objeto primordial que perseguimos. Pág. 50.
GRA31	37- Según Einstein, el concepto de masa tal como la hemos expuesto, o sea, como relación entre la fuerza que actúa sobre un cuerpo y aceleración del movimiento ocasionado por ella, que hemos supuesto constante resulta que es variable con la velocidad que tenía el cuerpo anteriormente, haciendo la distinción de masa en reposo m_0 cuando dicha velocidad es 0 y de masa de inercia m que corresponde a una velocidad determinada v , las cuales están ligadas por medio de la fórmula... la cantidad de energía total acumulada es un cuerpo se expresa según la siguiente fórmula debida también a Einstein. $E=mc^2$ deducimos la equivalencia entre masa, o sea materia y energía. Pág. 51.
GRA31	42- Las ideas actuales sobre la constitución del átomo, a las que nuevamente haremos referencia más adelante, tienen un gran interés científico, y en el desarrollo de la química física mucha importancia, pero conviene advertir, que por las características del átomo que acabamos de citar, el átomo se presenta con características específicas propias, luego, pueden exponerse todos los hechos experimentales que forman la química descriptiva, sea cual fuere la constitución íntima de esta pequeña masa material, que es la más pequeña cantidad de materia que puede entrar en reacción. Pág. 34. Con lo que ha perdido todo su valor el principio de la conservación de ellos, los descubrimientos de la constitución del átomo y los estudios que ha dado lugar, mediante los cuales se ha visto que la masa de los electrones aumenta con la velocidad y las modernas teorías relativistas, contradicen por completo el principio de la conservación de la materia. Pág. 50.

1934 a. 29 ítems citados.

Calvet, E. Química General Aplicada a la Industria con prácticas de laboratorio. I Química Inorgánica, Preliminares y cuerpos simples, Salvat Editores, S. A. 1ª Edición. Madrid. 1934.

CE 34	2-Crookes, que fue uno de los primeros físicos que estudiaron los rayos catódicos... Pág. 195. Los rayos catódicos combinan cargas eléctricas que no están unidas a una masa extraña sino que están formados por electrones negativos libres Pág. 198.
CE 34	3-Millikan en 1908 propuso un método que puede considerarse como definitivo, permitiendo medir con precisión extraordinaria el valor de la carga del electrón. Pág. 201.

CE 34	4- Rayos canales- Al pasar la corriente eléctrica en un tubo de vacío provisto de electrodos no solamente se observan los rayos catódicos constituidos por los electrones, sino también otros rayos como la carga positiva, llamadas rayos canales. Pág. 205.
CE 34	5- Sobre todo Stoney, físico inglés que en 1874 fue el primero en enunciar claramente dicho carácter atómico proponiendo el nombre de electrones. Pág. 190. Admitimos que los átomos de los diversos cuerpos están constituidos por protones y electrones queda planteada la cuestión sobre cuál es la estructura del núcleo positivo y cómo están dispuestos los electrones alrededor del mismo. Pág. 249. Teorías dinámicas debidas principalmente a físicos como Rutherford, Bohr, y Nicholson que consideran los núcleos atómicos formadas por protones y electrones, alrededor de los cuales otros electrones externos describen órbitas parecidas a las de los planetas alrededor del sol. Pág. 250. Aún cuando el importante problema de la estructura del núcleo atómico no puede considerarse como definitivamente resuelto, tenemos ya una serie de datos que nos permite afirmar que gran parte de los electrones nucleares se encuentran formando núcleos de helio con los correspondientes protones. Pág. 329.
CE 34	8-Las teorías estáticas entre las cuales se encuentra la de J.J.Thomson y la de Lewis y Langmuir, fundadas en las propiedades químicas y analogías de los elementos, reveladas en la clasificación periodica... Pág. 250.
CE 34	9-Diez años más tarde, estudiando Rutherford el paso de los rayos α a través de la materia, pudo llegar a una concepción parecida, aunque mucho más profunda... Pág. 251.
CE 34	10-En efecto la complejidad de los átomos se revelaba en los espectros de emisión de los distintos elementos, espectros formados por numerosas líneas que sólo pueden explicarse suponiendo que en los átomos se originan vibraciones de frecuencia determinada. Pág. 249.
CE 34	11- Lyman (p.263), Balmer (p.261), Paschen (p.262), Brackett (p.263).
CE 34	12-El átomo de Rutherford, siguiendo las ideas de Perrin, se nos presenta, pues como un sistema solar en miniatura en cual el núcleo positivo representa el sol y los electrones más o menos numerosos representan los planetas que giran alrededor del mismo. Pág. 252.
CE 34	13-En una conferencia dada por Perrin en 1901, enuncio la idea de que los átomos deben constituir sistemas análogos al solar, en los cuales los electrones gravitan alrededor de los núcleos atómicos como los planetas alrededor del sol. Pág. 250.
CE 34	14-La diferencia existente entre el sistema planetario y el que constituye los átomos estriba en que, en primero, los planetas se atraen mutuamente, mientras que los electrones del átomo se repelen, según la ley de Coulomb. Pág. 252. Esta fuerza es también igual al producto de la masa m del electrón por su aceleración centrípeta. Vn^2 / rn ; es decir, $F=mvn^2/rn$ Pág. 272.

CE 34	15-EL átomo de Bohr – En 1931, el danés Bohr publicó una serie de trabajos en los cuales exponía una nueva teoría sobre la estructura del átomo, que revolucionó los conocimientos hasta entonces existentes sobre dicha materia. Pág. 265.
CE 34	16- En efecto, al describir los electrones órbitas elípticas alrededor del núcleo central positivo, su velocidad cambiaría sin cesar de magnitud y de dirección, ya que, según la teoría electromagnética de Maxwell –Lorentz, cualquier aceleración de un cuerpo cargado de electricidad va acompañada de radiación y provoca la emisión de ondas electromagnéticas que le hacen perder cierta cantidad de energía. Por consiguiente, la trayectoria elíptica de los electrones alrededor del núcleo central, tal y como la imaginaba Perrin, formaría un verdadero oscilador eléctrico, análogo a un pequeñísimo emisor de radiocomunicación recorrido por una corriente alterna; como este sistema emitiría ondas cuyo periodo sería igual a la de la duración de la revolución del electrón, se produciría un gasto de energía mecánica, y el electrón debería poco a poco disminuir su órbita y su velocidad, hasta caer inerte sobre el núcleo positivo. Pág. 250-251.
CE 34	17- En efecto, al describir los electrones órbitas elípticas alrededor del núcleo central positivo, su velocidad cambiaría sin cesar de magnitud y de dirección, ya que, según la teoría electromagnética de Maxwell –Lorentz, cualquier aceleración de un cuerpo cargado de electricidad va acompañada de radiación y provoca la emisión de ondas electromagnéticas que le hacen perder cierta cantidad de energía. Por consiguiente, la trayectoria elíptica de los electrones alrededor del núcleo central, tal y como la imaginaba Perrin, formaría un verdadero oscilador eléctrico, análogo a un pequeñísimo emisor de radiocomunicación recorrido por una corriente alterna; como este sistema emitiría ondas cuyo periodo sería igual a la de la duración de la revolución del electrón, se produciría un gasto de energía mecánica, y el electrón debería poco a poco disminuir su órbita y su velocidad, hasta caer inerte sobre el núcleo positivo. Pág. 250-251.
CE 34	18-El electrón del átomo de hidrógeno, a consecuencia de un choque con otro electrón o con otro átomo o también por absorción de radiaciones, pierde, por ejemplo, cierta cantidad de energía para separarse del núcleo y gravitar a una distancia cuyo radio es $r=(n^2h^2)/4\pi^2me^2$. Pág. 276. Un electrón según la idea primitiva de Bohr, se situaba en la órbita exterior, mientras esta no estuviese completa, porque pasado cierto número de electrones se formaba una órbita nueva; pero en la actualidad el concepto de anillo electrónico ha sido sustituido por otro, algo vago, de capas electrónicas, cada una de las cuales envuelve a las precedentes y puede contener cierto número de electrones hasta quedar saturada, llegado lo cual se forma una capa nueva. Pág. 283.
CE 34	19- Cada capa consta de varios subgrupos, que no guardan relación sencilla con los niveles de energía de la misma, como puede verse en la siguiente tabla: Pág. 324.

		Capas	K	L	M	N	O	P	Q
		Número de subgrupos	1	2	3	4	5	6	7
		Número de niveles de energía	1	3	5	7	5	3	
CE 34	21- Pág. 324.								
		Capas	K	L	M	N	O	P	Q
		Número de subgrupos	1	2	3	4	5	6	7
		Número de niveles de energía	1	3	5	7	5	3	
CE 34	23- En la primera teoría de Bohr a cada órbita posible de un electrón corresponde una cantidad de energía determinada del átomo; a estas orbitas podemos llamarlas ahora niveles de energía. Pág. 283.								
CE 34	24-Segundo postulado de Bohr.- Cuando un electrón se mueve sobre una de las órbitas posibles, satisfaciendo la ecuación del primer postulado, no emite radiaciones, y por tanto no gasta energía. Pág. 270.								
CE 34	26-Tercer postulado de Bohr.- Cuando un electrón pasa de una órbita posible n a otra n' , más próxima al núcleo del átomo, la energía perdida por el mismo se transforma en un quantum de energía radiante emitida por el átomo en aquel instante; $w_{n,n'} = w_n - w_{n'} = h \cdot \gamma_{n,n'}$ Pág. 272.								
CE 34	28-Primer postulado de Bohr.- el movimiento de los electrones sólo puede realizarse en órbitas para las cuales el momento de la cantidad de movimiento del electrón es igual a un múltiplo entero de $h/2\pi$ en cuya expresión h es la constante de Planck. Tendremos, la expresión $mvr_n = n \cdot h/2\pi$. Pág. 267.								
CE 34	29- La teoría de Bohr fue completada por Sommerfeld ampliándolo y formando un conjunto indivisible con la teoría del origen de los espectros. Pág. 265.								
CE 34	30-Bohr supone que los electrones describen alrededor del átomo órbitas circulares, y como su movimiento se efectúa según la ley de Coulomb, análoga a la ley de gravitación universal, debe creerse que en realidad esas órbitas son elipses. Pág. 267. Condujo a Sommerfeld a suponer que las orbitas posibles de los electrones son mucho más numerosas de lo que indica la teoría de Bohr, y que se mueven en orbitas elípticas en las cuales el núcleo ocupa uno de los focos. Pág. 283.								
CE 34	31-Sabemos según Sommerfeld, que cada órbita de electrones está caracterizada por dos números cuánticos, uno principal o radial n_r y otro secundario o acimutal n_ψ que pueden adoptar los valores 1,2,3,4 y por lo tanto, mientras que todas las órbitas de los electrones de una capa determinada tienen el mismo número cuántico radial n_r , cada una de dichas orbitas queda dividida en subgrupos compuestos de electrones que tienen el mismo número acimutal n_ψ y satisfacer condiciones cuánticas semejantes, llegando a formar hasta ocho órbitas diferentes en un mismo subgrupo... Pág. 327.								
CE 34	34-Para demostrar la fórmula anterior debemos recurrir a la teoría de la quanta, cuyos fundamentos hemos expuesto en el capítulo IV expresada por la								

	relación $\epsilon=h\cdot\gamma$. Pág. 267.
CE 34	37-La inercia de la masa. $m - m_0 = E_{cin}/c^2$, la variación de la masa por causa del movimiento es igual a la energía cinética dividido por el cuadrado de la velocidad de la luz. Pág. 32.
CE 34	38- En efecto, al describir los electrones órbitas elípticas alrededor del núcleo central positivo, su velocidad cambiaría sin cesar de magnitud y de dirección, ya que, según la teoría electromagnética de Maxwell –Lorentz, cualquier aceleración de un cuerpo cargado de electricidad va acompañada de radiación y provoca la emisión de ondas electromagnéticas que le hacen perder cierta cantidad de energía. Por consiguiente, la trayectoria elíptica de los electrones alrededor del núcleo central, tal y como la imaginaba Perrin, formaría un verdadero oscilador eléctrico, análogo a un pequeñísimo emisor de radiocomunicación recorrido por una corriente alterna; como este sistema emitiría ondas cuyo periodo sería igual a la de la duración de la revolución del electrón, se produciría un gasto de energía mecánica, y el electrón debería poco a poco disminuir su órbita y su velocidad, hasta caer inerte sobre el núcleo positivo. Pág. 250-251. Sommerfeld ha introducido esta corrección en sus cálculos, teniendo en cuenta que en las orbitas más elípticas, la velocidad de los electrones debe variar constantemente alcanzando su máximo en el perihelio y su mínimo en el afelio, la masa de los mismos, deberá pues, experimentar cambios continuos, tanto más marcados cuanto mayor sea la excentricidad de la órbita. Pág. 287-288.
CE 34	41-La causa de las diferencias entre unas y otras teorías deberemos explicárnosla admitiendo que, como dice Heisenberg, es muy probable que las concepciones que no pueden revelarse ni medirse de ningún modo, ni siquiera mediante experiencias ideales, no corresponden exactamente a la realidad, tal como nosotros la imaginamos. Pág. 250.
CE 34	Lewis- Langmuir; las teorías estáticas entre las cuales se encuentra las de J.J. Thomson y la de Lewis y Langmuir, fundadas en las propiedades químicas y analógicas de los elementos, reveladas en la clasificación periódica, particularmente la teoría de Lewis-Langmuir, es satisfactoria desde el punto de vista químico y permite también explicar una serie de propiedades químicas. Pág. 250.

1934- 13 ítems citados.

Ipiens Lacasa, Antonio, *Química inorgánica. Tomo 1*, 2ª Edición, Establecimiento Tipográfico de A. Medina, Toledo, 1934.

ILA34	2-Los cuantos de electricidad negativa, electrones negativos, o simplemente electrones o negatrones, se han arrancado a la materia en los fenómenos de descarga en los gases, en los tubos que se llaman de Crookes y Coolidge. Pág. 24. Del cátodo salen entonces un haz de rayos normal a su superficie (rayos catódicos), los cuales están constituidos por electrones que se mueven...
-------	--

	Pág.24.
ILA34	3-...averiguando la magnitud de la carga eléctrica de un electrón (Millikan)... Pág.11.
ILA34	4- Del ánodo sale al mismo tiempo otro haz de rayos corpusculares (rayos anódicos), que se dirige al cátodo, y está formado por átomos o moléculas del gas que forma el tubo. Pág. 25.
ILA34	5- Al átomo de helio se imagina constituido por un núcleo, el He^{2+} que consta de cuatro protones y dos electrones y una envoltura formada por dos electrones circulares. En resumen, se admite que los electrones, protones y los iones He^{2+} son los compuestos fundamentales de la materia, y, en último término, que ésta consta de protones y electrones convenientemente ligados. Pág. 285.
ILA34	12- Rutherford, en 1911. supuso... Pág.26.
ILA34	13- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas, y en número exactamente preciso para mantener la electroneutralidad del átomo. Pág 26.
ILA34	14- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares y en número exactamente preciso para mantener la electroneutralidad. El sistema es estable porque la fuerza centrífuga de los electrones equilibra en todo momento a la atracción electrostática que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 26.
ILA34	15- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 27.
ILA34	16- El átomo de Rutherford puede emitir toda clase de ondas electromagnéticas. Además, dicho modelo no es estacionario, puesto que, según las leyes de la electromecánica clásica, siempre que los electrones giren alrededor del núcleo emiten energía en forma de radiación electromagnética, lo que exige que con el tiempo caigan aquellos sobre el núcleo. Pág. 26.
ILA34	18- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas, y en número exactamente preciso para mantener la electroneutralidad del átomo. Pág 26.
ILA34	19- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 27.
ILA34	20- En estos periodos el número de elementos los determina la fórmula $2xn^2$ en los que n toma los valores 1, 2, 3, 4; así que dichos números son 2, 8, 18 y 32, respectivamente, conforme ya se ha expuesto. Pág18

ILA34	21- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 27.
ILA34	29- Borh y Sommerfeld... Pág. 26.
ILA34	30- ...alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas Pág. 26.
ILA34	34-Teoría de los quanta. En la transmisión de la energía por medio de radiaciones se ha observado que la cantidad de aquella radiada u observada no es susceptible de una variación continua, sino que sólo existen diferencias finitas, las cuales se denominan cuantos o quanta, que son siempre un múltiplo entero de un quanta o quantum fundamental directamente proporcional a la frecuencia de las ondas electromagnéticas que determinan la transición y cuya expresión es $E=h \cdot v$. Pág. 50.

1935. 17 ítems citados.

Lora Tamayo, Manuel, *Química para médicos*, establecimiento tipográfico de A. Medina, Toledo, 1935.

LTM35	5-Los átomos a su vez, constan de partículas con carga positiva, protones y de electrones con carga negativa. Pág. 1
LTM35	9- De las experiencias de penetración de las radiaciones corpusculares de los elementos radioactivos a través de la materia, se deduce que el espacio ocupado por el átomo está vacío en su mayor parte y que los protones y electrones en él no ocupan más espacio que los planetas en el sistema planetario. Pág. 1
LTM35	12- En el modelo atómico de Rutherford-Bohr... pág. 1.
LTM35	13- ...se deduce que el espacio ocupado por el átomo está vacío en su mayor parte y que los protones y electrones en él no ocupan más espacio que los planetas en el sistema planetario. Pág. 1
LTM35	14-El hecho de que los electrones exteriores al núcleo no se precipiten sobre él por la mutua atracción de las cargas de signo contrario, lo explica Bohr admitiendo la existencia de un movimiento de rotación de los electrones en torno al núcleo, por virtud del cual, la fuerza centrífuga equilibra la de atracción que este ejerce. Pág. 3.
LTM35	15- En el modelo atómico de Rutherford-Bohr... pág. 1. ... lo explica Bohr, admitiendo... pág. 3
LTM35	16- Este hecho experimentalmente comprobado no tiene explicación en la electrodinámica clásica de Maxwell, a sustituirle vino la teoría de los quanta (Planck, Einstein)... Pág. 3.
LTM35	17- Este hecho experimentalmente comprobado no tiene explicación en la electrodinámica clásica de Maxwell, a sustituirle vino la teoría de los quanta

	(Planck, Einstein)... Pág. 3.
LTM35	18-Si dejara de equilibrarse la fuerza centrífuga y la de atracción nuclear, varia el radio de las órbitas de los electrones... pág. 3
LTM35	19- Los electrones están dispuestos por pisos, que van formándose de dentro hacia la parte exterior del átomo, el piso mas interior como máximo dos electrones, los pisos contiguos a lo más 8, 8, 18 o 36 electrones. Págs. 1-2
LTM35	20- , el piso mas interior como máximo dos electrones, los pisos contiguos a lo más 8, 8, 18 o 36 electrones. Págs. 1-2
LTM35	23- Si dejara de equilibrarse la fuerza centrífuga y la de atracción nuclear, varía el radio de las órbitas de los electrones, pero no de cualquier manera, sino dependiendo del número de quanta que varían en el núcleo. Pág. 3 Los electrones rodean al núcleo a distancias determinadas y en el paso a describir una nueva órbita ha de corresponder a ésta un cuanto de acción múltiplo del suyo primitivo, no pudiendo ocupar nunca posiciones intermedias. Pág. 3.
LTM35	25-Si dejan de equilibrarse la fuerza centrífuga y la de atracción nuclear, varia el radio de las órbitas de los electrones, pues no de cualquier manera, sino dependiendo del número de quanta que varían en el núcleo, los electrones rodean al núcleo a distancias determinadas y en el paso a describir una nueva órbita ha de corresponder a ésta un cuánto de acción múltiplo del suyo primitivo, no pudiendo ocupar nunca posiciones intermedias. Págs. 2-3.
LTM35	34-Las variaciones de la energía no tienen lugar de un modo continuo sino discontinuamente por quanta. Este, hecho, experimentalmente comprobado, no tiene explicación en la electrodinámica de Maxwell. A sustituirle viene la teoría de los quanta (Planck, Einstein). Pág. 4 ...y la menor cantidad de energía de esta radiación, su fotón $e=hv$. Pág. 4.
LTM35	36- ...y la menor cantidad de energía de esta radiación, su fotón $e=hv$. Pág. 4.
LTM35	37- Este hecho experimentalmente comprobado no tiene explicación en la electrodinámica clásica de Maxwell, a sustituirle vino la teoría de los quanta (Planck, Einstein)... Pág. 3. ...y la menor cantidad de energía de esta radiación, su fotón, $e=h \cdot \gamma$
LTM35	39- Pero en los últimos años se ha llegado a la concepción de que, no sólo la energía, sino también la materia posee siempre una longitud de onda determinada y, al contrario, que no sólo los protones y electrones, sino también los fotones tienen una cierta masa. Broglie y Schrödinger trasladaron a la materia la teoría ondulatoria de la luz, creando así la mecánica Ondulatoria. Pág. 4. La ecuación fundamental que da la longitud de la onda asociada a la materia es $\lambda=h/m \cdot v$. Pág.4
LTM35	40- Broglie y Schrödinger trasladaron a la materia la teoría ondulatoria de la luz, creando así la mecánica Ondulatoria. Pág. 4.
LTM35	42- Pero en los últimos años se ha llegado a la concepción de que, no sólo la energía, sino también la materia posee siempre una longitud de onda

	determinada y, al contrario, que no sólo los protones y electrones, sino también los fotones tienen una cierta masa, Broglie y Schrödinger trasladaron a la materia la teoría ondulatoria de la luz, creando así la Mecánica Ondulatoria. Pág. 4.
--	---

1935. 14 ítems citados.

Pla Dalmáu, José María. *Elementos de Química General*. 2º Edición. Dalmáu Carles, Pla, S.A. Editores. Gerona. 1935.

PDJM35	2- análogamente como se producen los Röntgen, de los tubos de Crookes como resultado del bombardeo de las partículas catódicas (electrones). Pág. 337
PDJM35	4- En los elementos más pesados, como hemos indicado, el núcleo está formado por protones y electrones, y llámense estos últimos nucleares, no por ser de distinta naturaleza que los satélites, sino para indicar su situación en la estructura del átomo. Pág. 24.
PDJM35	5- En los elementos más pesados, como hemos indicado, el núcleo está formado por protones y electrones, y llámese estos últimos nucleares, no por ser de distinta naturaleza que los electrones satélites que están en las órbitas, sino para indicar su situación en la estructura del átomo. En un átomo neutro, el número de electrones satélites debe ser igual al de protones libres. Pág. 22- Pág. 24. El núcleo de los elementos radioactivos está formado por átomos de Helio y electrones: no sabemos fijamente si los núcleos de otros elementos están formados por átomos de helio e hidrógeniones positivos y helio mezclados, y neutralizados en parte por electrones nucleares. Esta teoría en lo que respecta a las órbitas, dista mucho de ser real, pues no es difícil imaginarse que los electrones, en mutuas atracciones, deformarían tal constitución. Pág. 23 – Pág. 25.
PDJM35	12- Una experiencia de Rutherford, hace vislumbrar la constitución del núcleo. Unas partículas que emana el radio, las partículas alfa, al chocar contra núcleos de otros... Pág. 22 - Pág. 24.
PDJM35	13- Es hoy algo ya más que una hipótesis el considerar el átomo formado por un núcleo central, de volumen muy pequeño, y por electrones (las partes más pequeñas de electricidad negativa), que giran a su alrededor, describiendo órbitas circulares o elípticas, cuyo centro es el núcleo. Pág. 20.-Pág. 22.
PDJM35	15-Hoy se concibe el átomo según las teorías de Bohr, el cual ha fundamentado sus hipótesis en otras teorías expuestas por sus antecesores en el estudio de esta rama de la fisico-química. Nos referimos principalmente a la teoría de los cuánta de Planck... Pág. 23 – Pág. 25.
PDJM35	16- esta teoría en lo que respecto a la órbita, dista mucho de ser real, pues no es difícil imaginarse que los electrones, en sus mutuas atracciones deformarían tal constitución. Pág. 25.

PDJM35	18- Suponiendo que las órbitas que describen los electrones en sus giros, sean circulares, como están escalonadas a partir del centro (más distantes de este punto sucesivamente), podremos representarlas por una serie de circunferencias cuyo centro es el núcleo atómico. Pág.22.-Pág.23.
PDJM35	19-Cada piso u órbita circular, se halla subdividida en sub-órbitas, las cuales alojan una parte del total de electrones que corresponden a la órbita circular. Se enumeran estas sub-órbitas con sub-índices 11 – 21 – 22- 31- 32- 33... Pág. 23 – Pág. 25.
PDJM35	20- La distribución obedece la Ley de Rydberg. Esta ley establece que, desde el centro hacia el exterior, el número de electrones de cada órbita crece como el duplo de los cuadrados de la serie natural de los números enteros y que cada órbita se repite en otra de igual número de electrones. Pág. 22-Pág. 23.
PDJM35	25- La teoría de la quanta de Planck: el choque entre electrones obliga a que salten de unas órbitas a otras, desprendiendo rayos X. Estos saltos, mejor variaciones de energía, no son continuas, "sino a saltos" o cantidades discretas , "quanta de energía" (P. Saz). Pág. 23 – Pág. 25.
PDJM35	30-Los electrones, según Bohr, han de estar en movimiento, describiendo órbitas en forma de elipses, cuyo foco es el núcleo atómico. No se entienda que todos los electrones de una misma órbita se muevan sobre una misma elipse, ni que las elipses descritas por los electrones cohabitantes en un mismo piso (órbita circular) sean iguales. Pág. 23 – Pág. 25.
PDJM35	33- Estos saltos, mejor variaciones de energía, no son continuas, "sino a saltos" o cantidades discretas , "quanta de energía" (P. Saz). Pág. 23 – Pág. 25.
PDJM35	36- En fin, Einstein ha demostrado que el Universo es cerrado y tarde o temprano la energía radiante ha de ser absorbida por la materia. Pág. 342

1935. 19 ítems citados.

De Gregorio Rocasolano, Antonio, Tratado de Química, Sexta edición revisada, Imprenta Editorial Gambón, Madrid, 1935.

El concepto elemental de este libro no permite desarrollar estas ideas que han impulsado vigorosamente los estudios de Química Física.

GRA35	1- Consecuencia de recientes investigaciones, se admite hoy que el átomo no es una esfera maciza e indivisible, sino que es un conjunto complicadísimo de unidades más simples (a las que nos referiremos al tratar el electrón) que dotado de grandes velocidades, se mueven en diferentes condiciones dinámicas alrededor de los cuales se relacionan mediante fuerzas atractivas. Pág. 13.
GRA35	2- ...va acompañada de la liberación de electrones con carga eléctrica negativa y de átomos de helio que poseen carga eléctrica positiva. Pág. 13. Si bien es verdad que los electrones han sido descubiertos en condiciones

	muy particulares (una masa de gas enrarecido atravesado por una corriente eléctrica)... Pág. 131.
GRA35	3- Queda admitida la estructura atómica de los electrones y su discontinuidad, según demostraron las experiencias de Millikan (1912). Pág. 132.
GRA35	4- ...con carga eléctrica positiva (protones) y los otros son átomos de electricidad con carga eléctrica negativa (electrones) Pág. 14. En los tubos de Crookes, del electrodo negativo salen normalmente los llamados rayos catódicos, que se propagan en línea recta. Pág. 132.
GRA35	5- ...con carga eléctrica positiva (protones) y los otros son átomos de electricidad con carga eléctrica negativa (electrones) Pág. 14
GRA35	8- Consecuencia de recientes investigaciones, se admite hoy que el átomo no es una esfera maciza e indivisible, sino que es un conjunto complicadísimo de unidades más simples.
GRA35	12- Hemos expuesto las relaciones entre las propiedades de los átomos y su estructura, según el modelo atómico de Rutherford...
GRA35	13- Rutherford y Bohr, documentando sus ideas con muchos hechos experimentales, han establecido la hipótesis que supone a los átomos formados por un núcleo material cargado positivamente, y un cierto número de electrones que giran a su alrededor (planetarios), cuya carga total es igual a la del núcleo, pero de signo contrario. Pág. 14.
GRA35	14- ...llegando este sistema al equilibrio, cuando la atracción electrostática entre el núcleo y los electrones, sea igual a la fuerza centrífuga de éstos, más la resultante de sus repulsiones mutuas, como la invariabilidad cronológica de la distribución de las masas en el sistema cósmico, se debe al equilibrio entre la fuerza centrífuga y a la gravitación. Pág. 165.
GRA35	15- ...al modelo atómico y como consecuencia a su modificación, tema que con mucho acierto, planteo y dio solución Bohr desde 1913 y Sommerfeld determinando las órbitas cuánticas que recorren los electrones en torno de los núcleos atómicos deduciendo que corresponde al estado más estable del átomo, la más pequeñas de los órbitas cuantistas y regulando las unidades de emisión, en función de la diferencia entre las energías correspondientes a las órbitas cuántistas por las que pasa el electrón. Pág. 168
GRA35	16- Alrededor del núcleo giran planetariamente y en una o varias capas, según su número los electrones negativos, en un número total igual al número atómico llegando este sistema al equilibrio, cuando la atracción electrostática entre el núcleo y los electrones, sea igual a la fuerza centrífuga de éstos, más la resultante de sus repulsiones mutuas, como la invariabilidad cronológica de la distribución de las masas en el sistema cósmico, se debe al equilibrio entre la fuerza centrífuga y la gravitación. Pág. 165.
GRA35	18- El átomo, no está uniformemente lleno de materia, sino de partículas electrónicas positivas y negativas, animadas de movimientos estacionarios. Pág. 13. Alrededor del núcleo giran planetariamente y en una o varias capas, según su número de electrones negativos, en un número total igual al número atómico. Pág. 165.
GRA35	19- A medida que aumenta el número atómico de los elementos, aumenta el de los electrones que envuelven al núcleo, formando envolventes en capas o pisos, Pág. 165.

GRA35	21- Como ya hemos dicho los electrones que forman la corteza del átomo en distinto número para distintos elementos, se distribuyen alrededor del núcleo en una o varias capas o pisos. Estas capas se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q... Pág. 166
GRA35	23- determinando las órbitas cuánticas que recorren los electrones en torno de los núcleos atómicos deduciendo que corresponde al estado más estable del átomo, la más pequeñas de las órbitas cuantistas y regulando las unidades de emisión, en función de la diferencia entre las energías correspondientes a las órbitas cuántistas por las que pasa el electrón. Pág. 168
GRA35	25- ...al modelo atómico y como consecuencia a su modificación, tema que con mucho acierto, planteo y dio solución Bohr desde 1913 y Sommerfeld determinando las órbitas cuánticas que recorren los electrones en torno de los núcleos atómicos deduciendo que corresponde al estado más estable del átomo, la más pequeñas de los órbitas cuantistas y regulando las unidades de emisión, en función de la diferencia entre las energías correspondientes a las órbitas cuántistas por las que pasa el electrón. Pág. 168.
GRA35	29-... y dio solución Bohr desde 1913 y Sommerfeld determinando las órbitas cuánticas que recorren los electrones... pág. 168.
GRA35	34,- En la teoría de los cuantos, interviene una constante universal h denominada por Planck, cuanto de Acción (energía x tiempo), cuyo valor es $H=6,56 \cdot 10^{-27}$ erg·sg. Y la teoría supone que la acción de un proceso natural de naturaleza mecánica, electromagnética o química, no puede tener un valor arbitrario, sino ha de ser un múltiplo entero del cuanto de acción h . La acción más pequeña que puede observarse, coincide con este cuanto elemental. La fórmula fundamental que relaciona el cuanto de acción h con los cuantos de energía ϵ es; $\epsilon=h \cdot \nu$ Pág. 133.

1940 a- 34 ítems citados

P. Eduardo Vitoria, *Manual de química moderna*, duodécima edición, Librería de la tip. cat Casals, 1940. Enriquecido con un apéndice sobre la constitución del átomo.

VE40	2- Las partículas lanzadas por el cátodo de un tubo previamente lleno de determinados gases (hoy se extiende a todos), y sometidos a un gran vacío (0,001mm. De Hg) (tubos de Crookes) y a la acción de las chispas de inducción; son siempre partículas negativas cualquiera que sea el metal del cátodo y el gas incluido en el tubo. Pág 436-825.
VE40	3- La intensidad de su campo eléctrico es constante; es la mínima que se conoce y se ha tomado como unidad de carga eléctrica, cuanto, carga eléctrica elemental o grano de electricidad, pues con todos estos nombres se la conoce; medida por Millikan equivale a $1,591 \cdot 10^{-19}$ coulombs. Pág 827-437
VE40	4- Los rayos canales o positivos fueron descubiertos por Goldstein (1886); son invisibles, van en dirección opuesta a los rayos catódicos y salen del cátodo si este es una placa perforada. Están formadas por gaseiones positivos, es decir, por moléculas del gas contenido en el tubo, que han perdido un electrón. Pág 835-449.

VE40	5- Hoy se niega la existencia de electrones (-) en el núcleo atómico. Entre otras razones, porque el tamaño de aquellos es muy superior a la capacidad del núcleo: habría pues que conferir unos electrones especiales, distintos de los orbitales o corticales, lo cual nadie admite. Además porque la teoría de los electrones-protones nucleares no responde a los valores de los momentos magnético y rotatorio (spin), que da la experiencia. En vez, pues, de electrones (-) se supone que en el núcleo hay neutrones que evitan tales dificultades. Pág 438-827. El neutrón fue descubierto por el americano Chadwick y el matrimonio francés Joliot-Curie en 1931; tiene una masa sensiblemente igual a la del átomo de H y está desprovisto de carga eléctrica. Pág 452-836.
VE40	8- J.J. Thomson, siguiendo la idea de Lord Kelvin, consideró todo el átomo (+) de forma esférica y en él repartidos los negatrones en zonas concéntricas. El átomo se miraba como un sistema estático: lo cual hoy desechan casi unánimemente los físicos y químicas atomistas: pero sirvió a Thomson para contar los negatrones contenidos en el átomo. El átomo se miraba como un sistema estático: lo cual hoy desechan casi todos los físicos y químicos atomistas: pero sirvió a Thomson para contar los negatrones contenidos en cada átomo. Pág 492-901.
VE40	10- Las series de rayas. Las rayas que forman los espectros X de los elementos se agrupan en varias series, designadas por las letras K, L, M, N, etc., correspondientes a otras tantas órbitas, llamadas cuánticas. Pág 466-857.
VE40	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett. Pág 466-857.
VE40	12- El núcleo atómico, como decía Rutherford, es una miniatura del universo Pág 845-547.
VE40	13- En aquella época (1930), y también hoy, se supone que alrededor, a modo de sistema planetario, se mueven en círculos o elipses o esferas concéntricas, otros electrones negativos o negatrones (satelites) con determinada velocidad y a determinada distancia. Pág 454-839.
VE40	14-Según el equilibrio entre centrípeta F_1 con que un electrón (-) es atraído por un núcleo $F_1 = Ee/r^2$ (ley de Coulomb) y la centrífuga $F_1 = m\omega^2 r$ resulta que $F_1 = F_2$, o sea que $Ee/r^2 = m\omega^2 r$. Pág 904-493. En aquella época (1930), y también hoy, se supone que alrededor, a modo de sistema planetario, se mueven en círculos o elipses o esferas concéntricas, otros electrones negativos o negatrones (satelites) con determinada velocidad y a determinada distancia. Pág 454-839. El núcleo atómico, como decía Rutherford, es una miniatura del universo Pág 845-547.
VE40	15-Niels Bohr apoyado en la teoría de lo cuantos, de Planck vino a establecer una hipótesis que alcanzó gran renombre Pág 494-907.
VE40	16- Esta representación de Rutherford implica inestabilidad esencial espontánea en el átomo; porque el negatrón que gira alrededor del núcleo acabará por precipitarse sobre éste, porque al perder energía en su rotación,

	<p>según electrodinámica clásica, el círculo de giro se irá achicando continuamente, describiendo una espiral. Según el equilibrio entre la fuerza centrípeta con que un electrón (-) es atraído por el núcleo $F_1 = Ee/r^2$ (ley de Coulomb) y la centrífuga $F_2 = m\omega^2 r$ ($Ee =$ cargas eléctricas; $r =$ distancia al núcleo; $m =$ masa del electrón; $\omega =$ velocidad angular), resulta que $F_1 = F_2$, o sea que $Ee/r^2 = m\omega^2 r$. Y como disponiendo del valor de ω, esta ecuación se puede verificar siempre, resulta que r puede admitir todos los valores y por lo mismo todas las órbitas son posibles. Además deja sin explicar la distribución de las rayas espectrales (longitud de onda emitida). Pág 904-493 y 494-907.). Conduce como al de Rutherford a la esencial inestabilidad del átomo, so pena de exigir que la rotación del negatrón no reclame gasto alguno de trabajo, contra las leyes más fundamentales y nunca desmentidas del electromagnetismo Pág 496-908.</p>
VE40	<p>18- En aquella época (1930), y también hoy, se supone que alrededor, a modo de sistema planetario, se mueven en círculos o elipses o esferas concéntricas, otros electrones negativos o negatrones (satélites) con determinada velocidad y a determinada distancia. Pág 454-839. ...si el número de negatrones excede ciertos límites, se forman dos o más capas concéntricas, en las que aquellos se distribuyen convenientemente.</p>
VE40	<p>19- Según este principio cada serie se divide en n subgrupos (que responden a los n valores de l), designados por n_0, n_1, n_2, \dots representando la n el número de la órbita ($K=1, L=2, M=3, \dots$) El número máximo de electrones en cada subgrupo es de $2(2l+1)$... Pág 867-471.</p>
VE40	<p>20-La K no puede contener más de 2 negatrones y es la más íntima. En pasando éstos de 2, se forma la órbita o capa L (hasta 8 negatrones), después la M (hasta 18), etc. Pág 492-901.</p>
VE40	<p>21- El átomo más complejo es el del U ($n.a.=92$) con sus 92 negatrones planetarios, distribuidos en sus correspondientes siete órbitas circulares (o elípticas, cuyos ejes giran alrededor del núcleo) K, L, M, N, O, P, Q, puestas en distintos planos, penetrando unas en el campo de otras, con velocidades varias, las de los más lejanos 1.000 Km/seg, las más próximas (k) hasta 150.000 Km /seg. Pág 496-908.</p>
VE40	<p>22- Los negatrones satélites forman grupos, que no pocas veces comprenden subgrupos; éstos se señalan frecuentemente por ciertas letras s, p, d, f, que son iniciales de respectivas palabras que se emplearon, en un principio para denotar las series espectrales (sharp, principal, diffuse, fundamental). Dichos subgrupos comprenden, como máximo, 2, 6, 10 y 14 negatrones orbitales. Pág 843-455.</p>
VE40	<p>23- Por representar los órbitas cuánticas un estado del átomo de definida energía o sea un valor definido de energía del electrón, se suelen llamar también niveles de energía del átomo. Pág 858-467. En cada elemento todos los átomos tienen los mismos niveles de energía: de aquí resulta el espectro de</p>

	emisión con sus grupos de rayas característicos. Pág 907-495.
VE40	24- El momento angular de un negatrón que gira en una órbita estacionaria (sin irradiar energía) Pág 858-467.
VE40	26-Y como acabamos de decir, $\epsilon=hy$, de donde, pensó en expresar la energía ϵ del negatrón bajo al forma de una diferencia $\omega-\omega'$ entre las energías de dos estados estacionarios, en que el electrón pasando de la mayor a la menor, irradia la energía $\epsilon= \omega-\omega'$. Pág 494-907.
VE40	28-El momento angular de un negatrón que gira en una órbita estacionaria (sin irradiar energía), es el producto de la velocidad del electrón en su órbita pro su masa y por el radio a de la órbita: $\text{mom}^{\circ}\text{ang.} = mva$: y su producto por 2π es igual al cuanto elemental de acción h. Luego para las diferentes órbitas estacionarias $nh=2\pi mva$: siendo n el número cuántico de la órbita. Con esto tendremos órbitas de 1 cuanto, 2 cuantos... del negatrón. Pág 858-467.
VE40	29-Sommerfeld da a las órbitas forma elíptica, en uno de cuyos focos está el núcleo. Explica hasta en sus menores detalles la estructura de los espectros, fundándose en la variabilidad de la masa del electrón, según su mayor o menor velocidad (teoría relativista), ya que las velocidades de los electrones satélites son comparables con la de la luz: las elipses que recorren tiene un movimiento de perihelio: a cada número n de cuantos corresponden varias elipses, que no poseen la misma energía: por tanto las frecuencias difieren el algo y por lo mismo cada una de dichas rayas resultará compleja, como la experiencia confirma. Pág 908-497.
VE40	30- En aquella época (1930), y también hoy, se supone que alrededor, a modo de sistema planetario, se mueven en círculos o elipses o esferas concéntricas, otros electrones negativos o negatrones (satélites) con determinada velocidad y a determinada distancia. Pág 454-839.
VE40	31-n, l, m, s. Pág 858-467.
VE40	32-Para entender esto mejor sirve tener en cuenta el “principio de exclusión” de Pauli, enunciado en 1925.; según él todo átomo dos electrones orbitales no pueden coexistir sin que difieran al menos en un valor de alguno de los cuatro números cuánticos n, l, m, s. Según este principio cada serie de divide en n subgrupos (que responden a los n valores de l), designados por n_0, n_1, n_2, \dots representando la n el número de la órbita (K=1, L=2, M=3...) El número máximo de electrones en cada subgrupo es de $2(2l+1)$... Pág 867-471.
VE40	34- La teoría cuántica de Planck, la cual aunque fue inventada para explicar la repartición de la energía entre las diversas λ en las radiaciones caloríficas, se aplicó después a las restantes radiaciones. Esta teoría tiene por base este principio, a saber, que la divisibilidad de la energía tiene un límite tanto en la emisión como en la absorción; y su expresión es $\epsilon = h\nu$ //La intensidad de su campo eléctrico es constante: es la mínima que se conoce y se a tomado como unidad de carga eléctrica, cuanto, carga eléctrica elemental o grano de electricidad... Todo foco luminoso emite, pues, discontinuamente, unos como

	haces de energía, que son múltiplos de $h\nu$: se les compara a los disparos de una ametralladora. Pág 494-907.
VE40	35-Al irradiar energía, dice Bohr, es cuando el negatrón emite una raya; por eso, mientras gira sin cambiar de órbita no hay emisión (lo cual es contrario a la electrodinámica clásica). La teoría cuántica de Planck, la cual aunque fue inventada para explicar la repartición de la energía entre las diversas λ en las radiaciones caloríficas, se aplicó después a las restantes radiaciones. La teoría cuántica de Max Planck la cual, aunque fue inventada para explicar la repartición de la energía entre las diversas λ en las radiaciones caloríficas, se aplicó después a las restantes radiaciones. El fin primordial de la teorías de los cuántos fue explicar ciertos fenómenos de radiación. Vino a probar que un rayo luminoso puede ser considerado como descompuesto en unidades discretas, cuantos de luz o fotones, pero conservando su carácter ondulatorio, con su λ propia, ya que, cuando la luz atraviesa un prisma, se conduce como lo harían las ondas que tuvieran la misma λ . La luz de gran λ está formada por partículas pequeñas y viceversa. La cantidad de energía que cada partícula contiene es inversamente proporcional a su λ ; tanto, que conociendo ésta se puede calcular la energía.
VE40	36- Si suponemos con Jeans, que en la desaparición de un protón y un electrón se produce un fotón (un cuanto de radiación monocromática), puesto que la energía de este cuanto está expresada por $h\nu$ podremos escribir; $mc^2=h\nu$ // También hay otra relación interesante $h\nu=E_e$, (Einstein) que nos enlaza la energía E_e de un electrón (de carga e sometido a la tensión E que existe en el tubo Röntgen) transformada totalmente en vibratoria y la máxima frecuencia ν resultante de su choque contra el anticátodo: la h representa la llamada constante universal de Plank (1901) que vale $6,55 \cdot 10^{-27}$. Págs 914-501 y 502-914.
VE40	37-Así el Helio cuyo peso atómico resulta se 4, exacto, considerado como una condensación de 4 protones (p. a. del protón o $H = 1,008$), debería ser 4,032: el valor de la energía que corresponde a esta pérdida de masa $=0,03$ lo dice la ecuación de Einstein $m=E/c^2$ Pág 822-435.
VE40	39-Dichas partículas α , además de partículas (+), llevan consigo, según la mecánica ondulatoria, un sistema de ondas, que es en realidad quien regula sus movimientos. Pág 546-844.
VE40	41-En el átomo de Bohr es imposible definir la posición y velocidad o el momento de un negatrón en particular, aunque esto es lo que se pretende hacer. Porque para esto hay que iluminar el negatrón, lo cual exige que el cuanto de luz choque con él y que éste retroceda con una velocidad dependiente de la frecuencia de la radiación de la luz empleada en la observación de la partícula: y esta puede ser muy grande. Y como el momento de un cuerpo es proporcional a su velocidad, el empleo de radiaciones de alta frecuencia para definir con más precisión la posición del cuerpo, ocasiona un

	extraordinario cambio en su frecuencia. Pág 496-908.
VE40	42- "Porque aparte de que el valor de la energía $\varepsilon = w - w'$ es exacto, tiene la ventaja de representar de un modo sensible la imagen del átomo, lo cual no hacen las expresiones matemáticas, que emplean dichas mecánicas modernas" Pág. 494-907.
VE40	44-El electrón (-) tiene dos movimientos, de translación y de rotación. Pág 827-437. Según investigaciones hechas por Uhlenbeck y Goudsmit, los electrones, no sólo giran alrededor del núcleo, sino también de sí mismos, movimiento análogo al de la rotación de la Tierra. Pág 492-901.
VE40	Langmuir admite envolventes concéntricas esféricas: los 8 electrones formando un octeto, están dispuestos como vértices de un exaedro. El con Lewis han modificado ingeniosamente la representación de Thomson; pero aun así la rechaza Bauer. No obstante los trabajos de Bohr (1918) confirman la misma posición cúbica de los átomos. Según esto el átomo no sería esférico sino cúbico y el núcleo ocuparía el centro del exaedro. Pág 908-497.

1940. 15 ítems citados.

Bermejo Vida, Luis, Química y bioquímica para uso de médicos, farmacéuticos y naturalistas. Tomo 1, química inorgánica, 1940, Librería General de Victoriano López.

BVL40	1- ...en el año 1815 Proust emitió una hipótesis sobre la unidad de la materia, en la que se suponía que los átomos de todos los cuerpos simples estaban formados por una materia única, el protilo, que a diferentes grados de condensación constituía los elementos químicos, esforzándose en demostrar la identidad entre el elemento hipotético protilo y el elemento real hidrógeno pág. 22.
BVL40	2- Para los físicos y químicos de hoy, el átomo es un complejo conglomerado de corpúsculos materiales dotados de carga eléctrica positiva llamados "protones" y de corpúsculos de electricidad negativa llamados "electrones". Pág. 15. El electrón es el mismo sea cualquiera el tubo de Crookes que lo libera. Pág. 18.
BVL40	4- Para los físicos y químicos de hoy, el átomo es un complejo conglomerado de corpúsculos materiales dotados de carga eléctrica positiva llamados "protones" y de corpúsculos de electricidad negativa llamados "electrones". Pág. 15.
BVL40	5- Sin duda alguna, por esta razón se llama a tales electrones "electrones planetarios" Pág. 15. Según el modelo atómico de Bohr, un cierto número de electrones se encuentran asociados a los protones del núcleo formando un conjunto "el núcleo atómico", que conserva un número de cargas positivas igual al número de protones, menos el de electrones nucleares. Los restantes electrones se denominan "electrones planetarios" y se encuentran

	convenientemente distribuidos alrededor del núcleo. Pág. 16.
BVL40	10- Y esta variación de energía se manifiesta exteriormente de diversos modos, siendo uno de los más característicos la emisión de luz de diferentes colores y característicos de cada elemento (análisis espectral) Pág. 17.
BVL40	12- En 1911 creó Rutherford...Pág 15
BVL40	13-En 1911 creó Rutherford la idea de "núcleo atómico" considerando como tal un corpúsculo de electricidad positivo que ocuparía el centro del átomo y a cuyo alrededor se distribuirían los electrones. Bohr, en 1913, formuló su esquema atómico en el que los electrones describen órbitas circulares o elípticas en torno al núcleo, precisando además el número de órbitas circulares posibles. Según la idea de Bohr, el átomo puede compararse a un sistema planetario cuyo Sol sería el núcleo atómico y los planetas los electrones que giran a su alrededor. Sin duda alguna, por esta razón se llama a tales "electrones planetarios" y lo mismo que en el sistema solar, el espacio realmente ocupado por los protones y electrones es infinitamente más pequeño que el ocupado por el átomo en su conjunto; donde resulta que el átomo es como un espacio prácticamente vacío en el que se mueven masas diminutas dotadas de carga eléctricas positivas y negativas. Pág. 15.
BVL40	14- En contraposición a esta imagen atómica aparece la del núcleo dinámico de Bohr, en la cual los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares o elípticas y engendrando una fuerza centrífuga que les permite mantenerse en ellas. Pág.17.
BVL40	15- Bohr, en 1913, formuló su esquema atómico en el que los electrones describen órbitas circulares o elípticas en torno al núcleo, precisando además el número de órbitas circulares posibles. Pág. 17.
BVL40	18- Bohr, en 1913, formuló su esquema atómico en el que los electrones describen órbitas circulares o elípticas en torno al núcleo, precisando además el número de órbitas circulares posibles. Según la teoría de Lewis y Langmuir, a la cual los químicos tenemos que recurrir con frecuencia para explicar multitud de propiedades de los elementos, los electrones se distribuyen en capas o pisos sucesivos alrededor del núcleo, y esta distribución es tal que sólo a los elementos pertenecientes al grupo cero de la clasificación periódica (gases nobles), se les asignan órbitas completas y perfectamente estables. Pág. 17. Sistema planetario cuyo sol. Pág. 16
BVL40	19- Según la teoría de Lewis y Langmuir, a la cual los químicos tenemos que recurrir con frecuencia para explicar multitud de propiedades de los elementos, los electrones se distribuyen en capas o pisos sucesivos alrededor del núcleo, y esta distribución es tal que sólo a los elementos pertenecientes al grupo cero de la clasificación periódica (gases nobles), se les asignan órbitas completas y perfectamente estables. Pág. 17. K, l, M, N, O, P Pág. 18.

BVL40	20- salto electrónico 2, 8, 18, 32 Pág. 17
BVL40	23- ...este salto con una variación de energía del electrón es igual a la diferencia constante entre los niveles energéticos de las dos órbitas. Pág. 17.
BVL40	25- Cada electrón se mueve en una órbita determinada, pero es susceptible de saltar de una a otra, correspondiéndose este salto con una variación de energía del electrón igual a la diferencia constante entre los niveles energéticos de dos órbitas. El paso del electrón de una órbita a otra más externa va acompañada va acompañada de la absorción de energía, y recíprocamente, hay desprendimiento de energía cuando el electrón salta de una órbita más interior. Y esta variación de energía se manifiesta exteriormente de diversos modos, siendo uno de los más característicos la emisión de luz de diferentes colores y característicos de cada elemento (análisis espectral). Pág. 17.
BVL40	30- Bohr, en 1913, formuló su esquema atómico en el que los electrones describen órbitas circulares o elípticas en torno al núcleo... Pág.17.
BVL40	37- Actualmente puede admitirse como muy lógica la idea de la unidad de la materia, como de la unidad de la energía y yendo todavía más lejos se ha llegado a la hipótesis, según las cuales la materia no es otra cosa que energía condensada. Pág. 22.
BVL40	Lewis y Langmuir idearon, para explicar la distribución de los electrones planetarios y adaptarla a las propiedades observadas en los átomos, la conocida teoría del octete, según la cual la capa más externa puede contener como máximo ocho electrones y estos situados en los ocho vértices de un exaedro regular en cuyo interior, se hallaría situado el núcleo del átomo con todos los restantes electrones planetarios. Pero esta concepción estática del átomo si bien es suficiente para explicar muchos hechos de naturaleza química, está en contraposición con los más elementales principios de la electrostática y de la mecánica. En efecto, los electrones en reposo y cargados negativamente, serían atraídos por las cargas positivas del núcleo y se precipitarían hacia él desapareciendo con ello el equilibrio del complicado sistema atómico, sin que sea suficiente a impedirlo la repulsión recíproca entre las cargas negativas de los propios electrones.

1941. 18 ítems citados.

Ipiens Lacasa, Antonio. Tratado de química general, tomo primero, química inorgánica. Cuarta edición. Madrid. 1941.

ILA41	3-El electrón es la mínima carga de electricidad negativa que existe en libertad; dicha carga se designa por e, y su valor, según resulta de medidas delicadas llevadas a cabo por Millikan, que le valieron el premio Nobel de Física, importa $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ culombios. Pág. 26.
ILA41	4- Así se dice que las partículas positivas que componen los rayos anódicos poseen cargas eléctricas positivas múltiplos de e, y masa igual a las de los

	átomos o moléculas del gas que llena el tubo, y con ello se quiere indicar que dichas partículas son átomos o moléculas que han perdido alguno de sus electrones. Págs. 26-27.
ILA41	5- El inglés Chadwick demostró que la citada radiación se compone de rayos γ y de partículas desprovistas de carga eléctrica, pero de masa relativamente grande, a las que llamó neutrones. En efecto, el neutrón es el elemento de número atómico cero, y, por tanto no contiene ningún electrón cortical. Se representa por ${}_0^1n$. Pág. 36. No se admite que el núcleo haya electrones ni positrones libres; y parece probable que los que emiten los átomos radioactivos se produzcan en los núcleos excitados; el electrón, a consecuencia de la transformación de un neutrón en protón; y el positrón por paso de un protón a un neutrón, según alguna de las siguientes reacciones; neutrón = protón + electrón y protón = neutrón + electrón. Pág. 277.
ILA41	12- Rutherford, en 1911. supuso... Pág.27.
ILA41	13- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas, y en número exactamente preciso para mantener la electroneutralidad del átomo. Pág 27.
ILA41	14- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas... El sistema es estable porque la fuerza centrífuga de los electrones equilibra en todo momento a la atracción electrostática que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 27.
ILA41	15- Borh y Sommerfeld orillaron estas dificultades aplicando al modelo atómico de Rutherford la teoría de los cuántos de Planck. Pág. 27.
ILA41	16- El átomo de Rutherford puede emitir toda clase de ondas electromagnéticas . Además, dicho modelo no es estacionario, puesto que, según las leyes de la electromecánica clásica, siempre que los electrones giren alrededor del núcleo emiten energía en forma de radiación electromagnética, lo que exige que con el tiempo caigan aquellos sobre el núcleo. Pág 27.
ILA41	18- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas... El sistema es estable porque la fuerza centrífuga de los electrones equilibra en todo momento a la atracción electrostática que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 27.
ILA41	19- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 28.
ILA41	21- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 28.

ILA41	24- En el estado normal del átomo, cada electrón circula por la más pequeña de sus órbitas disponible, y no recorre las restantes más que cuando el átomo ha absorbido energía, es decir, cuando se ha excitado previamente. Mientras un electrón circula por cualquiera de sus órbitas disponibles, su energía total permanece constante, o lo que es igual, dicho electrón no emite radiación alguna, en todo caso la energía del electrón en cada órbita tiene valores tanto más grandes cuanto mayor es el radio de ella. El átomo solo emite energía cuando alguno de sus electrones salta desde una de sus órbitas a otra más interna y, en último termino, a su órbita normal correspondiente.... Pág. 27.
ILA41	26- La cantidad de energía que emite o absorbe el átomo en el salto de alguno de sus electrones, desde la órbita cuyo semieje mayor es m a la de semieje n , equivale a la diferencia de energía que posee el electrón en aquellas dos órbitas; y esta energía la absorbe o desprende en forma de un cuanto de energía, esto es, de una radiación de frecuencia γ ; el valor de la frecuencia se deduce de la expresión $E_m - E_n = h\gamma$, en que E_m y E_n representan la energía total del electrón en las órbitas cuyos semiejes mayores son m y n , respectivamente. Pág. 27.
ILA41	29- Borh y Sommerfeld... Pág. 27.
ILA41	30- ...alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas Pág. 27.
ILA41	33- Con arreglo a la teoría de los cuantos, los átomos emiten y absorben la energía en forma discreta, que reciben el nombre de cuantos de energía: un cuanto de energía esta definido por el producto $E = h \gamma$, en el cual γ indica la frecuencia de la radiación y h representa una constante universal, que se llama constante de Plank o cuanto de acción; su valor es $h = 6,626 \cdot 10^{-27}$ erg·seg. Los cuantos de energética tienen, pues, valores energéticos muy diferentes, que dependen de la frecuencia de la onda electromagnética, pero son siempre múltiplos del cuanto de acción. Pág. 27. Borh y Sommerfeld orillaron estas dificultades aplicando al modelo atómico de Rutherford la teoría de los cuántos de Planck. Pág. 27.
ILA41	36- La energía de un cuanto de luz o fotón se calcula con la fórmula $E = h \cdot \gamma$. Pág. 268.
ILA41	42- Bohr y Sommerfeld suponen que en el átomo de Rutherford, cada electrón describe alrededor del núcleo ciertas orbitas elípticas o circulares, cuyos dos ejes satisfacen a determinadas condiciones cuánticas: Pág. 27. En resumen cada átomo está constituido por un núcleo de la naturaleza indicada, alrededor del cual giran tantos electrones como marca el número atómico, distribuidos en órbitas a la manera que se expuso en (29). El radio del núcleo es del orden de 10^{-12} cm. y el de la nube electrónica que lo envuelve es del orden de 10^{-8} cm. , lo que significa que el núcleo no ocupa más que una porción insignificante del átomo y que éste se halla en su mayor parte vacio de materia. Pág 279.

1943 a- 30 categorías.

Saz, S. J. Eugenio. Fundamentos de la Química general según la teoría de las valencias positivas y negativas. Tomo Primero. Principios generales fundamentales, Editorial Tip. Cat Casals, Barcelona, 1943.

ES43	2- Sabido es que cuando se somete un gas enrarecido, conteniendo en un tubo, donde se ha hecho el vacío, a la influencia de altas tensiones eléctricas, sale del cátodo un haz de rayos, que por eso se les llama rayos catódicos. Pág 112.
ES43	3- Según Millikan, su masa es casi idéntica es casi exactamente 1845 veces menor que la masa del átomo de hidrógeno. Pág. 89
ES43	4- Aún se produce en el tubo una tercera clase de rayos, que parten del ánodo, los cuales, si se perfora el cátodo, aparecen en la parte opuesta: estos rayos se llaman rayos canales o canalizados, por el agujero o canal, por donde se hace pasar: su velocidad es mucho menor que la de los rayos catódicos. Pág. 112.
ES43	5-...otra con masa igual a la del protón; pero sin carga eléctrica, y por esto se le ha llamado neutrón. Pág. 89. Parece a primera vista que el neutrón debería ser un protón, al que se le ha arrancado un positrón, con lo cual quedaría exactamente neutro, y casi con la misma masa, propiedades que corresponden exactamente al neutrón; pero, según Heisenberg, es más probable (por el desprendimiento de las partículas “beta” de los núcleos de los elementos radioactivos, de que hablaremos después), que el neutrón esté constituido por un protón y un electrón, condensados en el núcleo; no como el átomo de hidrógeno, que consta de un protón como núcleo y de un electrón periférico exterior. Al descomponerse un neutrón, resultaría un protón y un electrón. // el número atómico también se puede identificar con el número de electrones periféricos, que cada átomo tiene en su envoltura. Pág. 90 // ¿El neutrón es una cantidad de materia sin ningún positrón o electrón, o es un protón, unido a un electrón? Pág. 109. Sin embargo, suponiendo, como parece lo más probable, que el protón consiste en una masa neutra unida a un positrón, y el neutrón es un protón más un electrón, de resultado eléctricamente neutro; es lo más probable también según Heisenberg, que los núcleos de los átomos estén constituidas por protones y neutrones exclusivamente, y que en el núcleo no existe el electrón con individualidad propia. Chadwick demostró más tarde que se trataba de partículas neutras; pues no eran desviadas por los campos magnéticos, ni eléctricos, y que tenían una masa igual a la del protón y por esto se les dio el nombre de neutrón. Pág. 104
ES43	6- Electrón, positrón, protón, neutrino y neutrón. Pág. 88
ES43	9-El volumen del núcleo central es muy pequeño en comparación con el volumen total del átomo. En el oro, por ejemplo, el volumen del núcleo será aproximadamente 10.000 veces menor que el volumen del átomo. Pág. 90.
ES43	10-Estos espectros se llaman de emisión para distinguirlos de los llamados espectros de absorción. Estos espectros se producen en el momento en que el

	electrón se excita, o sea, cuando pasa de un piso inferior a otro exterior: cuando este electrón excitado vuelve al piso interior, se produce el espectro de emisión, como hemos dicho. Pág 126.
ES43	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund.
ES43	12-Rutherford fue el primero... Pág 90.
ES43	13-Rutherford fue el primero que supuso la estructura general, que actualmente se atribuye a los átomos: un núcleo central con una corona, o mejor, envoltura de electrones, que giran alrededor de dicho núcleo en órbitas circulares o elípticas, y sobre sí mismos con movimientos de rotación, distribuidos en pisos y subpisos, según explicaremos más adelante. Pág 90.
ES43	14-1 ^{er} postulado, el electrón gira en torno del núcleo, describiendo una órbita circular, de tal modo que exista equilibrio entre la atracción electrostática e^2/r^2 , y la fuerza centrífuga mv^2/r . Este postulado está conforme con la mecánica clásica. Pág 90.
ES43	15-Modelo atómico de Bohr. Este físico danés, tomando como punto de partida el modelo del átomo, compuesto de núcleo y envoltura de electrones, según la hipótesis de Rutherford... Pág 127.
ES43	16- Por otro lado, los físicos matemáticos se han dado a buscar una nueva teoría matemática, que, conteniendo en sí lo que hay de verdadero en la teoría de Bohr, evitase sus dificultades y explicase los nuevos hechos, que se iban presentando: esta teoría es la llamada mecánica cuántica. Pág. 135. Confirmar los mismo, las palabras más frescas y concisas de S Dushman “Algún físico ha llamado pueril a la idea de las órbitas de la teoría de Bohr; pero queda en pie la de los niveles de energía que es seria” Pág. 141.
ES43	18- 1 ^{er} postulado, el electrón gira en torno del núcleo, describiendo una órbita circular. Pág 90.
ES43	19-...envoltura de electrones, que giran alrededor de dicho núcleo en órbitas circulares o elípticas, y sobre sí mismos con movimientos de rotación, distribuidos en pisos y subpisos, según explicaremos más adelante. Pág 90.
ES43	20-Si se considera el Rn como el último gas noble, serían 2, 8, 18, 32, 18, 8. Pág 134.// De aquí se deduce que el número de electrones que pueden existir en cada subpiso, como ya hemos indicado, es $2(2l+1)$, y el número de los que puede existir en cada piso es $2n^2$ Pág 136.
ES43	21-Por eso no se crea, que los electrones se encuentran en confuso desorden, echados al azar, sino que están distribuidos con orden admirable en los llamados pisos principales, designados por las letras K, L, M, N, O, P, Q, y éstos a su vez en varios subpisos, según las leyes de los diferentes cuántos como explicaremos más adelante. Pág 123-124.
ES43	22- Para abreviar, al piso más interno le llaman K, y tienen varios niveles de energía que corresponden a otros tantos subpiso: dos, tres, cuatro, cinco, etc. La notación de estos diferentes subpisos o niveles de energía es 1, 2, 3, 4, 5... o s, p, d, f, g... que ahora es la más corriente. Pág 128.

ES43	23-Para abreviar, al piso más interno le llaman K, y tienen varios niveles de energía que corresponden a otros tantos subpiso: dos, tres, cuatro, cinco, etc. La notación de estos diferentes subpisos o niveles de energía es 1, 2, 3, 4, 5... o s, p, d, f, g... que ahora es la más corriente. Pág 128.
ES43	24- Las órbitas cuánticas son estacionarias, porque mientras el electrón se halla en ellas no hay emisión de energía. Pág 128.
ES43	26- Al volver un electrón de un nivel superior a otro inferior, y perder energía, produce otra energía equivalente, que es una radiación. Pág 124. Recíprocamente, cuando el electrón pasa de una órbita estacionaria a otra más interior, emite el sobrante de energía (E), en forma de radiación monocromática, cuya frecuencia (γ) está dado por la fórmula $E=h\gamma$. Pág 128.
ES43	28- El producto de la cantidad de movimiento del electrón, (mv), por la longitud de la órbita, ($2\pi r$), ha de ser igual a un múltiplo (n) del cuanto de Planck (h). Este postulado se funda en la teoría de los cuántos. $mv \times 2\pi r = nh$. Pág 127.
ES43	29-Sino que han obligado a Sommerfeld y a otros físicos a admitir otros cuántos, que suponen órbitas elípticas. Hasta cuatro cuántos son necesarios, para determinar la posición de los electrones en el átomo, según la regla de Pauli como diremos después. Pág 131.
ES43	30- Sino que han obligado a Sommerfeld y a otros físicos a admitir otros cuántos, que suponen órbitas elípticas. Pág 131.
ES43	31-n, l, m, s. Pág 135
ES43	32- Hasta cuatro cuántos son necesarios, para determinar la posición de los electrones en el átomo, según la regla de Pauli como diremos después. Pág 131. En el mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan el mismo sistema de valores para los cuatro números cuánticos, n, l, m, s. Pág 135.
ES43	34- M. Planck, en contraposición con lo anteriormente admitido, propuso el nuevo postulado de que la energía no variaba de una manera continua, sino por saltos, o cuantos discretos; y por esto se llamó la teoría de los cuantos, y también teoría de Planck, la cual ha invadido actualmente todas las ramas de la física. El postulado fundamental de esta teoría se puede enunciar “ la energía de todo sistema elemental, que ejecuta un movimiento periódico de frecuencia γ , no puede variar más que por múltiplos enteros de $h\gamma$, siendo h una constante universal, llamada constante de Planck, o cuanto elemental, o cuanto de acción” ... Por lo tanto, toda la energía E estará representada por $E=nh\gamma$ siendo n un número entero. Cuando le damos el valor 1, resulta $E = h\gamma =$ un fotón. Pág 122-123.
ES43	36- Otro elemento pasajero, que sólo consiste en energía es el cuanto de luz, llamado fotón, que se expresa por $h\gamma$, siendo h la constante universal de Planck y γ la frecuencia de una radiación. Son como las notas de música, que

	salen de un instrumento, es decir, las radiaciones en la teoría de los cuantos, como explicaremos más adelante. Pág. 105
ES43	<p>37-Transformación de la energía en materia y viceversa. Dicen los investigadores que un fotón de energía suficiente, o sea, que valga por lo menos un millón de electrones-voltios lanzado sobre un cuerpo material hace ver en la cámara de Wilson la aparecieron simultanea de un electrón y de un positrón. Es decir, que la energía (fotón) se transforma en materia (electrón y positrón). El proceso inverso, o sea, la desmaterialización de la materia, también ha sido realizado experimentalmente por Joliot, transformado un positrón y un electrón en dos fotones de 500.000 electrones-voltios, que son radiaciones “gamma”. Págs. 105-106</p> <p>Con estos hechos se explica una anomalía, que se encontraba al determinar con toda exactitud los pesos atómicos de los diferentes isótopos, los cuales no son exactamente iguales a la suma de los neutrones y protones que se componen sino que siempre hay una pequeña pérdida de masa. Pág. 106.</p>
ES43	<p>39-Mecánica cuántica. El fracaso del modelo atómico de Bohr, para explicar otros espectros que los del hidrógeno, sobre todo las rayas finas de los dobletes, tripletes, etc., y la misma hipótesis, en parte tomada de la mecánica clásica, y en parte de la teoría de los cuantos, y las dificultades, que se encuentran también en los otros modelos del átomo, como el de Sommerfeld, propuestos con la intención de corregir las deficiencias del modelo de Bohr; ha hecho que los físicos modernos prescindan, y no recurran ya a un modelo intuitivo del átomo. Pág 141-142. La otra tendencia es la mecánica ondulatoria de de Broglie. La mecánica cuántica está todavía en pleno desarrollo; pero, ha obtenido ya resultados dignos de ser tenidos en cuenta, principalmente la teoría de de Broglie, la cual supone que la luz está formada de ondas y de corpúsculos, y que a cada partícula en movimiento, como los electrones, le acompaña una onda. Esta longitud de onda viene medida por la ecuación $\lambda=h/mv$. Pág 142.</p>
ES43	<p>40- ... y predominando actualmente en el capo científico la mecánica cuántica de Heisenberg, Born, Jordan y Dirac, etc. y la Mecánica ondulatoria de L de Broglie y Schroeder, que explica todos estos fenómenos... pág. 140.</p>
ES43	<p>41- La nueva mecánica cuántica comprende dos tendencias, la mecánica de matrices construida principalmente por Heisenberg, la cual renuncia desde el principio a toda idea intuitiva. En ella el átomo queda caracterizado por los niveles de energía, y por ciertas magnitudes, relacionadas entre sí por ecuaciones, que pueden someterse a operaciones de cálculo. Estas magnitudes no tienen en general significación física inmediata; pero, el cálculo de las mismas se funda en otras magnitudes, capaces de ser medidas, como longitudes de onda, potenciales de excitación e ionización, etc. Pág 142.</p>
ES43	<p>42- Por otro lado, los físicos-matemáticos se han dado a buscar una teoría matemática, que, conteniendo en sí lo que hay de verdadero en la teoría de</p>

	Bohr, evitase sus dificultades, y explicase los nuevos hechos, que se iban presentando: esta teoría es la llamada, mecánica ondulatoria. Pág 131.
ES43	44-...envoltura de electrones, que giran alrededor de dicho núcleo en órbitas circulares o elípticas, y sobre sí mismos con movimientos de rotación, distribuidos en pisos y subpisos, según explicaremos más adelante Pág 90. Se pensó entonces, por indicación de Goudsmith y Uhlenbeck, que los electrones no sólo tenían un movimiento de traslación, sino también de otros de rotación sobre su eje. A este movimiento de rotación se le designa ordinariamente con la palabra inglesa “spin” y con la letra s, pero como este spin o movimiento de rotación sólo puede tener lugar en dos sentidos, positivo y negativo, sólo puede tener dos valores $+1/2$ y $-1/2$. Pág 134.

1941 b- 21 categorías.

Jiménez, Emilio, Química General, 2º edición, S.A.E.T.A. Madrid, 1944.

JE44	2-Crookes (1978), encontró que cuando se provoca una descarga eléctrica a través de un gas enrarecido, se produce una corriente de rayos que parten del cátodo y se propagan en línea recta. Pág. 43.
JE44	4-Estas corrientes de luz violeta se llaman rayos canales, pero ahora se conocen como rayos positivos, demostrándose experimentalmente que son en realidad partículas soportando carga positiva. Pág. 44.
JE44	5-Hemos visto que los átomos que son neutros contienen protones y electrones pero además de estas unidades existen en los átomos de todos los elementos excepto del hidrógeno, otra unidad de materia independiente conocida como neutrón, identificado por Chadwick en 1932. Pág. 45.
JE44	9- Rutherford fue el primero en aceptar la teoría nuclear. Experimentos que no corresponden al propósito de este libro... Pág. 46.
JE44	10-Los espectros de los vapores de los elementos manifiestan un gran número de rayas brillantes y cada elemento tiene su espectro característico. Pág. 45.
JE44	12-Rutherford fue el primero en aceptar la teoría nuclear. Experimentos que no corresponden al propósito de este libro, demuestran que todos los protones y todos los neutrones Pág. 46.
JE44	13-El átomo de Bohr (1913) tiene semejanza con el sistema solar y consiste en un núcleo alrededor del cual giran los dos primeros electrones en una zona o capa envolvente, a la que rodea otra capa donde giran 8 electrones y así sucesivamente. Este modelo es el más empleado, pero aunque explica satisfactoriamente muchos hechos físicos ya no está de acuerdo en algunos aspectos con las investigaciones últimas. Pág. 48.
JE44	15-El átomo de Bohr (1913) tiene semejanza con el sistema solar y consiste en un núcleo alrededor del cual giran los dos primeros electrones en una zona o capa envolvente, a la que rodea otra capa donde giran 8 electrones y así sucesivamente. Este modelo es el más empleado, pero aunque explica satisfactoriamente muchos hechos físicos ya no está de acuerdo en algunos

	aspectos con las investigaciones últimas. Pág. 48.
JE44	16- Este modelo es el más empleado, pero aunque explica satisfactoriamente muchos hechos físicos ya no está de acuerdo en algunos aspectos con las investigaciones últimas. Pág. 48.
JE44	18-Al introducirse las ideas de Planck a la estructura del átomo, se supuso que los electrones giran en órbitas determinadas alrededor del núcleo, y que, la energía del átomo depende de las de sus electrones, o sea, de la posición de las órbitas recorridas por éstos. La absorción por el átomo de un cuanto de energía origina de un electrón un salto a una más distante del núcleo; al volver el electrón a su órbita normal emite cuantos de energía en forma de radiación monocromática de frecuencia determinada. La explicación de la teoría de los cuantos a los problemas de estructura atómica, representa un progreso teórico, y todavía es más prometedor el nuevo orden de ideas que se deriva de la modificación que recientemente ha experimentado la base fundamental de la teoría de los cuantos. Pág. 49. Al incorporar Bohr las ideas de Planck a la estructura del átomo, se supuso que los electrones giran sólo en órbitas de radios determinados alrededor del núcleo... Pág. 54. (2° edición, 1944)
JE44	19- Según la teoría de Bohr los electrones están distribuidos en capas de diferente nivel energético, generalmente designados por las letras K, L, M, N, O, P empezando por la más próxima al núcleo. Pág. 49.
JE44	20-Apoyandose en la teoría de Bohr es posible calcular las órbitas de los electrones y determinar el número de estos en cada capa. Por ejemplo los gases inertes He, Ne, Ar, Kr, Xe, tienen número atómico de 2, 10, 18, 36, 54 y 86 respectivamente, que indican el número de electrones que poseen cada uno. Pág. 49. Cada capa cuántica es capaz de contener un cierto número máximo de electrones así: K, 2; L, 8; M,18; N, 32; O, 18; P, 8; Q, 2. Pág. 55.(2° edición, 1944)
JE44	21- Según la teoría de Bohr los electrones están distribuidos en capas de diferente nivel energético, generalmente designados por las letras K, L, M, N, O, P empezando por la más próxima al núcleo. Pág. 49. Cada capa cuántica es capaz de contener un cierto número máximo de electrones así: K, 2; L, 8; M, 18; N, 32; O, 18; P ,8; Q ,2. Pág. 55.(2° edición, 1944)
JE44	23-Según la teoría de Bohr los electrones están distribuidos en capas de diferente nivel energético, generalmente designados por las letras K, L, M, N, O, P empezando por la más próxima al núcleo. Pág. 49.
JE44	25- Al introducirse las ideas de Planck a la estructura del átomo, se supuso que los electrones giran en órbitas determinadas alrededor del núcleo, y que, la energía del átomo depende de las de sus electrones, o sea, de la posición de las órbitas recorridas por éstos. La absorción por el átomo de un cuanto de energía origina de un electrón un salto a una más distante del núcleo; al volver el electrón a su órbita normal emite cuantos de energía en forma de radiación monocromática de frecuencia determinada. Pág. 49.

	26-Esta energía es igual a la diferencia E_1-E_0 entre la energía inicial y la final del salto realizado y la energía de un fotón es igual a $h\cdot\gamma$. Pág. 54 (2° edición, 1944)
JE44	29-Pero los progresos de la espectrografía, y la mayor complejidad de las rayas espectrales en los elementos con más de un electrón planetario, han obligado a establecer una segunda y tercera condición cuántica (Sommerfeld) que deben satisfacer las órbitas electrónicas posibles. Pág. 54. (2° edición, 1944)
JE44	31- Pero los progresos de la espectrografía, y la mayor complejidad de las rayas espectrales en los elementos con más de un electrón planetario, han obligado a establecer una segunda y tercera condición cuántica (Sommerfeld) que deben satisfacer las órbitas electrónicas posibles. Pág. 54. (2° edición, 1944)
JE44	32- La limitación del número de electrones permitidos en una órbita, se conoce como principio de exclusión de Pauli. Pág. 55 (2° edición, 1944)
JE44	34-Planck, al querer explicar otros fenómenos de radiación, supuso que la energía luminosa no era emitida o absorbida continuamente, sino en cantidades discretas que denomino cuantos. Pág. 49. 34- Esta energía es igual a la diferencia E_1-E_0 entre la energía inicial y la final del salto realizado y la energía de un fotón es igual a $h\cdot\gamma$. Pág. 54 (2° edición, 1944)
JE44	36- Esta energía es igual a la diferencia E_1-E_0 entre la energía inicial y la final del salto realizado y la energía de un fotón es igual a $h\cdot\gamma$. Pág. 54 (2° edición, 1944)
JE44	44-Derminados grupos de trayectorias electrónicas se encuentran comprendidas en capas de igual energía y cada electrón aislado del conjunto de electrones tiene además una característica en la que se conoce como spin o giro. Dos electrones con giros de sentido contrario se compensan. Pág. 53. (2° edición, 1944)
JE44	Jiménez, Emilio, Química General, 1° edición, S.A.E.T.A. Madrid, 1941. Lewis-Langmuir. Ya no nos queda más que determinar la posición de los electrones. Se han propuesto dos teorías de estructura atómicas basadas en hechos experimentales. En el átomo de Lewis-Langmuir, teoría del octeto, el núcleo se sitúa en el centro de un cubo y los electrones se sitúan, los dos primeros muy próximos al núcleo y los demás en los vértices de un cubo y a mayor distancia del núcleo, estas posiciones son relativas, ya que los electrones están en movimiento. Pág. 47.

1946c – 28 categorías.

Galmes, Juan. *Química inorgánica*. 1ª Edición. Salvat Editores, S. A. Barcelona-Buenos Aires. 1946.

GJ46	2-Si en vez de usar el tubo de Geissler se usa el de Crookes, cuya presión interna es sólo de 0,001 milímetros, en el interior del tubo aparece oscuro y sus paredes fosforescentes, la intensidad máxima está en los alrededores del cátodo. Estos rayos se denominan catódicos... Pág. 20.
GJ46	4-Rayos canales-. En 1886, Goldstein usando un tubo de Crookes con un cátodo agujereado, observo que a través de los agujeros de éste, pequeños haces luminosos que salían por entre las rendijas del cátodo. Por su aspecto, les dio el nombre de rayos canales. Pág. 21.
GJ46	5-Experimentos posteriores demostraron a Chadwick que la masa de estas partículas era aproximadamente igual a la del protón; pero dada la fuerza de penetración en la materia, se trataba de una partícula eléctricamente neutra y por esto le dio el nombre de neutrón. Según Garrow esta partícula sólo tiene, fuera del núcleo, media hora de existencia, descomponiéndose en un protón y un electrón. Pág. 25. Neutrón. También aquí se dividen las opiniones: unos creen que es una partícula completamente ponderal, sin carga eléctrica, pero igual al átomo de hidrógeno en el cual el electrón orbital ha caído dentro del núcleo, o sea, dentro del protón, sufriendo al mismo tiempo una reducción de volumen y neutralizando a la par su carga: $n = p + e$. Así concebido el neutrón, si de él se desprende un electrón, se transforma en protón. Pág. 26.
GJ46	9-La presencia de la electricidad positiva en el núcleo queda confirmada por las desviaciones que, según Geiger y Morsden sufren las partículas α (de carácter positivo) al pasar por cerca de esta región del átomo. Pág.28.
GJ46	10- Precisamente el modelo presentado por Thomson fue rechazado porque, entre otros fenómenos dejaba inexplicados los correspondientes a la emisión y absorción de la luz, tales como el fenómeno de Stark, consistente en el desdoblamiento de las rayas espectrales y de las fórmulas de ciertas series espectrales, como las de Balmer para el hidrógeno. Pág. 27.
GJ46	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág. 22-23. Pág. 39.
GJ46	12-Actualmente el modelo atómico más admitido fundamentalmente es el de Rutherford-Bohr, al cual se han ido agregando elementos de Sommerfeld, Uhlenbeck y Goudsmit y otros. Pág 27.
GJ46	13-Rutherford supone, pues, que el átomo consta de dos partes; de núcleo, en el cual está condensada la electricidad positiva y de corona o envolvente en la que se halla la electricidad negativa. Pág. 27. En la corona están distribuidos los electrones en número igual a las cargas positivas, dotados de movimiento rotatorio alrededor del núcleo como los planetas en torno al Sol, de suerte que la fuerza centrífuga opuesta a la atractiva del núcleo evita la caída de los electrones en él. Pág 30.
GJ46	14- En la corona están distribuidos los electrones en número igual a las cargas positivas, dotados de movimiento rotatorio alrededor del núcleo como los planetas en torno al Sol, de suerte que la fuerza centrífuga opuesta a la atractiva del núcleo evita la caída de los electrones en él. Pág 30. Ahora bien,

	al girar un electrón sobre su órbita según la mecánica clásica, las fuerzas coulombianas $e\epsilon/r^2$ que obra sobre estas partículas estará equilibrada con la fuerza centrífuga mv^2/r que resulta del movimiento rotatorio, o sea; $e\epsilon/r^2 = mv^2/r$. Pág. 37.
GJ46	15- Actualmente el modelo atómico mas admitido fundamentalmente es el de Rutherford-Bohr, al cual se han ido agregando elementos de Sommerfeld, Uhlenbeck y Goudsmit y otros. Pág 27.
GJ46	16-El modelo atómico de Rutherford, además de dejar inexplicadas las regularidades de los espectros producidos por el giro de los electrones en torno del núcleo, tiene el inconveniente de fundarse sobre la teoría electromagnética clásica según la cual, el electrón, al moverse alrededor del núcleo, emite energía radiante por la transformación de la energía cinética de éste, en consecuencia, la energía radiante va siendo cada vez menor, y por lo mismo las órbitas van siendo menores, hasta que el electrón acabarían por caer dentro del núcleo atómico. Pág. 36.
GJ46	18- $r = n^2h^2/(4\pi^2me\epsilon)$. Pág. 37. 14- En la corona están distribuidos los electrones en número igual a las cargas positivas, dotados de movimiento rotatorio alrededor del núcleo como los planetas en torno al Sol, de suerte que la fuerza centrífuga opuesta a la atractiva del núcleo evita la caída de los electrones en él. Pág 30. Ahora bien, al girar un electrón sobre su órbita según la mecánica clásica, las fuerzas coulombianas $e\epsilon/r^2$ que obra sobre estas partículas estará equilibrada con la fuerza centrífuga mv^2/r que resulta del movimiento rotatorio, o sea; $e\epsilon/r^2 = mv^2/r$. Pág. 37.
GJ46	19- Como a las rayas espectrales emitidas por los electrones de un átomo resultan insuficientes, las órbitas primitivas para explicar la multiplicidad de tales rayas, se han visto forzados los fisicoquímicos, a subdividirlas a todas, prescindiendo de la órbita K, en un número mayor o menor de subórbitas o subpisos, que finalmente, han recibido el nombre genérico de niveles de energía. Pág. 40.
GJ46	20- De lo anteriores deduce; 1º que el número máximo de electrones que pueden contener una órbita será $2n^2$ Pág. 45.
GJ46	21- ...con el aumento de éste van apareciendo otros grupos de rayas indicados por las letras M, N, O, P, Q respectivamente. Pág. 22. 22-A veces l también viene expresada l=s,p,d,f,g resultando s = 0, p = 1, d = 2, f = 3, g = 4. Pág. 43.
GJ46	22-A veces l también viene expresada l = s, p, d, f, g resultando s = 0, p = 1, d = 2, f = 3, g = 4. Pág. 43.
GJ46	23- Según esto, los electrones de cierta categoría se distribuyen en un nivel, y otros de distinta categoría en otros. Pág. 40.
GJ46	24-El electrón que se mueve en una órbita que satisfaga estas condiciones, se halla, según Bohr en un estado estacionario, es decir no admite ni absorbe energía. Pág. 36.

GJ46	26- $E_i - E_f = h\nu$ es decir, energía inicial menos energía final, es igual al número de vibraciones por la constante de Planck. Pág. 36.
GJ46	28-Los electrones que rodean al núcleo atómico no se mueven arbitrariamente sobre todas las trayectorias posibles, sino están obligados a moverse sobre determinado número de ellas, es decir, sobre aquellas en las cuales el momento de la cantidad de movimiento es un múltiplo de $h/2\pi$. Si el momento de la cantidad de movimiento viene representado por mvr , sólo es posible el movimiento cuando $mvr = n h/2\pi$. Pág. 36.
GJ46	29- Actualmente el modelo atómico mas admitido fundamentalmente es el de Rutherford-Bohr, al cual se han ido agregando elementos de Sommerfeld, Uhlenbeck y Goudsmit y otros. Pág 27.
GJ46	30- De aquí que ya el mismo Bohr y sobre todo Sommerfeld, hayan introducido en el átomo órbitas elípticas, que se multiplican hasta destinar una para cada electrón. Kossel, Lewis y Langmuir suponen que tales elipses no son planas, sino también espaciales. Todas ellas se disponen en grupos llamadas capas electrónicas, cada una de las cuales contiene cierto número de órbitas, o mejor, de niveles. Pág. 42.
GJ46	31- Así cada electrón queda determinado por sus cuatro números cuánticos, representados por las letras $n, l, m, s...$ Pág. 43.
GJ46	32-Regla de Pauli, En un átomo no pueden coexistir dos electrones sin que tengan valores diferentes por lo menos para uno de sus números cuánticos. Pág. 44.
GJ46	36- Hoy en día se considera a los rayos γ formados por corpúsculos llamados fotones. Pág. 25.
GJ46	38-Además, suponiendo las órbitas elípticas en el perihelio, o sea, en las proximidades del núcleo, la velocidad del electrones mayor que en las lejanías; de aquí que resulte un desplazamiento del perihelio, fenómeno que influye también en los espectros atómicos. Pág. 43.
GJ46	39- La mecánica ondulatoria ha sido la que ha demostrado que la entrada de una partícula en el núcleo no era cuestión de la mayor o menor velocidad de la partícula, sea α o protón, sino en acertar con una velocidad o energía tal que corresponda a la exigida por ciertas condiciones del núcleo objeto del bombardeo. Entonces la acción de la partícula sobre el núcleo será de una gran eficacia. La razón es porque el núcleo posee niveles de resonancia. Este fenómeno de la resonancia de los niveles es una consecuencia de la teoría de onda asociada. Pues, según ella, el movimiento de cualquier partícula va asociado a una onda, de suerte que la partícula se puede hallar en todo el trayecto en donde su onda no sea nula. Pág.523.
GJ46	44- Uhlenbeck y Goudsmit, aun después de las reformas hechas por Sommerfeld, han demostrado que para la perfecta interpretación de los espectros de los metales alcalinos, se hacía necesario admitir que los electrones del átomo son giratorios, es decir, que los electrones, al mismo

	tiempo que se deslizan por sus niveles en torno al núcleo, dan vueltas alrededor de si mismos. Este movimiento de giro ha recibido el nombre de spin. Pág. 43.
--	--

1954. 27 ítems citados.

Ipiens Lacasa, Antonio. Tratado de química general, tomo primero, química inorgánica. Séptima edición. Madrid. 1954.

ILA54	2-Los cuantos de electricidad negativa, electrones negativos, o simplemente electrones o negatrones, se han arrancado a la materia en los fenómenos de descarga en los gases, en los tubos que se llaman de Crookes y Coolidge, y los emiten los cuerpos radioactivos en sus rayos β . Pág. 25.
ILA54	3-El electrón es la mínima carga de electricidad negativa que existe en libertad; dicha carga se designa por e, y su valor, según resulta de medidas delicadas llevadas a cabo por Millikan, que le valieron el premio Nobel de Física, importa $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ culombios. Pág. 26.
ILA54	4- Así se dice que las partículas positivas que componen los rayos anódicos poseen cargas eléctricas positivas múltiplos de e, y masa igual a las de los átomos o moléculas del gas que llena el tubo, y con ello se quiere indicar que dichas partículas son átomos o moléculas que han perdido alguno de sus electrones. Pág. 26.
ILA54	5- El inglés Chadwick demostró que la citada radiación se compone de rayos γ y de partículas desprovistas de carga eléctrica, pero de masa relativamente grande, a las que llamó neutrones. En efecto, el neutrón es el elemento de número atómico cero, y, por tanto no contiene ningún electrón cortical. Se representa por ${}_0^1n$. Pág. 41.
ILA54	9- En virtud de una serie de observaciones experimentales, cuya descripción no cabe aquí supuso Rutherford, en 1911, que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente alrededor del cual giran electrones negativos... Pág. 26
ILA54	10- El modelo atómico de Rutherford nada dice acerca de la composición del núcleo de los átomos, ni basta para interpretar los espectros de emisión de los elemento; porque en tanto que los espectros constan de rayas bien definidas cada una de las cuales corresponde a una radiación de frecuencia determinada, el átomo de Rutherford puede emitir toda clase de ondas electromagnéticas. Pág. 27. La distribución de los electrones en pisos explica también la estructura de los espectros de rayos X; así, las rayas de la serie K de esos espectros se manifiestan cada vez que alguno de los electrones del piso K vuelve de nuevo a dicho piso, después de haber sido arrancado de él mediante una excitación atómica conveniente y lanzado a otras órbitas más externas y aun fuera del átomo. Pág. 31.
ILA54	12- Rutherford, en 1911. supuso...Pág. 26.
ILA54	13- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo

	material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas, y en número exactamente preciso para mantener la electroneutralidad del átomo. Pág 26-27 Van der Broek, Geiger, Marsden y Chadwick determinaron en 1913 el número de cargas positivas del núcleo, y Barkla contó el número de electrones del átomo, llegando a la conclusión de que en el pequeño sistema planetario ideado por Rutherford, el número de cargas positivas del núcleo es igual al de electrones de su corteza y coincide en cada elemento con su número atómico. Pág.27.
ILA54	14- Rutherford, en 1911. supuso que el átomo está constituido de un núcleo material cargado positivamente, alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas... El sistema es estable porque la fuerza centrífuga de los electrones equilibra en todo momento a la atracción electrostática que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 26-27.
ILA54	15- Borh y Sommerfeld orillaron estas dificultades aplicando al modelo atómico de Rutherford la teoría de los cuántos de Planck. Pág. 27.
ILA54	16- El átomo de Rutherford puede emitir toda clase de ondas electromagnéticas. Además, dicho modelo no es estacionario, puesto que, según las leyes de la electromecánica clásica, siempre que los electrones giren alrededor del núcleo emiten energía en forma de radiación electromagnética, lo que exige que con el tiempo caigan aquellos sobre el núcleo. Pág. 27.
ILA54	18-Los dos electrones difieren en su spin lo que significa que recorren la misma órbita si bien girando en sentido contrario alrededor de sus respectivos ejes de rotación. Pág. 28.
ILA54	19-Si se profundiza más en la exposición de la estructura electrónica del átomo, distínguese en cada piso dos o más subniveles de estabilidad y de energías diferentes. Pág 29.
ILA54	20- ...y el número de electrones necesario para llenar un piso es $2n^2$, formula que representa el número de elementos de cada periodo. Pág. 29.
ILA54	21- Borh admite que en el estado normal del átomo, los electrones se disponen en pisos o capas, a estos pisos, considerados de dentro a afuera, los designaba con las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág. 28
ILA54	22- A estos subpisos y a los electrones que por ellos corren se les designan con las letras s, p, d y f. Pág. 29.
ILA54	24- En el estado normal del átomo, cada electrón circula por la más pequeña de sus órbitas disponible, y no recorre las restantes más que cuando el átomo ha absorbido energía, es decir, cuando se ha excitado previamente. Mientras un electrón circula por cualquiera de sus órbitas disponibles, su energía total permanece constante, o lo que es igual, dicho electrón no emite radiación alguna, en todo caso la energía del electrón en cada órbita tiene valores tanto más grandes cuanto mayor es el radio de ella. El átomo solo emite energía cuando alguno de sus electrones salta desde una de sus órbitas a otra más interna y, en último termino, a su órbita normal correspondiente... Pág.27

ILA54	26- La cantidad de energía que emite o absorbe el átomo en el salto de alguno de sus electrones, desde la órbita cuyo semieje mayor es m a la de semieje n , equivale a la diferencia de energía que posee el electrón en aquellas dos órbitas; y esta energía la absorbe o desprende en forma de un cuanto de energía, esto es, de una radiación de frecuencia γ ; el valor de la frecuencia se deduce de la expresión $E_m - E_n = h\gamma$, en que E_m y E_n representan la energía total del electrón en las órbitas cuyos semiejes mayores son m y n , respectivamente. Pág. 28.
ILA54	29- Borh y Sommerfeld... Pág.27
ILA54	30- ...alrededor del cual giran electrones negativos describiendo órbitas circulares o elípticas. Pág. 26.
ILA54	31- n, l, m, s . Pág. 28.
ILA54	32- Es principio fundamental, formulado por Pauli, que "En un átomo no hay nunca dos electrones cuyos cuatro números cuánticos sean iguales" (principio de exclusión de Pauli) Pág. 28.
ILA54	34- Con arreglo a la teoría de los cuantos, los átomos emiten y absorben la energía en forma discreta, que reciben el nombre de cuantos de energía: un cuanto de energía está definido por el producto $E = h \gamma$, en el cual γ indica la frecuencia de la radiación y h representa una constante universal, que se llama constante de Plank o cuanto de acción; su valor es $h = 6,626 \cdot 10^{-27}$ erg·seg. Los cuantos de energética tienen, pues, valores energéticos muy diferentes, que dependen de la frecuencia de la onda electromagnética, pero son siempre múltiplos del cuanto de acción. Pág.27 Borh y Sommerfeld orillaron estas dificultades aplicando al modelo atómico de Rutherford la teoría de los cuantos de Planck. Pág.27
ILA54	36- Por otra parte, los positrones no son estables, su vida media ni supera a una millonésima de segundo, pues cada vez que un positrón queda libre se une a un electrón y origina dos fotones de radiación electromagnética dura, de $2,4 \cdot 10^{-10}$ centímetros de longitud de onda.
ILA54	42- A su vez, y dentro de cada subnivel, hay tantos orbitales como valores del número cuántico m corresponden al valor l del subnivel: todos ellos se diferencian en la posición del plano de la órbita en el espacio. Pág. 29. Un electrón circulando en un orbital es un electrón solitario. Dos electrones moviéndose en un mismo orbital se dice que están apareados. Pág. 29.
ILA54	43- Un electrón circulando en un orbital es un electrón solitario. Dos electrones moviéndose en un mismo orbital se dice que están apareados. Pág. 29.
ILA54	44- El spin s , designa el sentido de rotación del electrón alrededor de su propio eje. Pág. 28.
ILA54	45- Como regla general puede establecerse que en cada piso los electrones tienden a ocupar los orbitales más estables; es decir, que no empiezan a entrar electrones en un subnivel sin haberse completado el anterior, y aún dentro de

	<p>cada subnivel en que todos los electrones tienen la misma energía, empieza por entrar un solo electrón en cada órbita y sólo cuando todos los orbitales del subpiso tienen ya un electrón, entra en ellos el segundo para ocuparlos. Pág. 29.</p>
--	--

1961c – 25 categorías.

Juan Galmes, P. *Manual de química, general y descriptiva*, Editorial Tip. Cat. Casals, Barcelona, 1961.

GJ61	<p>2-Si por un tubo de Crookes se hace pasar la corriente eléctrica aparecen en él los rayos llamados catódicos, descubiertos por Hittorf (1869) o tal vez antes por Plücher (1859), son invisibles en sí, salen normalmente de la superficie del cátodo, están formados por partículas negativas, llamadas por Stoney, electrones, se propagan en línea recta, tienen una velocidad muy próxima a la de la luz; no atraviesan el vidrio, pero si las láminas metálicas muy finas... Págs 31-32.</p>
GJ61	<p>4-Rayos canales; fueron descubiertos por Goldstein (1886) son invisibles, van en dirección opuesta a los rayos catódicos y salen del cátodo si éste es una placa perforada. Están formados por gaseiones positivos, es decir, por moléculas de gas contenidos en un tubo, que han perdido un electrón. Pág 32.</p>
GJ61	<p>5-Neutrón descubierto por Chadwick (1931) tiene una masa igual al del protón pero carece de carga eléctrica. El protón y el neutrón son las llamadas partículas nucleares por ser las únicas, que como tales entran a formar el núcleo atómico. Son partículas compuestas así: protón = n + positrón. // Neutrón = protón + electrón. Pág 36.</p>
GJ61	<p>10-Las series de las rayas; todas las rayas que forman los espectros X de los elementos se agrupan en varias series. Designadas por las letras K, L, M, N... Pág 35.</p>
GJ61	<p>11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett. Pág 35.</p>
GJ61	<p>12- El átomo según Rutherford... Pág 37.</p>
GJ61	<p>13-El átomo según Rutherford se compone de núcleo y de corona. Rodeando al núcleo se distribuyen una serie de círculos concéntricos. Modelo atómico de Rutherford. Considera al átomo como un sistema planetario, cuyo centro es el núcleo y los electrones giran en torno suyo como los planetas alrededor del Sol. Pág 37.</p>
GJ61	<p>14- Principio de constitución de Bohr. El paso de un elemento a otro, en el sentido de menor a mayor número atómico, se realiza añadiendo al núcleo un protón y en la corona un electrón. Este electrón que se adiciona tiende a penetrar en la órbita más próxima al núcleo debido a que éste ejerce una atracción electrostática sobre el electrón, tanto mayor cuanto la órbita esté más próxima al núcleo, sede de las cargas positivas. Pág 40.</p>
GJ61	<p>15-De ahí se originan las modificaciones introducidas por Bohr. Pág 39.</p>
GJ61	<p>16- Pero este modelo tiene el inconveniente de ser inestable; pues los</p>

	electrones al discurrir por su órbita pierden energía y por lo mismo dichas orbitas electrónicas cada vez van siendo más pequeñas, de suerte que llegaría un momento en que el electrón se precipitaría dentro del núcleo y en consecuencia vendría la destrucción del átomo. Pág 39.
GJ61	18-Rodeando al núcleo se distribuyen una serie de círculos concéntricos, cuyo conjunto fue llamado por Rutherford: corona, corteza o envoltura atómica. Págs 37-38.
GJ61	19- Las órbitas con excepción de la K se dividen en subórbitas o niveles. Pág 40.
GJ61	20- Principio de exclusión de Pauli: Cada capa o nivel tiene un grado de saturación en el número de sus electrones. Pauli dedujo $2n^2$ Pág 41.
GJ61	21- Las órbitas con excepción de la K se dividen en subórbitas o niveles... las series de las rayas- todas las rayas que forman los espectros X de los elementos, se agrupan en distintas series. Designadas por las letras K, L, M etcétera, correspondientes, como luego se verá a otras órbitas, llamadas cuánticas, las principales, las que más figuran son: K, L, M, N. Las órbitas empezando por la más próxima al núcleo se designan sucesivamente con las letras K, L, M, N, O, P, Q... Pág 38.
GJ61	22- La primera órbita o capa es K que, como ya hemos dicho, no acepta más que dos electrones, contiene una sola orbital esférica, llamada 1s concéntrica al núcleo. Esta orbital es la nivel energético más bajo; presenta propiedades que no se hallan en las orbitales s de las capas superiores, como sucede con la del hidrógeno, Los 8 electrones posibles de la segunda capa L se reparten de dos en dos en cuatro orbitales: una orbital s, llamada 2s concéntrica con la orbital precedente, y tres orbitales p correspondientes a dos volúmenes esféricos asimétricos el uno del otro con respecto a un núcleo y separados por un plano nodal en el cual la probabilidad de la presencia del electrón es cero. Los dos espacios esféricos son asimétricos y no pueden ser ocupados simultáneamente. Págs 42-43.
GJ61	23- Según Borh, un electrón no puede ocupar una órbita atómica cualquiera, sino aquella que le corresponde según su grado de energía... Pág 40.
GJ61	24- Según Borh, un electrón no puede ocupar una órbita atómica cualquiera, sino aquella que le corresponde según su grado de energía y ésta será su órbita propia de forma que mientras la recorra no perderá ni ganará energía. Pág 40.
GJ61	25-Sólo habrá variación en su energía, en el caso que el electrón cambie de órbita, si va de una más próxima al núcleo a otra más alejada cederá energía, al contrario, si va de una órbita más lejana a otra más próxima absorberá energía. Pág 40.
GJ61	32- Los distintos electrones del átomo se reparten, pues, por las diferentes orbitales, cada una de las cuales, puede contener uno o un máximo de 2 electrones de espín antiparalelo. Pág 42.
GJ61	36-Los rayos γ no sufren desviación alguna, están formados por corpúsculos

	llamados fotones. Pág 36.
GJ61	37- Según la teoría relativista de Einstein, a una pérdida de masa le corresponde un aumento de energía. Ahora bien, la suma de dos protones y dos neutrones que forman el núcleo de helio, en estado libre, es igual a 4,032076; en cambio, constituyendo el núcleo, su peso global es: 4. Luego ha habido una pérdida de materia igual a la diferencia de los dos pesos, a esto se llama índice de ligadura o efecto de empaquetamiento. Pág 37.
GJ61	39-La teoría ondulatoria de De Broglie ha dividido las orbitas atómicas en orbitales. Recibe el nombre de orbital un volumen particular del espacio atómico, dentro del cual, un electrón tiene 95% de probabilidad de encontrarse en él. Pág 42.
GJ61	42-La teoría ondulatoria de De Broglie ha dividido las orbitas atómicas en orbitales. Recibe el nombre de orbital un volumen particular del espacio atómico, dentro del cual, un electrón tiene 95% de probabilidad de encontrarse en él. Los distintos electrones del átomo se reparten, pues, en las diferentes orbitales. Pág 42.
GJ61	44- Los electrones en ellas no solo tienen un movimiento de traslación sino de rotación sobre su eje, como los planetas. Este movimiento de rotación, se le conoce con el nombre de Spin, el cual puede darse de derecha a izquierda o de izquierda a derecha. puede ser paralelo y antiparalelo. Pág 40. Principio de Hund. Cuando se pasa de un elemento al siguiente, las órbitas adquieren progresivamente electrones con la particularidad de que todas las orbitales p deben desde luego contener un electrón, antes que una de ellas puede presentar un doblete. Pág 43-44.

1961. 28 ítems citados.

Canivell Morcuende, Ramiro. *Curso de iniciación, Ampliación de Química*. E.T.S. de Ingenieros Industriales. Bilbao. 1961.

CMR61	2- Este tubo tiene el cátodo en uno de sus extremos y el ánodo está constituido por un cilindro metálico taladrado por su eje, por cuyo orificio han de pasar los rayos catódicos (electrones) Pág 45.
CMR61	3-Medida de la carga eléctrica del electrón. Millikan, mediante una serie de experiencias comenzadas en 1909, llegó a la realización de esta medida. Pág 40.
CMR61	5-Chadwick (1932) estudiando estos rayos llegó a la consecuencia de que esta radiación era corpuscular y que estaba integrada por partículas de masa prácticamente igual a la del protón pero no poseyendo carga eléctrica, denominándose por esta razón neutrones, estableciéndose la hipótesis de que los neutrones están formados por la asociación de un protón y un neutrón. Pág 74. Según Gamow el neutrón fuera del núcleo sólo tiene una existencia de media hora aproximadamente, dando origen a un protón y a un electrón, es decir: $n = p + e^-$ Pág 76.

CMR61	8-La primera teoría acerca de la constitución del núcleo fue establecida por J. J. Thomson antes del descubrimiento del neutrón, según esta teoría el núcleo es una esfera material con carga positiva. Dentro de esta esfera, repeliéndose entre ellos, están embebidos los electrones en número suficiente para neutralizar la citada carga positiva. Pág 73.
CMR61	9- También Rutherford estableció un procedimiento para hacer el cómputo de los protones existentes en un núcleo; su funcionamiento en el siguiente: Operando en la cámara de niebla de Wilson, los rayos alfa (núcleos de helio) con los que se bombardea un elemento químico, al desviarse por la acción de las cargas positivas del núcleo de este elemento, se apartan de su trayectoria proporcionalmente a la carga eléctrica total de dicho núcleo. Pág. 73
CMR61	12-Hasta 1919 fue imposible provocar artificialmente esta descomposición de un núcleo, en cuya fecha Rutherford logró transformar nitrógeno en hidrógeno, en pequeñísima escala, mediante proyectiles en los cuales a la máxima energía se unían la máxima condensación, con rayos alfa. La teoría de Rutherford presenta serias dificultades desde el punto de vista electrodinámico... Pág 38.
CMR61	13- La teoría atómica de Rutherford-Bohr, según la cual los electrones describen órbitas estacionarias circulares, permite justificar la fórmula establecida empíricamente por Balmer-Ritz para calcular las líneas del espectro óptico del hidrógeno. Según la citada teoría el átomo de hidrógeno está constituido por un núcleo que consta de un único protón y por una envolvente electrónica formada por un solo electrón que gira alrededor de dicho núcleo describiendo una circunferencia. Las cargas eléctricas de estas dos partículas tienen el mismo valor absoluto y puesto que el átomo normal es eléctricamente neutro Pág 50.
CMR61	14- Los electrones, describiendo órbitas, en virtud del equilibrio dinámico existente entre la fuerza centrífuga propia de su movimiento y la atracción eléctrica ejercida por el núcleo sobre ellos. Pág. 37. Como en este átomo se crea un campo eléctrico, el electrón es atraído por el núcleo con una fuerza F que, según la ley de Coulomb y admitiendo que la constante dieléctrica es la unidad será; $F = e^2/r^2$. Pág 50. Para que el electrón no se precipite sobre el núcleo por efecto de esta atracción eléctrica es preciso que exista otra fuerza que equilibre a la anterior, Esta segunda fuerza es la centrífuga creada por el giro del electrón en la órbita circular de radio r ó sea: $F=mv^2/r$. Pág 51.
CMR61	15- Bohr resolvió esta dificultad de la teoría de Rutherford rechazando el hecho de que los electrones radien mientras describen sus órbitas, apoyándose para ello en la discontinuidad de los espectros ópticos de los elementos químicos y en la teoría cuántica de Planck. Pág 38.
CMR61	16- La teoría de Rutherford presenta serias dificultades desde el punto de vista electrodinámico para ser aceptada: según las leyes electrodinámicas el movimiento de la carga eléctrica del electrón al describir este su trayectoria

	<p>debe engendrar una modificación periódica del campo electromagnético propagándose en el espacio, es decir, debe crear una onda electromagnética cuya frecuencia ha de ser función del movimiento del electrón. Ahora bien éste electrón al radiar energía lo hará perdiendo energía, la cual irá disminuyendo continuamente: en consecuencia su velocidad se reducirá también progresivamente y así mismo la distancia que le separa del núcleo. Por tanto, con tiempo suficiente, el electrón entrará en contacto con el núcleo y el sistema atómico resulta inestable, en contradicción con la estabilidad de los átomos. Pág. 38.</p>
CMR61	<p>18- Según la citada teoría el átomo de hidrógeno está constituido por un núcleo que consta de un único protón y por una envolvente electrónica formada por un solo electrón que gira alrededor de dicho núcleo describiendo una circunferencia. Pág 50. Como son conocidos todos los valores del primer quebrado resulta que la energía del electrón es función de n al igual que el radio r, calculándose la energía de cada órbita estacionaria dando a n valores enteros. Pág 54.</p> <p>Según la teoría de Bohr los electrones atómicos no siguen las leyes de la electrodinámica y giran sin radiar mientras están ocupando ciertas órbitas privilegiadas llamadas órbitas estacionarias. Pág. 58</p>
CMR61	<p>19- Según la teoría de Bohr los electrones atómicos no siguen las leyes de la electrodinámica y giran sin radiar mientras están ocupando ciertas órbitas privilegiadas llamadas órbitas estacionarias. Pág. 58. Todos los electrones de un átomo que tienen el mismo número cuántico principal n forman una capa electrónica y todos los que poseen el mismo número cuántico principal secundario l pertenecen al mismo nivel electrónico. Dos electrones pertenecientes a la misma capa y al mismo nivel electrónicos y que además tienen el mismo número cuántico magnético m ocupan el mismo orbital, diferenciándose por tener números cuánticos de giro s opuestos. Pág. 58.</p>
CMR61	<p>20- El número máximo de electrones de cada capa está dado por la expresión $2n^2$ (2, 8, 18, 32, 50, etc). Pág 61.</p>
CMR61	<p>21-Ahora bien, como regla general las sucesivas capas electrónicas 1, 2... n capas (K, L, M...) se presentan de forma que el estado de energía más estable corresponde a la capa electrónica de número cuántico principal n más bajo, mientras que en cada capa electrónica los niveles de energía se establecen siguiendo de menor a mayor el orden de los valores 0, 1 ... (n-1) del número cuántico secundario l que los caracteriza. Pág 59.</p>
CMR61	<p>22- Al pasar ahora al cobre ($Z=29$), un electrón $4s^2$ desciende al último orbital $3d$, teniéndose: Cu: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ Pág 70.</p>
CMR61	<p>23- ...en cada capa electrónica los niveles de energía se establecen siguiendo de menor a mayor el orden de los valores 0, 1 ... (n-1) del número cuántico secundario l que los caracteriza. Pág 59.</p>
CMR61	<p>24-Según la teoría de Bohr el electrón escapa a las leyes de la electrodinámica</p>

	y gira en determinadas órbitas sin radiar; es decir, que no todas las órbitas son posibles para el electrón. A las órbitas posibles se le llaman órbitas estacionarias. Pág. 38.
CMR61	26- Según el postulado de la frecuencia determinada de Borh: al cambiar un electrón de una órbita p a otra q su diferencia de energía será la del fotón correspondiente; $E=h\gamma$, luego aplicado este valor en la ecuación anterior, se tiene: $h\gamma = 2\pi^2e^4m/h^2 (1/p^2 - 1/q^2)$ Pág 55.
CMR61	29- Cálculo de los radios de las órbitas estacionarias. El momento angular M está definido por el producto del momento de inercia mr^2 (la masa m es puntual) por la velocidad angular v/r , es decir. $M=mr^2 \cdot v/r =mrv$. Pág 51.
CMR61	29- Teoría de Bohr Sommerfeld, Ante las dificultades que presenta la teoría de Bohr para explicar la llamada estructura fina de las líneas espectrales, esta teoría, establecida para trayectorias electrónicas circulares, ha sido ampliada a trayectorias electrónicas elípticas pro el mismo Bohr y por Sommerfeld. Pág. 38.
CMR61	30- ...ha sido ampliada a trayectorias electrónicas elípticas por el mismo Bohr y por Sommerfeld. Pág. 38.
CMR61	31-n, l, m, s. Pág. 38.
CMR61	32- Principio de exclusión de Pauli.- Según este principio en el mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan iguales sus cuatro números cuánticos. Pág. 39.
CMR61	33- ...apoyándose para ello en la discontinuidad de los espectros ópticos de los elementos químicos y en la teoría cuántica de Planck. Pág. 38.
CMR61	36- Según el postulado de la frecuencia determinada de Borh: al cambiar un electrón de una órbita p a otra q su diferencia de energía será la del fotón correspondiente; $E=h\gamma$. Pág 55.
CMR61	39- Teoría de Broglie. Según Broglie el electrón no es solamente un corpúsculo, sino que se trata de un corpúsculo asociado ó, mejor, guiado por una onda. Una trayectoria electrónica es estable si la onda asociada al electrón se encuentra en la misma posición al llegar al mismo punto, en caso contrario esta onda se destruye a sí misma, y, en consecuencia, la trayectoria electrónica correspondiente no es posible. Pág. 39.
CMR61	42- Todos los electrones de un átomo que tienen el mismo número cuántico principal n forman una capa electrónica y todos los que poseen el mismo número cuántico principal cuántico secundario l pertenecen al mismo nivel electrónico. Dos electrones pertenecientes a la misma capa y al mismo nivel electrónico y que además tienen el mismo número magnético m ocupan el mismo orbital, diferenciándose por tener números cuánticos de giro s opuestos. Pág 58. Se atribuye actualmente la unión existente entre los nucleones a fuerzas que no existen más que en escala atómica, en cuya escala no son aplicables los conceptos mecánicos y electrodinámicos clásicos, correspondiendo estas fuerzas a conceptos de mecánica ondulatoria. Pág 78.

CMR61	43- Dos electrones pertenecientes a la misma capa y al mismo nivel electrónico y que además tienen el mismo número magnético m ocupan el mismo orbital, diferenciándose por tener números cuánticos de giro s opuestos. Pág 58.
CMR61	44- El núcleo tiene un movimiento alrededor de su eje (spin nuclear), el cual se suma vectorialmente al spin electrónico, aumentándose así la complejidad de la estructura de los espectros atómicos. Pág 78.

1963 a – 30 categorías.

Esteban Bermudez, J. M. y Canavillas Rodríguez J.M. *Iniciación a la química superior*. Ed. Alhambra, S. A. Madrid. 1963.

EBJMCR63	2- Los gases enrarecidos producen distintos fenómenos, al estar sometidos a un potencial eléctrico: el aparato utilizado en estas experiencias recibe el nombre de tubo de Crookes. En un tubo de vacío, hacia el centro se coloca un cátodo previamente perforado, los rayos catódicos (son de naturaleza negativa pues son atraídos por el polo positivo) se dirigen hacia el cátodo al ánodo. Pág 15
EBJMCR63	3- Conocida la relación carga/masa, quedaba por averiguar el valor de la carga, que fue hallado por Mullikan mediante su famoso experimento de la gota de aceite. En una cámara se pulveriza aceite, de forma que quede dividido en pequeñísimas gotas. Se cargan eléctricamente esas gotas, por medio de radiaciones electromagnéticas, y se las somete, una a una a la acción del campo eléctrico de un condensador. Pág 21.
EBJMCR63	4- Pero del cátodo también surge un fino haz luminoso, cuyas partículas circulan a una considerable velocidad, y son atraídos hacia el polo negativo de un potente campo magnético o eléctrico. Estos rayos fueron llamados canales por Goldstein, en 1886. Más tarde dada su naturaleza positiva, se denominaron rayos anódicos o positivos. Págs 17-18.
EBJMCR63	5-Neutrón. Fue intuido durante mucho tiempo, a causa de que los pesos atómicos presentaban valores muchos más altos de los que tendrían los átomos si sólo contuvieran protones como partículas pesadas. La labor de identificar la radiación descubierta por Marie Curie fue realizada por Chadwick, quien caracterizó una partícula sin carga y de masa parecida a la del protón, a la que denominó neutrón. Pág 22.
EBJMCR63	8- La primera hipótesis acerca de la constitución de los átomos se debe a Thomson basándose en los descubrimientos de los electrones y de los rayos positivos. Imaginaba al átomo como una masa positiva, en la cual los electrones están embebidos como en una esponja, de una u otra forma, según la naturaleza del átomo. Pág 23.
EBJMCR63	9- Rutherford hizo incidir un chorro de partículas alfa contra láminas muy delgadas de aluminio, apreciando los siguientes resultados... A los centros de carga positiva los llamo núcleos... La carga positiva del núcleo es

	compensada por las cargas negativas exteriores, que son los electrones, ocupando gran espacio semivacío comprendido entre el núcleo y la superficie externa del átomo. Pág 23-24.
EBJMCR63	10-Si se somete a una sustancia química a la acción de una fuente de energía (calor, arco o chispa eléctrica), emite una radiación determinada que, llevada convenientemente al prisma de un espectroscopio, produce, en lugar de un espectro continuo, una serie de rayas brillantes, que son características de la sustancia química empleada. Pág 36.
EBJMCR63	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 36.
EBJMCR63	12- Rutherford hizo incidir... Pág 23.
EBJMCR63	13- Se puede imaginar que el conjunto núcleo-electrones es comparable al sistema planetario (Rutherford) Pág 24.
EBJMCR63	14- En el caso del hidrogeno se sabía ya que estaba formado por un solo protón y un electrón, que gira alrededor de él, y en cada punto se equilibran las citadas fuerzas según; $e^2/r^2 = mv^2/r$. Pág. 24
EBJMCR63	15-Rutherford ya no pudo seguir adelante por falta de hechos experimentales, y fue su discípulo Neils Bohr quien siguió estas investigaciones. Pág 24.
EBJMCR63	16- Borh sabía que su modelo atómico era demasiado sencillo, desde que enunció su primer postulado, ya que este exigía que las órbitas fueran elípticas, pues de ser circulares, el electrón iría perdiendo energía paulatinamente hasta precipitarse sobre su núcleo. La órbita circular puede aceptarse como un caso límite de la elipse. Pág 46.
EBJMCR63	18-Las magnitudes encerradas entre corchetes son conocidas y constantes, por tanto, el valor del radio de la orbita sólo depende de n. Pág 45.
EBJMCR63	19- Pero si en cada nivel hay varias órbitas, a cada una de ellas corresponde una energía y hemos de hablar de subniveles energéticos.
EBJMCR63	20- Mediante el cálculo expuesto se demuestra que el número de electrones que cabe en cada nivel de energía responde a la fórmula $2x^2$, en la que x es el valor del número n. Pág 55.
EBJMCR63	21- El número cuántico principal se representa por las letras K, L, M, N, O, P y Q. Pág 55.
EBJMCR63	22- $1s^2 2s^2 p^3$, en el átomo representado por esta estructura hay dos electrones en el subnivel s del primer nivel energético; en el segundo nivel existen dos electrones en el subnivel s y tres en el p. Pág 55.
EBJMCR63	23- En el átomo los electrones giran según órbitas determinadas con un cierto contenido de energía cada una y no es posible una órbita cualquiera designada arbitrariamente. La idea de Bohr es que hay un conjunto de orbitales cada uno con su energía. Pág 43.
EBJMCR63	24- Cuarto postulado. Considerando los hechos hasta aquí expuestos, se debe admitir que la energía del átomo está cuantizada, es decir, en el átomo los electrones giran según órbitas determinadas con un cierto

	contenido de energía cada una y no es posible una órbita cualquiera designada arbitrariamente. La idea de Bohr es que hay un conjunto de orbitales cada uno con su energía. Pág 43
EBJMCR63	26- La energía liberada por el salto del electrón es igual a la diferencia de energías existente entre los estados primitivo y activado. $E_2 - E_1 = h\nu$ Pág 42.
EBJMCR63	28- Sólo pueden existir ciertas órbitas, precisamente aquellas cuya acción física sea un múltiplo entero de h. Bohr se ve obligado a suponer que las órbitas son circulares. $2\pi r \cdot m \cdot v = nh$ Pág 44.
EBJMCR63	29- Sommerfeld siguió... Pág 46.
EBJMCR63	30- Sommerfeld siguió la línea marcada por Bohr, pero reformó la teoría de Planck , haciéndola apta para sistemas de más de una variable y la aplicó al caso de la elipse. Pág 46.
EBJMCR63	31-n, l, m, s. Pág 53.
EBJMCR63	32- Principio de exclusión de Pauli y equivale a afirmar que, dentro de un átomo, cada electrón difiere de todos los demás en su contenido de energía. Experimentalmente se demuestra que dos electrones de un mismo átomo no pueden tener iguales los cuatro números cuánticos. Pág 53.
EBJMCR63	34-Anteriormente a los estudios realizados por Planck, se admitía que una sustancia al emitir energía lo hace continuamente y sin interrupción, y que de la misma forma se realiza la absorción de energía por los cuerpos. Los átomos adquieren la energía en cantidades fijas, no admitiendo cualquier valor. En 1900, Planck estableció la trascendental conclusión de que la energía no puede ser emitida ni absorbida de una forma continua, sino en pequeñas y definidas cantidades, múltiplos de una unidad fundamental que llamo cuanto y que corresponde a la menor cantidad posible de energía: $E = h\nu$. Esta teoría recibió el nombre de Teoría de los cuantos, h es el cuanto elemental de Planck. Pág 39-40.
EBJMCR63	37- Einstein había llegado a la conclusión de que la energía y la masa se pueden transformar una en otra según la ecuación; $E = mc^2$. Pág 33.
EBJMCR63	42-La idea de Bohr es que hay un conjunto de orbitales cada uno con su energía. Conviene dejar indicado que la teoría de Bohr corregida no aclara todas las cuestiones referentes al átomo, sistema aún más complejo en la realidad. Los más modernos estudios sobre el átomo se han desarrollado, y se desarrollan actualmente, tomando como base las teorías relativistas de la mecánica cuántica. Pág 57.
EBJMCR63	43- Los cuatro enlaces del carbono son, pues, cuatro orbitales equivalentes sp^3 , en cuya formación se libera gran cantidad de energía, lo que les da gran estabilidad y provoca el estado de excitación del átomo. Pág 345
EBJMCR63	44-La clave de este hecho la dieron Ulenbeck y Goldsmith al darse cuenta de que el electrón estaba siendo considerado como un punto geométrico, sin dimensiones, cuando en realidad debe de ser considerado como una

	esfera material. Con esto aparece un nuevo grado de libertad para el electrón; posee movimiento de rotación, puede girar sobre sí mismo y puede hacerlo en dos sentidos. Pág 52.
--	--

1963 b- 22 categorías.

Ortín Bellido, José. *Química general*. Editor: J. Ortín Bellido. Reus, 1963.

OBJ63	5-El neutrón tiene una unidad elemental de masa y carece de carga eléctrica. Podemos concebirlo como la unión de un protón con un electrón. Pág 8.
OBJ63	7- En lo que sigue consideraremos el átomo como constituido únicamente por protones, neutrones y electrones. Pág. 8
OBJ63	9-La sustancia radioactiva se coloca en un bloque de plomo que lleva un orificio por donde sale la radiación. Cuando los iones atraviesan una lámina delgada metálica, la mayor parte no experimenta desviación apreciable, únicamente una fracción pequeñísima, correspondiente a los iones que chocan con el núcleo, experimenta una brusca desviación. Pág 9.
OBJ63	10- $\gamma = 109740 (1/n'^2 - 1/n^2)$ la ecuación anterior permite calcular la frecuencia de las radiaciones emitidas por el átomo de hidrógeno. Dichas frecuencias están de acuerdo con los resultados experimentales. Pág 12.
OBJ63	12- Átomo de Rutherford. El átomo está constituido por un núcleo en el que se halla la casi totalidad de la masa (protones y neutrones) y una corteza donde se hallan los electrones. Pág 9.
OBJ63	13- Rutherford supuso que los electrones giran alrededor del núcleo, describiendo órbitas circulares, con una velocidad tal que la fuerza centrífuga equilibra la atracción electrostática. $mv^2/r = e^2/r^2$. En el átomo de Rutherford son posibles órbitas de cualquier radio. Pág 9.
OBJ63	14- Rutherford supuso que los electrones giran alrededor del núcleo, describiendo órbitas circulares, con una velocidad tal que la fuerza centrífuga equilibra la atracción electrostática. $mv^2/r = e^2/r^2$. En el átomo de Rutherford son posibles órbitas de cualquier radio. Pág 9.
OBJ63	15- Puesto que los átomos emiten únicamente radiaciones de determinadas frecuencias. Bohr modificó las ideas de Rutherford. Pág 10.
OBJ63	18- En el átomo de Rutherford son posibles órbitas de cualquier radio. Pág 9. En el átomo de hidrógeno sólo son posibles, según se deduce de las ecuaciones (1) y (2), órbitas de radio: $r = n^2 h^2 / 4\pi^2 m e^2$. Bohr. Pág 10.
OBJ63	19- En el átomo de Rutherford son posibles órbitas de cualquier radio. Pág 9.
OBJ63	20- Este principio nos permite calcular (Pauli) el número de electrones que tienen el mismo número cuántico principal, n. Dicho número es $2n^2$. Pág 13.
OBJ63	21- Las sucesivas órbitas que resultan dando a n los valores 1, 2, 3, 4,... se designan con las letras K, L, M, N, O, P... Pág 10.
OBJ63	22- Las órbitas que resultan dando a l los valores 0, 1, 2, 3, 4... se designan por las letras s, p, d, f, g... Pág 12.

OBJ63	23- Puesto que los átomos emiten únicamente radiaciones de determinadas frecuencias solo son posibles las órbitas que... En el siguiente cuadro se expresa la distribución de los electrones en los diferentes niveles cuánticos. Pág 14.
OBJ63	26- Si excitamos un átomo comunicándole energía (por ejemplo, calentándolo), el electrón pasa a otra órbita de mayor radio. Cuando el átomo recupera su estado normal el electrón vuelve a su órbita anterior desprendiendo la energía absorbida en forma de radiación. Llamando E_1 a la energía del electrón cuando se encuentra en la órbita 1 y E_2 a su energía cuando se encuentra en la órbita 2. La energía de la radiación cuando un electrón cae de la órbita n a la n' es $E_n - E_{n'} = h\gamma$. Pág 9.
OBJ63	28- Según Bohr, únicamente son posibles las órbitas donde el producto de la cantidad de movimiento del electrón por la longitud de la circunferencia es un múltiplo del cuanto de acción de Plank. $mv \cdot 2\pi r = nh$. Pág 10.
OBJ63	29-Átomo de Sommerfeld. Pág 12.
OBJ63	30- Para interpretar los espectros emitidos por los diversos elementos. Sommerfeld supuso que además de orbitas circulares existen órbitas elípticas. El núcleo ocupa uno de los focos de la elipse. Pág 12.
OBJ63	31-n, l, m, s. Pág 12-13.
OBJ63	32- Principio de exclusión de Pauli, distribución de los electrones entre los niveles cuánticos. En un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones que tengan iguales sus cuatro números cuánticos. Pág 13.
OBJ63	34- El producto de la cantidad de movimiento del electrón por la longitud de la circunferencia es un múltiplo del cuanto de acción de Plank. Pág 10. Llamando E_1 a la energía del electrón cuando se encuentra en la 'órbita 1 y E_2 a su energía cuando se encuentra en la órbita 2 y γ a la frecuencia de la radiación emitida se verifica; $E_2 - E_1 = h \cdot \gamma$. Pág. 11
OBJ63	39- Según De Broglie cada partícula en movimiento llave asociado una onda de longitud; $\lambda = h/mv$. El electrón moviéndose alrededor del núcleo lleva asociada una onda. La probabilidad de encontrar al electrón en un lugar determinado se puede representar mediante la densidad electrónica en dicho lugar. Pág. 14.
OBJ63	42- La probabilidad de encontrar al electrón en un lugar determinado se puede representar mediante la densidad electrónica en dicho lugar. En la figura 8 se representa la superficie de máxima densidad electrónica de un orbital s. Pág. 14. En la figura 9 se representan las superficies de máxima densidad electrónica de los tres orbitales p pág. 15
OBJ63	43- La unión de un átomo de carbono con cuatro hidrógenos para formar el metano se consigue cuando cada una de las orbitales híbridas sp^3 del carbono se superpone con la orbital s del átomo de hidrógeno.
OBJ63	44- Todavía existe un cuarto número cuántico, denominado spin. El electrón gira alrededor del núcleo y de su propio eje. Cuando ambos sentidos de giro

	coinciden se dice que el spin del electrón es paralelo. Si los sentidos son contrarios, el spin del electrón es antiparalelo. Pág 13.
--	---

1964- 29 categorías.

Sancho Gómez, Juan. Química general. Editorial Romo. Murcia. 1964.

SGJ64	1- Hoy en día sabemos que el „átomo no es la forma más elemental de materia, sino que él, a su vez, está constituido por una serie de unidades más simples. Pág. 33
SGJ64	2- Cuando en un tubo que contiene un gas a una presión sólo de 10^{-5} mm de Hg, se establece una diferencia de potencial entre dos electrodos se producen los rayos catódicos, que consisten en electrones proyectados a gran velocidad procedentes de la superficie del cátodo metálico. Pág 37.
SGJ64	4- Estos electrones a su paso por el gas, lo ionizan, es decir, separan electrones de átomos, con lo que éstos ya no serán eléctricamente neutros, sino que poseerán una carga positiva. Los restos atómicos con cargas eléctricas reciben el nombre de iones. Todos los átomos de gases enrarecidos, incluso los más estables, como los de los gases nobles, pueden originar iones gaseosos al ser sometidos a una descarga eléctrica. Pág 37.
SGJ64	5-El neutrón es una partícula estable sólo cuando está asociado con otras partículas en los núcleos de los átomos. Cuando se encuentra aislado se desintegra después de una corta vida, formando un protón y un electrón. Pág 34.
SGJ64	7- Estas son las denominadas partículas fundamentales, de las cuales nos interesan de una manera particular los electrones, protones y los neutrones. Pág. 33
SGJ64	9-Lord Rutherford investigaba la dispersión de partículas α por hojas metálicas delgadas. Aproximadamente el 99% de las partículas α atraviesan la lámina, sufriendo en algunos casos desviaciones más o menos marcadas. ...Sin embargo unas pocas son reflejadas por la lámina metálica. Pág 35.
SGJ64	10-Cuando los elementos químicos o sus compuestos se calientan a la llama o mediante un arco eléctrico emiten energía en forma de luz. El análisis de esta luz en un espectroscopio produce un espectro discontinuo, lo que demuestra que está formado por radiaciones de diversas longitudes de onda. Pág 46.
SGJ64	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund Pág 49.
SGJ64	12- -Lord Rutherford investigaba... Pág 35.
SGJ64	13- Estos valores de r no se consideran actualmente como radios de órbitas, sino como distancias medias del electrón al núcleo. Pág 45.
SGJ64	14-Por definición, la magnitud de la fuerza centrífuga para un electrón de masa m con velocidad v en una órbita de radio r viene dada por: $F_c = mv^2/r$. Para que la órbita sea estable será necesario que las dos fuerzas electrostática y centrífuga sean iguales y opuestas, luego $Ze^2/r^2=mv^2/r$. Pág 44. Expresión que nos da el valor del radio de las órbitas permitidas en función del número

	cuántico n.
SGJ64	15-Fue el físico danés Neils Bohr quien aclaró... Pág 43.
SGJ64	18-Estos valores de r no se consideran actualmente como radios de órbitas sino como distancias medias del electrón al núcleo. Pág 45.
SGJ64	19- Número de electrones. En cada subnivel. 2, 2, 6, 2, 6, 10... Tabla 5.1 Pág 51.
SGJ64	20- Número de electrones. Total en capas. 2, 8, 18, 32, 50. Tabla 5.1 Pág 51
SGJ64	21- La noción de piso electrónico, o capa, va asociada a n. Se dice que un electrón se encuentra en la capa K, L, M, N, O, P, cuando n = 1, 2, 3, 4, 5... Pág 50.
SGJ64	22- Distribución de los electrones en los diversos niveles energéticos. Capa l (s) (p) (d) (f) Tabla 5.1 Pág 51.
SGJ64	23- Cuando se suministra a un sistema atómico energía suficiente para hacer pasar electrones a niveles energéticos bastante separados de su nivel fundamental, podrán volver a éste a éste mediante una serie de saltos intermedios, emitiendo en cada uno de ellos radiaciones de longitud de onda diferente. Pág 48.
SGJ64	24- Como los espectros atómicos son el resultado del regreso de los electrones excitados de niveles superiores a su estado normal, se deberá suministrar un mínimo de energía para producir dicha excitación. Si la energía no es suficiente para desplazar un electrón de su nivel normal, no se emitirá ningún espectro y la energía suministrada podrá ser absorbida por el átomo, incrementando su energía cinética. Pág 48. Estas órbitas estables corresponden a un estado definido de energía, E, del átomo. El átomo normal tiene sus electrones girando en las órbitas de radio más pequeño posible, esto es, con la energía potencial mínima. Pág 44.
SGJ64	26- La cantidad de energía absorbida será igual a $E_n - E_1$, y de acuerdo con el postulado de Planck $E_n - E_1 = h\gamma = R_1(1/1^2 - 1/n^2)$ Pág 47.
SGJ64	28-La mecánica ondulatoria demuestra que sólo son posibles aquellas órbitas en las cuales la onda asociada al electrón se cierre sobre sí misma. Esta condición la podemos expresar por $2\pi r = nh$ Pág 44. Sustituyendo en esta el valor de λ dado por la ecuación de De Broglie, tendremos $2\pi r = nh/mv$. Pág 45.
SGJ64	31-n, l, m, s. Pág 49-50
SGJ64	32- Los cuatro números cuánticos anteriores son necesarios para describir el estado de un electrón ligado a un núcleo,... en 1925, Pauli enunció su famoso principio de exclusión, según el cual en un mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan sus cuatro números cuánticos iguales. Pág 51.
SGJ64	34- Estos osciladores son capaces de absorber o emitir energía únicamente por múltiplos enteros del llamado cuanto elemental de energía, con lo cual resulta que la energía, al igual que la materia es discontinua. Según Plank, la cantidad mínima, o cuanto, que puede ser absorbida o emitida, es directamente proporcional a la frecuencia de la oscilación. $E = h\gamma$. Pág 42.

SGJ64	36- Ahora bien, existen fenómenos, como el efecto fotoeléctrico, que para su aplicación necesitan considerar, como hizo Einstein, la radiación constituida por corpúsculos, los fotones. Pág. 43.
SGJ64	37- Hemos indicado que la masa que damos es la del electrón a bajas velocidades, ya que al ser tan pequeña y poder alcanzar velocidades próximas a la de la luz, habrá que distinguir, de acuerdo con Einstein, entre masa en reposo y masa en movimiento. La relación entre dichas masas es: $m = m_0 / (1-v^2/c^2)^{1/2}$ Pág. 33
SGJ64	39-Podemos, pues, considerar la radiación dotada de una doble naturaleza, onda-corpúsculo, y utilizaremos o bien la teoría ondulatoria, o bien la corpuscular, según la naturaleza del fenómeno que estudiemos. Hoy en día, según demostró la teoría de De Broglie, esta dualidad se aplica también a los corpúsculos materiales. Todo corpúsculo en movimiento lleva asociado una onda. La característica fundamental de una ondulación es su longitud de onda, y la de una partícula material su cantidad de movimiento, mv. Según De Broglie, entre estas dos características existe la relación: $mv = h/\lambda$. Pág. 43.
SGJ64	40-La ecuación de ondas no nos indica dónde se encuentra un electrón, sino que únicamente da la probabilidad de encontrarlo en un momento dado en un punto determinado del espacio que rodea al núcleo. Un orbital vendrá definido por los tres números cuánticos que entran en la ecuación de ondas de Schrödinger. Pág. 52.
SGJ64	41- Heisenberg demostró, mediante su célebre principio de la indeterminación, que es imposible determinar simultáneamente con absoluta precisión la posición y la cantidad de movimiento de un electrón. Pág. 52.
SGJ64	42-Consideraremos al átomo como formado por un núcleo, con carga positiva, y una masa que es prácticamente igual a la masa total del átomo, rodeado por una nube electrónica que neutraliza su carga. Pág 34. ...sino que únicamente da la probabilidad de encontrarlo en un momento dado en un punto determinado del espacio que rodea al núcleo. El concepto mecánico ondulatorio utiliza el término orbital para describir un cierto volumen dentro del cual existe una determinada probabilidad de encontrar al electrón. Un orbital vendrá definido por los tres números cuánticos que entran en la ecuación de ondas de Schrödinger Consideramos el átomo como formado por un núcleo, con carga positiva, y cuya masa es prácticamente igual a la suma total del átomo, rodeado por una nube electrónica que neutraliza su carga. El núcleo está rodeado por una nube de electrones... Pág. 52.
SGJ64	44- El electrón posee un movimiento de giro sobre su eje, spin, con su correspondiente momento cinético que se mide por medio de un cuarto número cuántico, s. Pág. 50.

1964 c- 35 categorías.

López Bustos, Carlos. Química. Gregorio del Toro, -Editor. Madrid. 1964.

LBC64	2- Ya a 1 mm. de presión se desprenden electrones del cátodo... Pág 63.
LBC64	3- Puede determinarse la carga del electrón por el método seguido por Millikan basado en medir las cargas de pequeñas gotas de un líquido no volátil. Se observa que resultan ser siempre múltiplos enteros de $1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$ y esto indica que ésta es la cantidad mínima de electricidad que puede manejarse. Pág 68.
LBC64	4- Si el cátodo está perforado, algunos de los iones que llegan al mismo atraviesan por los orificios y en el espacio que queda tras él se pueden observar unos rayos formados por iones positivos que se denominan rayos canales, que si atraviesan una masa gaseosa excitan su luminiscencia. Pág 64.
LBC64	5- Pero como el peso atómico era siempre (excepto en el hidrógeno) mayor que el número atómico y aproximadamente un múltiplo suyo, resultaba que, o había que suponer la existencia de electrones en el núcleo, neutralizando la carga de un exceso de protones vg. En el He cuatro protones y dos electrones (masa cuatro y carga dos) o la existencia dentro de él, de otras partículas sin carga de la misma masa que los protones. La teoría de Bohr de la que los electrones dentro del núcleo sería tan extraordinaria que no resultaba en concordancia con la realidad, y por ello se pensó en la existencia de dichas otras partículas neutras, neutrones. Estas fueron descubiertas en 1932. Además, los neutrones se descomponen espontáneamente en protones y electrones. $n=p+e$. Pág 74.
LBC64	8-Antes ya se habían propuesto otros modelos a base de una esfera cargada de electricidad positiva con electrones repartidos en su interior (Thomson) o externamente (Perrin) Pág 73.
LBC64	9- El paso decisivo lo dio Rutherford en 1911 al observar la desviación de las partículas alfa al atravesar láminas metálicas. Haciendo incidir un fino haz de partículas alfa sobre una lámina metálica observo su dispersión colocando detrás de ella una pantalla fluorescente con un microscopio para ver los destellos luminosos producidos en la misma, por el impacto de las partículas alfa. Pág 73.
LBC64	10-Las órbitas atómicas previstas por la teoría de Bohr existen en los átomos, estén o no ocupadas por electrones. Cuando a un átomo se le suministra energía externa, bien por el calor... sus electrones pasan de los niveles u órbitas más bajos a otros superiores y se dice que ha sido excitado. Pero inmediatamente estos electrones retornan a sus posiciones primitivas devolviendo; digámoslo así, la energía que recibieron cuya frecuencia dependerá de la diferencia de energía entre los niveles entre los cuales saltan. Pág 80.
LBC64	11-Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund Pág 81.
LBC64	12-El átomo, tal y como lo concibiera Rutherford, resultaba inestable. Pág 78.

LBC64	14-Teniendo en cuenta que la fuerza centrípeta equilibra a la atracción electrostática: $mv^2/r = Ze^2/r^2$ Pág 79.
LBC64	15-Para salvar esta dificultad, Bohr pensó que lo mismo que Planck había cuantizado la energía de los movimientos periódicos rectilíneos de los osciladores, también podrían cuantizarse los movimientos periódicos circulares de los electrones en los átomos. Pág 78.
LBC64	16-El átomo tal como lo concibiera Rutherford, resultaba inestable. Al girar los electrones alrededor del núcleo, de acuerdo con las teorías clásicas, tendrían que emitir energía y de este modo irían perdiendo velocidad acabando por caer en el núcleo. Pág 78.
LBC64	18-Los radios de las órbitas permitidas son proporcionales a los cuadrados de los números enteros. Pág 80.
LBC64	19-Para poder explicar esto había que suponer que cada nivel energético determinado por el número cuántico n, era en realidad una serie de subniveles muy próximos. Pág. 83.
LBC64	20- En el nivel K 2 . En el L $2 + 6 = 8$, En el M $2 + 6 + 10 = 18$. En el N $2 + 6 + 10 + 14$. Pág 89.
LBC64	21- Al nivel K $n = 1$; Serie de Lyman, ultravioleta. Al L $n = 2$; Serie de Balmer, en la región visible. Al M $n = 3$, Serie de Paschen, infrarrojo. Al N $n = 4$; Serie de Brackett, infrarrojo. Al O $n = 5$; Serie de Pfund, infrarrojo. Pág 81.
LBC64	22- El número l se denomina número cuántico secundario y los subniveles se representan por las letras s, p, d, f... Pág 84.
LBC64	23- Existen una serie de órbitas en las cuales al girar los electrones no irradian energía. En ellas la energía permanece constante y, por lo tanto, constituyen niveles de energía para los electrones o para los átomos. Pág 78.
LBC64	24- Existen una serie de órbitas en las cuales al girar los electrones no irradian energía. En ellas la energía permanece constante y, por lo tanto, constituyen niveles de energía para los electrones o para los átomos. Pág 78.
LBC64	26- Cuando a un átomo se le suministra energía, se excita, sus electrones pueden pasar a órbitas más alejadas, de más energía y entonces al volver a su posición inicial o simplemente caer a otra órbita más cercana el exceso de energía es desprendido en forma de una radiación electromagnética. $h\gamma = E_{n_2} - E_{n_1}$. Pág 79.
LBC64	28- Sólo serán posibles las órbitas en las cuales el momento cinético del electrón sea un múltiplo exacto de $h/2 \cdot \pi$. Pág 78.
LBC64	29- Sommerfeld consiguió explicar la existencia de estos subniveles y con ello la estructura fina de los espectros de los átomos de hidrógeno y de helio ionizado, si bien sólo en parte, postulando la existencia de órbitas elípticas junto a las circulares. Pág 83.
LBC64	30- Sommerfeld consiguió explicar la existencia de estos subniveles y con ello la estructura fina de los espectros de los átomos de hidrógeno y de helio

	ionizado, si bien sólo en parte, postulando la existencia de órbitas elípticas junto a las circulares. Pág 83.
LBC64	31-n, l, m, s. Pág 85.
LBC64	32- Cada orbital puede tener como máximo dos electrones (Pauli). Pág 88. Se denomina también principio de la exclusión y viene a indicar como es imposible encontrar dos electrones atómicos en el mismo estado cuántico. Pág 89.
LBC64	34- Plank supuso igualmente la existencia de osciladores eléctricos rectilíneos en número infinito, cada uno con una sola carga y un período propio; pero en lugar de admitir la continuidad en la absorción o emisión de energía radiante por los mismos supuso que su energía sólo podía tener en ellos valores iguales a un número entero de cuantos, iguales a su vez al producto de una constante universal h (de dimensiones de una acción, energía x tiempo) por la frecuencia del movimiento oscilatorio. E, energía del oscilador igual a la que absorbe o emite. $E = n \cdot h\nu$. Plank, en realidad no se atrevió más que a indicar que la absorción de la luz, y de las radiaciones en general por la materia, tenía lugar de un modo discontinuo. Pág 77.
LBC64	35- Se denomina cuerpo negro, aquel que es capaz de absorber todas las radiaciones que inciden sobre él, cualquiera que sea su longitud de onda, y por ello al calentarlo emitirá todas las radiaciones absorbidas en forma de la llamada radiación negra (realmente no es negra a altas temperaturas). No existe ningún cuerpo completamente negro pero puede realizarse experimentalmente practicando un pequeño orificio en una concavidad cuyas paredes sean muy absorbentes. Plank supuso igualmente la existencia de osciladores eléctricos rectilíneos en número infinito, cada uno con una sola carga y un período propio; pero en lugar de admitir la continuidad en la absorción o emisión de energía radiante por los mismos supuso que su energía sólo podía tener en ellos valores iguales a un número entero de cuantos, iguales a su vez al producto de una constante universal h (de dimensiones de una acción, energía x tiempo) por la frecuencia del movimiento oscilatorio. $E = n \cdot h\nu$. Pág 76-77.
LBC64	36- Einstein, sin embargo, con objeto de explicar las leyes del efecto fotoeléctrico, lo que al parecer resultaba imposible con las teorías ondulatorias de la luz (incluyendo la electromagnética), se atrevió a extender la discontinuidad a la radiación misma, que quedaría de este modo integrada por una serie de paquetes de energía $h\nu$ que denomino cuantos de luz y más tarde fotones. Pág 77.
LBC64	37- Ahora bien, hay que considerar las energías correspondientes a las masas de los núcleos y partículas, mc^2 Pág 241.
LBC64	38-Sommerfeld demostró más tarde, aplicando la teoría de la relatividad, que realmente no lo eran (que los valores de energía para las diferentes órbitas con un mismo número n parecían ser iguales) Téngase en cuenta que mientras que

	en las órbitas circulares la velocidad del electrón es constante, en las elípticas no, y es preciso considerar de acuerdo con dicha teoría, la variación de la masa del mismo en función de la velocidad y de este modo, las energías de las distantes órbitas son ligeramente diferentes. Pág 84.
LBC64	39- De Broglie estableció, y se comprobó experimentalmente después, como los electrones en movimiento iban acompañados de un fenómeno ondulatorio de longitud de onda h/mv , es decir, que al igual que en la luz, en la materia existía una dualidad entre los fenómenos corpusculares y los ondulatorios, y que según las circunstancias eran los electrones (como los fotones) más ostensibles en su aspecto corpuscular o en su aspecto ondulatorio. Pág 86.
LBC64	40- En la ecuación de Schrödinger el cuadrado de (ψ) nos mide la probabilidad de encontrar allí al electrón. Obsérvese que se trata de probabilidad y no cabe ya hablar por lo tanto de órbitas en las que necesariamente tendrían que encontrarse los electrones sino de zonas de máxima probabilidad, pues fuera de ellas existe posibilidad también de encontrarles, mientras que en los espacios comprendidos entre las órbitas de Bohr eran zonas “prohibidas” para los electrones. La función (ψ) se denomina función orbital o simplemente orbital. Cada orbital puede tener como máximo dos electrones (Pauli). Pág 88.
LBC64	42-Un orbital por tres números cuánticos n, l, m ...el cuadrado de (ψ) nos mide la probabilidad de encontrar allí al electrón. Obsérvese que se trata de probabilidad y no cabe ya por tanto de hablar ya de órbitas en las que necesariamente tendrían que encontrarse los electrones sino de zonas de máxima probabilidad, pues fuera de ellas existe también probabilidad de encontrarles, mientras que los espacios comprendidos entre las órbitas de Bohr eran zonas prohibidas para los electrones. Pág 88.
LBC64	43-Ahora bien, según esto el carbono $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1$ debería ser divalente, pero ocurre un fenómeno nuevo, la promoción de valencia: un electrón pasa a un subnivel superior, $1s^2, 2s^1, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$. De esta forma se explicaría su tetravalencia pero no el que los enlaces sean idénticos, pues hay electrones de diferentes subniveles. Ahora bien, lo que realmente tiene lugar es que se mezclan los cuatro. $2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$ dando cuatro orbitales mezcla o híbridos sp^3 (un s con tres p) idénticos, cada uno con un electrón solitario, capaz de formar enlaces. Pág 108.
LBC64	44- Uhlenbeck y Goudstimit, atribuyen al electrón un movimiento de rotación sobre sí mismo, cuyo momento spin tiene por valor la mitad del momento orbital (el del electrón de la órbita) Pág 85.

1965. 32 ítems citados.

Díaz Luis, Química inorgánica, *apuntes de la E. T. S. de Ingenieros Industriales*, Comisión de publicaciones. Barcelona. 1965.

DL65	3-Millikan determina la relación entre la carga y la masa. Pág. 42.
DL65	5-Antes del descubrimiento del neutrón, se consideraba a los núcleos constituidos por protones y electrones. El neutrón, es una partícula que tiene la misma masa que el protón y es eléctricamente neutra. Pág 49.
DL65	8- La primera hipótesis acerca de la configuración del átomo y la distribución de las partículas que lo componen, es la debida a Thompson quien estableció un átomo formado por una nebulosa en forma de esfera, de carga eléctrica positiva que encerraba los electrones necesarios para neutralizarla. Pág. 42.
DL65	9-Un gran paso adelante, fue dado por Rutherford mediante sus experimentos. Estos consistían en bombardear una lámina de oro con partículas y observar las direcciones en que éstas eran reflejadas por los átomos. Las partículas α desviadas, se recogían sobre unas láminas recubiertas de SZn produciendo, al incidir sobre ellas, un centelleo. Pág 42.
DL65	12- Rutherford estableció su modelo atómico... Pág 43.
DL65	13- Rutherford estableció su modelo atómico, como un núcleo central en el que reside toda la masa del átomo y su carga positiva rodeado de electrones que describen orbitas circulares alrededor del núcleo. Pág. 43. El átomo de h, consta de un electrón y de un protón. La interacción de sus cargas electricas – e y +e es análoga a la interacción gravitatoria de la Tierra y el Sol. Pág 57.
DL65	14- Los electrones se mantienen en órbita, debido a la igualdad de la fuerza de fuga, por la potencia de atracción del campo creado por el núcleo. Pág 43.
DL65	15-Aquí, aplica Bohr los principios de Planck y establece su modelo atómico basándose en sus tres postulados. Pág. 46.
DL65	16- Una carga eléctrica acelerada, emite energía radiante en forma de ondas constituidas por un campo eléctrico y un campo magnético mutuamente perpendiculares y a la dirección de propagación y por ello, el electrón debía emitir energía radiante de frecuencia igual a la de rotación alrededor del núcleo. El electrón iría perdiendo energía potencial, pero ganando energía cinética por girar con mayor velocidad. La frecuencia de las ondas emitidas, debería crecer paulatinamente ya que este proceso es gradual, y el espectro formado debería ser, por lo tanto, continuo, peor en la práctica se observa que no es así. Pág. 44.
DL65	17- Una carga eléctrica acelerada, emite energía radiante en forma de ondas constituidas por un campo eléctrico y un campo magnético mutuamente perpendiculares y a la dirección de propagación y por ello, el electrón debía emitir energía radiante de frecuencia igual a la de rotación alrededor del núcleo. Pág 44.
DL65	18-Aplicando al electrón las leyes de la mecánica clásica debería girar alrededor del núcleo describiendo una órbita circular. Pág 57.

DL65	19- Cada capa o nivel, tiene unos subniveles s, p, d, f. Pág 59.
DL65	20-El cuadrado del número cuántico fundamental, es igual al número de orbitales posibles en cada capa electrónica. $n = 2$ N° de orbitales = $2^2 = 4...$ Pág 59.
DL65	21- Los electrones que tienen el mismo valor de n constituyen un nivel energético definido por las letras K, L, M, N, O, P. Pág 59.
DL65	22- Cada capa o nivel, tiene unos subniveles s, p, d, f. Pág 59.
DL65	23- Los electrones se encuentran dispuestos según unas capas o niveles de energía. Pág 59. Órbita = nivel de energía. Pág 46.
DL65	24- Cuando un electrón gira en su órbita, no emite energía radiante. Pág 46. Bohr soluciono esta dificultad, aplicando las ideas de Planck y Einstein, determinando que el átomo de hidrógeno, sólo puede existir en determinados estados, llamados estados estacionarios. Pág 57.
DL65	26- Cuando el átomo es excitado, el electrón adsorbe energía y salta de su órbita a otra más superior. Pero esta es inestable, y tiende a volver a la órbita primitiva. $E_k - E_j = h\gamma$. Pág 47.
DL65	28-Un electrón no puede girar en cualquier órbita. Únicamente son posibles aquellas para las cuales el momento angular del electrón (L) es un múltiplo entero de $h/2\pi$. Pág 46.
DL65	29- Sommerfeld, modifíco estos postulados... Pág 47.
DL65	30- Sommerfeld, modifíco estos postulados, estableciendo que las órbitas no son circulares sino elípticas. Pág 47.
DL65	31-La posición y energía de un electron, nos viene determinada, por cuatro variables, que son los cuatro números cuánticos. n, l, m, s. Pág 57.
DL65	32-No puede explicarse teóricamente pero queda confirmado por la experiencia. Principio de exclusión de Pauli: En un átomo cualquiera, no pueden existir dos electrones en el mismo estado cuántico, es decir, el grupo de valores asignados a los cuatro números cuánticos deben ser diferentes para los distintos electrones del átomo. Pág 62.
DL65	34- Cualquier cantidad de energía que puede emitir un oscilador es un múltiplo entero del cuanto elemental de energía. $\epsilon = h\gamma$. Esto equivale a afirmar la discontinuidad de la materia. Pág. 46.
DL65	35- Cuerpo negro; sustancia ideal capaz de absorber todas las radiaciones que sobre él inciden. $\epsilon =$ Cuanto de energía = la más pequeña cantidad de energía que puede emitir un oscilador; esta cantidad no se puede dividir. Pág 44-45.
DL65	36- Esta teoría formulada para la producción y emisión de energía fue generalizada por Einstein para la propagación de la luz. Cuanto de luz = fotón. Así, se puede explicar el efecto fotoeléctrico. Pág 46.
DL65	37- Durante la combinación de nucleones, se libera una gran cantidad de energía bajo la forma de radiación. Como consecuencia de la ecuación de Einstein entre masa y energía, $E = mc^2$, esta radiación conduce a una disminución de la masa del orden del 1%. Pág 54.

DL65	39-Principio de analogía de Broglie. De Broglie, descubrió el carácter ondulatorio del electrón, es decir asocia a cada partícula una onda. Así como en las ondas luminosas hay que ver también corpúsculos de luz (los fotones) , en las partículas materiales en movimiento, se han de considerar a su vez, ondas materiales asociadas a ellas, siendo la constante de Planck, la magnitud que nos permite pasar de las magnitudes corpusculares, energía e impulso, a las ondulatorias, frecuencia y longitud de onda. $E=h\gamma$ $p=h/\lambda$ Pág 47.
DL65	40- Considerando la naturaleza de las ondas materiales de de Broglie, que acompañan y dirigen el movimiento del electrón, Schödinger estableció la ecuación general de propagación de estas ondas, base de la mecánica ondulatoria. Pág 47. ψ^2 representa la probabilidad de encontrar dicha partícula (en este caso el electrón) en un punto dado del espacio. Pág 48.
DL65	42- Orbital es la región del espacio ocupada por un electrón. El nº máximo de electrones de un orbital, son dos, que son los electrones que tienen iguales los tres primeros números cuánticos y poseen los espines antiparalelos. Pág 59. La conclusión de la mecánica ondulatoria es que el electrón se mueve en un volumen de radio R. Para ajustar este concepto a la realidad, no se habla de órbitas sino de orbitales. Orbital es la región del espacio ocupada por un electrón.// ψ^2 , en la ecuación de onda para una partícula, (en este caso el electrón) representa la probabilidad de encontrar dicha partícula en un punto dado del espacio. La conclusión de la mecánica ondulatoria sobre el átomo de H ₂ , es que el electrón se mueve en un volumen de radio r. Pág 48.
DL65	43- La configuración del átomo de carbono aislado es: $1s^2, 2s^2, 2p^2$ Ello es debido a que un electrón, se ha elevado desde el orbital 2s al 2p (menos estable) adquiriendo la configuración: $1s^2 2s2p^3$. Ello es debido a que el orbital 2s y los tres orbitales 2p forman 4 orbitales híbridos (combinados) equivalentes entre sí. Pág. 77.
DL65	44- El electrón además del movimiento de traslación, tiene uno de rotación sobre sí mismo, el cual puede realizarse en dos sentidos. Pág 58.

1969 – 34 categorías.

De la Granja, Alonso, Manuel. *Temas de Química*. E. I. Técnicas. Ed. Alhambra, S. A. Bilbao. 1969.

DGAM69	2- Al producirse descargas en gases enrarecidos, se descubren los rayos catódicos y anódicos, formados por partículas negativas y positivas respectivamente –electrones y protones- si el gas enrarecido era el hidrógeno, de los que se conocen no sólo sus cargas, iguales y de signo puesto, sino también su masas; siendo las del protón prácticamente igual a la del „átomo de hidrógeno y la del electrón 1/1837 veces la de dicho átomo. . Pág 12.
--------	---

DGAM69	4- Al producirse descargas en gases enrarecidos, se descubren los rayos catódicos y anódicos, formados por partículas negativas y positivas respectivamente –electrones y protones- si el gas enrarecido era el hidrógeno de los que se conocen no sólo sus cargas, iguales y de signo puesto, sino también su masas; siendo las del protón prácticamente igual a la del „átomo de hidrógeno y la del electrón $1 \div 1837$ veces la de dicho átomo.. Pág 12.
DGAM69	5-En 1932, Irene Curie descubrió una radiación, que Chadwick identifico y llamó neutrón, la cual carece de carga y posee una masa prácticamente igual a la del protón, 1837 veces la del electrón. Pág 12. // Si las partículas β son electrones, ¿cómo pueden encontrarse en el núcleo, si este es positivo? Las teorías actualmente admitidas nos dicen que los neutrones son el resultado de la asociación de un protón y un electrón con neutralización de sus cargas. $H_1^0 = H_1^1 + e^-$. Conviene señalar la igualdad entre el número de electrones orbitales y el número de protones libres del núcleo, puesto que en caso contrario no se podría admitir que el átomo fuese neutro. Hablamos de protones libres del núcleo a fin de no confundirlos con los que se encuentran ligados a los electrones formando los neutrones. Pág 31.
DGAM69	7- Para su estudio químico elemental es suficiente considerar, de entre estas partículas, únicamente los electrones, los protones y los neutrones. Pág. 13
DGAM69	8- Fue W. Thomson –Lord Kelvin- el primero en imaginarse un modelo atómico. Estaba formado por una esfera en la cual se encontrase distribuida, con densidad decreciente, la electricidad positiva, y en ella, en determinadas condiciones de equilibrio los electrones. Algo así como una manzana, en la cual la parte comestible fuese la electricidad positiva y los electrones las semillas. Lógicamente, las condiciones de estabilidad del átomo dependían de las condiciones de equilibrio de sus electrones, los cuales habrían de situarse en el centro de la esfera, en dos puntos de un diámetro equidistantes del centro, en los vértices de un triángulo equilátero, en los de un tetraedro con el centro en el de la esfera, según fuesen uno, dos, tres, y cuatro electrones los que tuviese el átomo. ¿Qué ocurre si el átomo irradia energía? En estas condiciones, deja de semejarse a una manzana, para parecerse a un cascabel, cuyos granos serían los electrones. Pág 13.
DGAM69	9-Estas experiencias consistieron en bombardear una fina lámina metálica con partículas α procedentes de un material radioactivo. Pág 14.
DGAM69	10-Después de prolongados estudios sobre la distribución de las rayas características del espectro óptico del hidrógeno, J. J. Balmer en 1885, dio a conocer una ecuación empírica que interpreta perfectamente las cuatro rayas principales del espectro visible. Pág 17.
DGAM69	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 18.
DGAM69	12- Fue Lord Rutherford, en 1911, quien, con sus experimentos... Pág 13.
DGAM69	13- Rutherford propone considerar el átomo como un sistema solar en miniatura: “El microcosmos es igual al macrocosmos”. El Sol de ese sistema

	es ese “algo” que llamaremos núcleo, y que es donde está concentrada la masa del átomo estando cargado positivamente por contener los protones y los neutrones. Alrededor de él, y girando en órbitas elípticas o circulares, se encuentran los electrones –los planetas- cuya carga neutraliza la del núcleo, haciendo el átomo, en consecuencia neutro. Pág 14.
DGAM69	14- La fuerza centrífuga, que obliga a los electrones a girar en las órbitas, es igual a la atractiva culombiana del núcleo haciendo estable el átomo. $mv^2/r = e^2/r^2$ Pág 14.
DGAM69	15- Bohr hizo que el electrón obedeciese a la mecánica cuántica de Planck que también resultado había dado para resolver el enigma del cuerpo negro. Pág 15.
DGAM69	16- El átomo de Rutherford no puede ser estable, ya que, al girar el electrón debido a su carga, engendra un campo magnético, pero su velocidad cambia sin cesar de magnitud y dirección, y según la teoría electromagnética de Maxwell, cualquier aceleración del electrón va acompañada de emisión de ondas electromagnéticas, con lo que, el electrón perdería velocidad y disminuiría el radio de su órbita hasta precipitarse en el núcleo, describiendo una espiral y, de este modo desaparecería el átomo. Esta onda electromagnética debería, según eso, comprender todas las frecuencias posibles, con lo que el espectro del átomo sería continuo, en lugar de presentar las rayas espectrales características que la experiencia nos manifiesta. Pág 15.
DGAM69	17- Pero su velocidad cambia sin cesar de magnitud y dirección, y según la teoría electromagnética de Maxwell, cualquier aceleración del electrón va acompañada de emisión de ondas electromagnéticas, con lo que, al perder energía, el electrón perdería velocidad y disminuiría el radio de su órbita hasta precipitarse en el núcleo, describiendo una espiral y, de este modo, desaparecería el átomo. Esta onda electromagnética debería, según eso, comprender todas las frecuencias posibles, con lo que el espectro del átomo sería continuo, en lugar de presentar las rayas espectrales características que la experiencia nos manifiesta. Pág 15.
DGAM69	18- $mv^2/r = e^2/r^2$ lo que permite calcular el radio de la órbita del electrón; $r=e^2/mv^2$. Habrá pues unas órbitas definidas. Pág. 14-15. Los electrones, en el interior de un átomo, recorren unas órbitas privilegiadas –llamadas estacionarias- en las cuales y mientras giran, no irradian energía. Pág. 15
DGAM69	19-la única explicación posible era admitir que los niveles energéticos de Bohr estaban formados por varios subniveles con energías ligeramente diferentes. Pág 19.
DGAM69	20- 2, 8, 18, 32, 50. Tabla 2-1 Pág 20-21.
DGAM69	21-...que corresponden a las órbitas K, M, N y O, Pág 18.
DGAM69	22- Cada uno de ellos representa un subnivel energético, que viene

	representado por las letras s, p, d, f, g,... Pág 19.
DGAM69	23- Series M, N, O, respectivamente que corresponden a las órbitas K, M, N y O, o más bien a niveles energéticos, ya que cada órbita representa la energía del electrón en ella. Pág 18. Ante el casi fracaso de la representación planetaria, será más conveniente hablar de niveles energéticos, sin preocuparnos de si los electrones describen realmente o no las órbitas de que hemos venido hablando.
DGAM69	24- Los electrones en el interior del átomo, recorren unas órbitas privilegiadas –llamadas estacionarias- en las cuales mientras giran no irradian energía. Pág 15.
DGAM69	26- La emisión de energía por un átomo se produce exclusivamente cuando el electrón pasa de una órbita estacionaria de E_1 (radio mayor) a otra de energía E_2 más pequeña (radio menor). Esta emisión se produce en forma de fotones de frecuencia γ según la ecuación $E_1 - E_2 = \Delta E = h\gamma$. Pág 16.
DGAM69	28-Esta acción varía por saltos discontinuos de valor nh , siendo necesariamente n un número entero. Su valor es el producto del impulso (cantidad de movimiento) que recibe el electrón por el espacio circular que recorre de radio r ; $2\pi r \cdot m v_n = nh$. Pág 16.
DGAM69	29- Si los electrones obedecen la ley culombiana, al girar en torno al núcleo, deberían describir órbitas elípticas, lo cual está de acuerdo con los datos experimentales...El alemán Sommerfeld busca el motivo de esta multiplicidad de rayas y considera, para definir la órbita elíptica, además del número cuántico principal de Bohr, que hace coincidir con el semieje mayor, otro número cuántico, el secundario o acimutal, correspondiente al semieje menor...Pág 19.
DGAM69	30- Alrededor de él, y girando en órbitas elípticas o circulares, se encuentran los electrones. Pág 19.
DGAM69	31-n, l, m, s. Tabla 2-1 Pág 20
DGAM69	32- El físico Wolfgang Pauli, con su principio de exclusión, puso la última pieza al ya casi primitivo átomo de Bohr: “Dos electrones de un átomo no pueden encontrarse sobre la misma órbita, jamás pueden encontrarse en el mismo estado cuántico; entre dos electrones diferentes tiene que haber al menos un número cuántico distinto.” Pág 26.
DGAM69	34- Bohr hizo que el electrón obedeciese a la mecánica cuántica de Planck que tan bien resultado había dado para resolver el enigma del cuerpo negro. Esta es la emisión de energía, que Planck había cuantificado para el cuerpo negro, de tal forma que aquella no es continua, sino está formada, como la materia, por átomos llamados “cuantos”, que tienen el valor $h\nu$ indicado. Pág 16.
DGAM69	35- Bohr hizo que el electrón obedeciese a la mecánica cuántica de Planck que tan bien resultado había dado para resolver el enigma del cuerpo negro. Esta es la emisión de energía, que Planck había cuantificado para el cuerpo

	negro, de tal forma que aquella no es continua, sino está formada, como la materia, por átomos llamados “cuantos”, que tienen el valor $h\nu$ indicado. Pág 16.
DGAM69	36-El fotón tiene su origen en la destrucción de la materia con obtención de energía por reacción del par electrón-positrón. Pág 29. Los rayos X están formados por fotones, que son partículas energéticas desprovistas de masa. // Esta emisión se produce en forma de fotones de frecuencia γ según la ecuación; $E_1 - E_2 = \Delta E = h\gamma$
DGAM69	37-En virtud de la ya conocida ley de Einstein-Planck. $E=mc^2=h\nu$. Pág 28.
DGAM69	38-Posteriormente el mismo Sommerfeld, teniendo en cuenta las grandes velocidades de los electrones y el aumento de masa y energía debido a ellas, les aplico en su giro la ley relativista de Lorentz, $m = m_0 / (1-v^2/c^2)^{1/2}$ con lo que al ser diferentes las velocidades correspondientes a las diversas órbitas elípticas del mismo número cuántico, las energías electrónicas lo serán también, y los saltos electrónicos de una a otra elipse podrán dar lugar a rayas espectrales muy próximas; por otra parte, al ser diferente la velocidad del electrón en el perigeo y en el hipogeo, por variar su masa, la trayectoria no será una elipse cerrada, sino una figura formada por una sucesión elíptica, en forma de roseta, que gira en torno al núcleo, formando un cierto ángulo entre dos posiciones semejantes, que avanza en el mismo sentido que el electrón. Para el átomo de hidrógeno, el electrón ha de dar 40.000 vueltas para cerrar la figura y encontrarse en el punto de partida. Págs 21-22
DGAM69	39- El francés Luis de Broglie propone la asociación de ondas y corpúsculos, y como, según el modelo de Bohr, las órbitas electrónicas son estacionarias, las ondas asociadas a los electrones de las mismas serán ondas estacionarias, lo cual exige no sólo que la onda se extienda totalmente a lo largo de la órbita, sino que se cierre sobre sí misma, porque en caso contrario se destruiría sucesivamente. Pág 28. El electrón no puede ser localizado en un lugar del espacio, por no poderse localizar la onda, la cual se extiende por toda la longitud de la órbita. En virtud de la ya conocida ley de Einstein-Planck; $E=mc^2=h\nu$. Se obtiene $\lambda=h/mc$. Pág 28. // Con el descubrimiento de De Broglie, el modelo atómico se aleja cada vez más del conjunto planetario, asemejándose más a un aparato receptor-emisor atómico. Pág 27-28.
DGAM69	42- El modelo microscópico planetario se va esfumando, y el átomo se hace más bien comparable a un aparato radiotelefónico capaz de emitir y recibir. Cada recepción o emisión corresponde a un pasaje del electrón de una órbita a otra estacionaria. Págs 18-19. Ante la idea que el alumno se habrá formado del átomo, se encontrará inclinado a localizar a sus electrones en un lugar determinado del espacio. Nada más lejos de la realidad. Parece como si el electrón se encontrase sobre toda la órbita que le pertenece; pero esto no es propio de los corpúsculos sino de las ondas. Pág 27. El electrón no puede ser

	localizado en un lugar del espacio, por no poderse localizar la onda, la cual se extiende por toda la longitud de la órbita. Pág 28. Con el descubrimiento de De Broglie, el modelo atómico se aleja cada vez más del conjunto planetario, asemejándose más a un aparato receptor-emisor atómico. Págs 28-29. La mecánica ondulatoria muestra, sin embargo, que es más exacto utilizar en lugar del número K otro... Pág. 19.
DGAM69	44- Los holandeses Uhlenbeck y Goudsmith lo explican suponiendo al electrón dotado de un movimiento de rotación sobre su eje, pero en los dos sentidos, además del de traslación en torno al núcleo. Págs 24-25.

1970- 22 categorías.

Usón Lacal, R, *Química Universitaria Básica*, 1ª edición española, Editorial Alhambra, S.A. Madrid, 1970.

ULR70	1. Por tanto, la materia, que observada macroscópicamente parece maciza, está realmente vacía en su mayor parte. Pág. 9
ULR70	2-Sir William Crookes que experimento en 1879 con tubos de este tipo, encontró que cualquiera que fuese el gas residual contenido en el tubo y con cualquier tipo de material catódico, los rayos producidos tienen una serie de propiedades comunes: se propagan en línea recta son detenidos por objetos colocados en sus trayectorias proyectando sombras y, si el obstáculo es ligero y movable lo desplazan. Pág. 10.
ULR70	3-Millikan en 1913, utilizo un dispositivo experimental que permitía la observación del movimiento de pequeñas gotas de aceite entre las placas de un condensador... Págs. 10-11.
ULR70	4- Cuando en lugar del tubo de descarga de gases antes descrito se utiliza un modelo especial provisto de un cátodo perforado, como se indica en la figura 3, se observa que, en sentido contrario al de propagación de los rayos catódicos, aparece un haz luminoso que produce fluorescencia al chocar contra la pared del tubo. Pág. 11.
ULR70	5- protón, neutrón y electrón. La masa del neutrón es ligeramente mayor que la del protón. Los neutrones libres son radioactivos y se desintegran según $n \rightarrow p^+ + e^- + \nu$ Pág. 13.
ULR70	7. Estudiaremos a continuación, con algo más de detalle, las características y comportamiento del electrón, protón y neutrón, que son las únicas partículas que necesitamos para construir un modelo del átomo satisfactorio desde el punto de vista químico. Pág. 9.
ULR70	10-Cuando se estudió el espectro de emisión del hidrógeno se encontró que presentaba un gran número de líneas desde el ultravioleta hasta el infrarrojo lejano. Pág. 39.
ULR70	11-Lyman, Balmer, Paschen, bracket y Pfund. Pág. 40.
ULR70	12. La existencia de una partícula neutra, como constituyente común de los núcleos atómicos, fue predicha, en 1919 por Rutherford y Harkins. Pág. 12.

ULR70	13- En páginas anteriores (cap.2) ha quedado establecido que los átomos se componen de dos partes, un núcleo, con un diámetro del orden de 10^{-12} cm, donde se concentra prácticamente toda la masa, con una carga positiva $+Ze$, y una corteza externa, con un diámetro del orden de 10^{-8} cm, es decir, unas diez mil veces mayor que el núcleo. Pág. 38.
ULR70	19-Finalmente cuando se investiga el espectro de emisión de una muestra colocada en un campo magnético, algunos de los subniveles representados en b), se desdobra nuevamente en varios... Pág. 42.
ULR70	20-2, 8, 18, 32 según los números cuánticos. Pág. 44.
ULR70	22-Observese que al lado de cada valor de l y entre paréntesis hay una letra. Así se suele hablar de subniveles s o electrones s (para $l=0$), p (para $l=1$), d (para $l=2$)... Pág. 43.
ULR70	23-Desde luego los estados de energía se van ocupando de modo que cada electrón entra en el nivel de menor energía de todos los disponibles... Págs.43-45.
ULR70	24-Podemos aceptar, en principio, que un átomo en su "estado fundamental" "el de más baja energía posible se comporta como estable en el sentido de no emitir radiaciones. Pág. 40.
ULR70	26-Dentro del átomo, sin embargo, el electrón, parece estar sometido a ciertas restricciones en cuanto a los valores de energía que pueden tener, y la absorción de energía al ser excitado el átomo puede imaginarse como el paso del electrón de uno a otro de los estados de energía permitidos. A la inversa, la energía $E=h \cdot \nu$ de la radiación emitida al volver el electrón de un estado de energía superior a uno inferior... Pág. 41.
ULR70	31-n, l, m, s. Pág. 41.
ULR70	32- El principio de exclusión de Pauli establece que en un átomo no puede haber dos estados estacionarios de energía exactamente igual, lo que significa que no puede haber dos estados de energía definidos por valores iguales de los cuatro números cuánticos. Pág. 42.
ULR70	34-Radiación γ , constituida por fotones. Se trata de la emisión de una radiación de naturaleza electromagnética que tiene en cada caso una determinada frecuencia y, como consecuencia, una energía dada por la fórmula de Planck, $E=h\nu$. Pág. 20.
ULR70	36- La colisión de una partícula con su correspondiente antipartícula se traduce en la aniquilación de ambas, con transformación de su masa en energía. La energía del fotón producido es doble de la equivalente en masa de una partícula, pues las masas de cada partícula y su antipartícula son iguales. Pág. 7
ULR70	37-La formación de un núcleo a partir de los nucleones que lo constituyen lleva consigo un gran desprendimiento de energía que, de acuerdo con $E = m \cdot c^2$... Pág. 13. Puesto que existe proporcionalidad entre la masa y la energía dada por la ecuación de Einstein $E=m \cdot c^2$. Pág.6.

ULR70	39- En vez de intentar una descripción de la materia y su comportamiento desarrollando la idea de que aquella está compuesta por partículas, se puede seguir otro camino (iniciado por Luis de Broglie en 1924) y atacar su estudio considerando las propiedades y el comportamiento de “ondas asociadas” a cada partícula material. La relación fundamental siguiente relaciona la “longitud de onda asociada” $\lambda=h/p$ a una partícula en movimiento con el momento ($p=mv$) de la partícula. Pág. 70.
ULR70	40-La ecuación a que llega la Mecánica Cuántica para describir la situación energética del electrón del átomo de hidrógeno es la ecuación de Schrödinger, Pág. 71.
ULR70	42- Cada uno de estos niveles definidos por valores dados de n, l, m_l , es lo que llamamos un orbital. Pág. 42.
ULR70	La energía E_2 , necesaria para pasar del estado estacionario y observable sp^3 al estado de valencia tetraédrico V_4 es... pp. 76
ULR70	45- Ppio de Hund. El principio de máxima multiplicidad o de Hund, que puede enunciarse diciendo que: cuando para valores dados de n y l existen varios orbitales definidos por diferentes valores de m_s , estos orbitales se semioocupan primero y el emparejamiento de electrones no comienza hasta que todos los orbitales están semioocupados. Pág. 46.
ULR70	44- n, l, m, s . Pág. 41.

1972 – 22 categorías.

Doadrio López, Antonio, *Química inorgánica I parte teórica*, 1ª edición, Copyrecord, Madrid, 1972.

DLA72	10-Se puede llegar a adquirir un conocimiento de estas energías mediante los espectros atómicos que constituyen la base experimental en la que se apoyan todas las teorías que tratan de explicar la estructura electrónica-nuclear de los átomos. Pág. 4.
DLA72	11-Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund. Pág. 5.
DLA72	12-. Desde principios de este siglo se conoce, por las experiencias de Rutherford, que todos los átomos están constituidos por un núcleo con carga positiva alrededor del cual se sitúan electrones de carga negativa de manera que, el conjunto resulta eléctricamente neutro. Pág. 4.
DLA72	13-Desde principios de este siglo se conoce, por las experiencias de Rutherford, que todos los átomo están constituido por un núcleo con cargas positivas alrededor del cual se sitúan electrones con carga negativa de manera que, el conjunto resulta eléctricamente neutro. Pág. 4.
DLA72	15-Bohr trató de explicar la estructura electrónica nuclear y la existencia en el átomo de valores discretos de energía aceptando que los electrones se encuentran girando alrededor del núcleo en unas orbitas de radio determinado. Págs. 5-6.
DLA72	16-Como la energía de un sistema núcleo-electrón se puede fijar con cierta

	exactitud por técnicas espectroscópicas, debe quedar imprecisa la posición del electrón alrededor del núcleo y únicamente se puede indicar que existe una probabilidad de que el electrón se encuentre en una determinada posición del espacio. Este hecho invalida el modelo atómico de Bohr en el que se fija la posición del electrón en orbitas perfectamente definidas, al mismo tiempo que se puede determinar la energía del electrón situado en una de estas órbitas. Pág. 7.
DLA72	18- Bohr trató de explicar la estructura electrónica nuclear y la existencia en el átomo de valores discretos de energía aceptando que los electrones se encuentran girando alrededor del núcleo en unas orbitas de radio determinado. Pág. 5-6. Al mismo tiempo, pudo determinar Bohr el radio de la órbita, en la que, según su teoría, se mueve el electrón, mediante la expresión: $r = n^2 h^2 / 4\pi^2 m e^2$ Pág. 7.
DLA72	19-En la ecuación anterior E_2 y E_1 representan las energías de los niveles entre los que se produce la transición y ν la frecuencia de la radiación emitida. Pág. 6.
DLA72	22- Las cuatro primeras letras son abreviaturas de designaciones en lengua inglesa establecidas en la teoría atómica clásica (s=sharp, p=principal, d=difuse, f=fundamental)... Pág. 21.
DLA72	23- El concepto de que la emisión de energía y, por lo tanto, de radiación, se produce por transiciones electrónicas de unos niveles energéticos a otros, cumpliéndose que: $E_2 - E_1 = h \cdot \nu$. Pág. 6.
DLA72	24- Inmediatamente surge el problema de cómo están distribuidos los electrones alrededor del núcleo y porqué un átomo libre, no sometido a ninguna excitación externa, mantiene inalterablemente su estructura en el transcurso del tiempo, permaneciendo en un estado estable sin que emita energía (estado estacionario). Por lo tanto, es fundamental el conocimiento de los factores energéticos que entran en juego para que se conserve en el átomo su estructura electrónica nuclear y el conjunto de cargas eléctricas contrapuestas permanezca en un estado estacionario estable. Pág. 4.
DLA72	26-Si bien es verdad que en el momento actual no se puede seguir manteniendo la imagen física que plantea Bohr de un electrón girando en una órbita, resulta muy útil el concepto de que la emisión de energía y, por lo tanto, de radiación, se produce por transiciones electrónicas de unos niveles energéticos a otros, cumpliéndose que: $E_2 - E_1 = h \cdot \nu$. Pág. 6.
DLA72	28-Al aceptar Bohr que el electrón gira alrededor del núcleo, le lleva a postular que se origina un momento angular orbital, el cual, sólo puede adquirir unos valores discretos, puesto que viene dado por la expresión: $m \cdot v \cdot r = n h / 2\pi$
DLA72	29-Los refinamientos de la teoría de Bohr realizados por Sommerfeld llevan a introducir un segundo número cuántico, denominado secundario o acimutal... Pág. 6.

DLA72	31- Los refinamientos de la teoría de Bohr realizados por Sommerfeld llevan a introducir un segundo número cuántico, denominado secundario a acimutal... Pág. 6.
DLA72	34-la relación entre la energía emitida y la frecuencia de la radiación viene dada por $E=h\cdot\gamma$. Pág. 5. De acuerdo con la teoría de Planck, aplicada a este caso por Borh, el átomo debe presentar unos valores de energía cuantizados y por ello el espectro de la radiación emitida no es continuo, sino que da lugar a un espectro de líneas que está formado por un grupo de líneas separadas entre sí. Pág. 5.
DLA72	36-se puede deducir la ecuación anterior si se consideran las que expresan la energía del fotón en virtud de su comportamiento como partícula o como onda: $E=m\cdot c^2$...
DLA72	37- se puede deducir la ecuación anterior si se consideran las que expresan la energía del fotón en virtud de su comportamiento como partícula o como onda: $E=m\cdot c^2$...
DLA72	39-... la certeza de la hipótesis de de Broglie, según la cual una partícula-subatómica como el electrón debe presentar una dualidad onda corpúsculo, en analogía a la doble naturaleza ondulatoria y corpuscular que cabe atribuir al fotón. De sus consideraciones teóricas, deduce de Broglie que la longitud de onda asociada a un electrón, considerado como una partícula de masa m y velocidad v , viene dada por: $\lambda=h/m\cdot v$. Pág. 8.
DLA72	40- Resulta de primordial interés, por lo tanto, llegar a establecer una relación entre la energía del sistema electrón-núcleo y la posición que ocupa el electrón con relación al núcleo, pero teniendo en cuenta la naturaleza ondulatoria-corpúscular del electrón y el carácter de probabilidad de la posición del electrón en el espacio. Este problema se ha podido abordar con la ecuación de onda de Schrödinger, base de la mecánica ondulatoria, teoría que ha sustituido a la clásica de Bohr con la cual se obtuvieron excelentes resultados para el átomo de hidrógeno, pero que se demostró incapaz de resolver el problema que plantean los átomos con varios electrones y las moléculas. Pág. 8.
DLA72	41-Pero es el hecho de haber podido fijar con exactitud la energía y posición del electrón lo que ocasiona el tener que desechar la teoría de Bohr, en virtud de las conclusiones deducidas teóricamente por Heissenberg que se engloban en el denominado principio de indeterminación. Pág. 7.
DLA72	42- Como ya hemos indicado anteriormente, por cada combinación de los tres números cuánticos, n , l , m_l se obtiene un valor para la función de onda orbital $\psi (n, l, m_l)$. Pág. 22.La representación gráfica de estas superficies límites que engloban el máximo valor de ψ^2 se denominan orbitales atómicos... Pág. 22. Aunque la función orbital $\psi (n, l, m_l)$ puede tomar valores positivos, negativos o imaginarios, los de ψ^2 siempre son positivos y reales como exige el concepto de probabilidad. Pág. 22. Al aceptar una naturaleza ondulatoria

	para el electrón se puede suponer que este forma una nube de carga negativa alrededor del núcleo, más densa en unos lugares que en otros, siendo mayor la densidad electrónica en aquellos sitios en que es más densa la nube de carga. Pág. 14.
DLA72	43. En la teoría del enlace de valencia se considera que el átomo central de toda molécula poliatómica no utiliza, en general, para el enlace los orbitales propios del átomo libre, sino los denominados orbitales híbridos que corresponden a unas funciones de onda obtenidas por combinación matemática de las funciones de onda orbitales del átomo libre. Pág. 83.
DLA72	44-Al efectuar el electrón este movimiento de rotación crea, simultáneamente, un momento angular de spin y un momento magnético de spin. Pág. 6.
DLA72	45. Para aquellas configuraciones electrónicas a las que corresponden más de un término, se deduce cual es el término del estado fundamental (el de menor energía), por la regla de Hund. El término del estado fundamental es el que presenta mayor valor de multiplicidad $(2S+1)$ y por tanto de S , lo que significa que se trata de la configuración con el máximo número posible de electrones de igual spin, ya que esto daría el mayor valor de M_s . Pág. 48.

1973 – 32 categorías.

Luzón Cuesta, Rafael, *Apuntes de Química 1ª parte*, Servicio de publicaciones Escuela de Ingeniería Técnica, Cartagena, 1973.

LCR73	2-El electrón se ha identificado con los rayos catódicos formados en el polo negativo de un tubo de descarga entre cuyos electrodos se aplica una diferencia de potencial elevada. Pág. 26.
LCR73	4-El protón se descubrió como constituyente de los rayos positivos o canales producidos en un tubo de descarga cuando el gas residual era hidrógeno, comprobándose que es precisamente un átomo de hidrógeno al que falta su único electrón. Pág. 26.
LCR73	5-Protón, neutrón y electrón. Pág. 26. El neutrón se desprende frecuentemente en reacciones nucleares. Fue Chadwick quien en 1932 demostró definitivamente que la radiación desprendida en tales reacciones estaba constituida por partículas materiales de masa próxima a la unidad, desprovista de carga eléctrica. Págs. 26-27.
LCR73	7. las partículas estables son electrón, protón y neutrón y las características más importantes... pág. 26.
LCR73	8-El primer investigador que dio su modelo atómico fue J.J. Thomson, que supuso al átomo formado por una esfera en la que las diversas partículas elementales estaban distribuidas de forma homogénea. Pág. 31.
LCR73	9-Sir Ernest Rutherford y sus colaboradores hicieron pasar en 1911 un estrecho haz de partículas alfa a través de una lámina de metal, observando que mientras la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin sufrir desviación, un pequeño número de ellas eran desviadas según ángulos

	grandes, e incluso algunas retrocedían. Pág. 31.
LCR73	10-El estudio de los espectros atómicos, constituye la más importante información con que se ha contado para el conocimiento de la estructura electrónica de los átomos. Pág. 61.
LCR73	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág. 63.
LCR73	12-Rutherford interpreta el resultado considerando que, un átomo está formado por un núcleo, muy pequeño en comparación con el átomo, en el que están las partículas pesadas, protones y neutrones, mientras que los electrones giran alrededor de ese núcleo a distancias relativamente grandes. Pág. 31.
LCR73	13- Rutherford interpreta el resultado considerando que, un átomo está formado por un núcleo, muy pequeño en comparación con el átomo, en el que están las partículas pesadas, protones y neutrones, mientras que los electrones giran alrededor de ese núcleo a distancias relativamente grandes. Pág. 31. La situación existente en el modelo del átomo nuclear, fue comparada desde un principio a la del Sistema Solar; el Sol viene representado por los núcleos, y los planetas que giran alrededor con él por los electrones, por cuya razón se llaman a éstos frecuentemente electrones nucleares. Pág. 32.
LCR73	14-La fuerza centrípeta que se precisa para un movimiento circular, es en el caso del Sistema Solar la de atracción gravitatoria existente entre el Sol y cada planeta, mientras que en el átomo, es la fuerza de atracción electrostática que se presenta entre partículas con carga de signo contrario, que es el caso del núcleo y el electrón. Sin embargo, entre ambos sistemas existen diferencias tan notables, que la comparación no resulta acertada. Pág. 33.
LCR73	15-Para resolver la anomalía citada, y explicar otros hechos experimentales, Niels Bohr establece los tres postulados que llevan su nombre. Pág. 62.
LCR73	16-El modelo atómico de Bohr, presentaba ciertas dificultades para su aceptación. La mayor de las cuales era la siguiente; Se ha supuesto que el electrón está girando alrededor del núcleo, de forma que, aún cuando este movimiento circular sea uniforme, el vector velocidad variará continuamente de dirección, lo cual supone que existe una aceleración, llamada centrípeta, para los que es necesaria la actuación de una fuerza que, como se dijo en 2.5, es suministrada por la atracción electrostática entre el núcleo y el electrón,. Según la teoría electromagnética, cuando una carga eléctrica está sometida a aceleración, emite energía radiante, lo cual, aplicado al caso del electrón lleva a la conclusión de que la continua pérdida de energía, deberá dar lugar a que el mismo recorra órbitas cada vez más pequeñas, llegando finalmente a caer sobre el núcleo, por lo que el átomo sería un sistema inestable, pero esto no ocurre. Pág. 62.
LCR73	18- La fuerza centrípeta que se precisa para un movimiento circular, es en el caso del Sistema Solar la de atracción gravitatoria existente entre el Sol y cada planeta, mientras que en el átomo, es la fuerza de atracción electrostática que se presenta entre partículas con carga de signo contrario, que es el caso

	del núcleo y el electrón. Sin embargo, entre ambos sistemas existen diferencias tan notables, que la comparación no resulta acertada. Pág. 33. . La teoría de Bohr establece órbitas circulares, de forma que si a cada una corresponde una energía determinada, será de esperar que en los espectros se identifiquen un número relativamente escaso de frecuencias, de acuerdo con lo que acaba de exponerse. Pág. 63.
LCR73	19-Al introducir el número cuántico secundario, cada valor de éste establece un subnivel de energía, dentro de un determinado nivel, correspondiendo la mínima energía al menor valor de l, y creciente para los demás. Pág. 64.
LCR73	20-2 electrones s, 6 electrones p, 10 electrones d... Pág. 67.
LCR73	22-En cuanto a los subniveles caracterizados por los valores de l iguales a 0, 1, 2 y 3, se representan por las letras s, p, d y f, respectivamente. Pág. 66.
LCR73	23-En realidad hoy, más que de órbitas se habla de niveles de energía. Pág. 62.
LCR73	24- Para fijar la posición de los electrones en la zona cortical de los átomos, no basta indicar la órbita o nivel de energía donde se encuentran. Pág. 51. Estas órbitas estacionarias, llamadas después estados estacionarios del átomo o niveles de energía, están caracterizados por un número entero o número cuántico n, que puede tomar los valores 1, 2, 3, 4,... hasta infinito. Pág. 80.
LCR73	24-Cualquiera que sea la órbita descrita por el electrón, éste no emite energía radiante. Pág. 62.
LCR73	26-La energía liberada al caer un electrón desde un nivel de mayor energía a otro de menor, se emite en forma de radiación cuya frecuencia viene dada por; $E_k - E_j = hv$. Págs. 62-63.
LCR73	28-Sólo son posibles aquellas órbitas para las cuales el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$. El segundo postulado puede expresarse matemáticamente así: $mvr=h/2\pi$. Pág. 62.
LCR73	29-... pueden presentarse diferentes estados energéticos, lo cual indujo a Sommerfeld a considerar que las órbitas descritas por los electrones no son en general circulares, sino elípticas. Pág. 64.
LCR73	30- Puesto que puede haber elipses de distinta excentricidad, no basta ya con el número cuántico n para definir una órbita, razón por la que Sommerfeld introduce un segundo número cuántico n para la caracterización del estado energético del electrón en el átomo. Pág. 64.
LCR73	31- Principio de exclusión de Pauli según el cual, es imposible que en un átomo haya dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Pág. 66.
LCR73	32- Principio de exclusión de Pauli según el cual, es imposible que en un átomo haya dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Pág. 66.
LCR73	34-En 1900, Max Planck enuncia que la energía radiante emitida por un oscilador, no puede variar de forma continua, sino exclusivamente por cantidades discretas. Esto representa que no se puede disponer de la energía mediante fracciones de cualquier valor arbitrariamente queramos asignarle,

	sino que sólo se puede disponer de cantidades de energía que sean múltiplos enteros de una cantidad llamada cuanto de energía, que depende de la frecuencia de radiación (que es la propia del oscilador), y cuyo valor es; $E = h \cdot \nu$. Pág. 28.
LCR73	36-La teoría formulada por Planck para la energía de un oscilador, es extendida poco después por Einstein al caso de la luz o de cualquier otra radiación electromagnética. Un cuanto de luz recibe el nombre de fotón, si bien por extensión se da el mismo nombre al cuanto de cualquier radiación, aunque su frecuencia no corresponda a la región visible del espectro. Pág. 28.
LCR73	37-Cuando un electrón y un positrón interaccionan, se aniquilan, desapareciendo ambos y transformándose su masa en energía, de acuerdo con la ecuación de Einstein (1.1). Pág. 28.
LCR73	39-La mecánica Ondulatoria se basa en la teoría desarrollada por Luis de Broglie, según la cual de una partícula, como el electrón en movimiento, se comporta como un movimiento ondulatorio, cuya longitud de onda asociada vale: $\lambda = h/mv$. Pág. 65.
LCR73	41-La Mecánica Ondulatoria, al tener en cuenta el principio de incertidumbre de Heisenberg, según el cual la posición y la velocidad de una partícula en movimiento no puede conocerse simultáneamente con exactitud, renuncia a la representación del electrón en una órbita definida, y trata en cambio de la región en la que tiene la mayor probabilidad de existencia, considerándola como una nube electrónica, cuya máxima densidad corresponde con la órbita de Bohr, en los casos más sencillos. Pág. 66.
LCR73	42- Un grupo de valores de los números cuánticos n , l y m constituye lo que se llama una orbital, y en ella puede haber dos electrones que se diferencian en el número cuántico s (spin antiparalelo) Pág. 68. La Mecánica Ondulatoria, al tener en cuenta el principio de incertidumbre de Heisenberg, según el cual la posición y la velocidad de una partícula en movimiento no puede conocerse simultáneamente con exactitud, renuncia a la representación del electrón en una órbita definida, y trata en cambio de la región en la que tiene la mayor probabilidad de existencia, considerándola como una nube electrónica, cuya máxima densidad corresponde con la órbita de Bohr, en los casos más sencillos. Pág. 66. De acuerdo con lo dicho en 4.3, una orbital vendrá definida por la región en la que exista densidad electrónica. Pág. 68.
LCR73	43. Las orbitales resultantes de esta combinación se denominan híbridas, y el fenómeno general que conduce a esta situación se conoce como hibridación de orbitales. (apartado 6.8)
LCR73	44-Aún queda el hecho a considerar, y es que el electrón, además de girar alrededor del núcleo, tiene un movimiento de rotación sobre si mismo, movimiento que recibe el nombre de spin. Pág. 64.
LCR73	45- ...este es el caso de los orbitales 2p, por lo que, al desaparecer al máximo, la situación sera la siguiente (apartado 5.3.)

1974 – 32 categorías

Esteve Sevilla, Alfonso, *Curso de Química*, ECIR.-Industrias Gráficas, 11ª edición, Valencia. 1974.

ESA74	2-Los gases, a presiones ordinarias (del orden de 1 atm), no conducen la electricidad, pero a bajas presiones (del orden de 0,01 atm) y sometidos a elevados voltajes (de miles de voltios) pueden conducir la corriente eléctrica. Los experimentos de descargas eléctricas a través de gases a presiones muy bajas (del orden de 10^{-4} atm), condujeron al descubrimiento de los rayos catódicos... Pág. 72.
ESA74	2-Los gases, a presiones ordinarias (del orden de 1 atm), no conducen la electricidad, pero a bajas presiones (del orden de 0,01 atm) y sometidos a elevados voltajes (de miles de voltios) pueden conducir la corriente eléctrica. Los experimentos de descargas eléctricas a través de gases a presiones muy bajas (del orden de 10^{-4} atm), condujeron al descubrimiento de los rayos catódicos... Pág. 72.
ESA74	5- El átomo se compone de electrones, protones, neutrones, positrones, mesones y antiprotones. El neutrón es otra partícula que está desprovista de carga eléctrica. Su masa en reposo es $1,672 \cdot 10^{-24}$ gramos. Pág. 22.
ESA74	9-Lord Rutherford observó experimentalmente la marcha de los átomos de helio con dos cargas positivas a través de hojas metálicas delgadas. Al bombardear átomos de aluminio observó que la inmensa mayoría de las partículas alfa atravesaban las hojas sin desviarse de su trayectoria rectilínea. Pág. 23.
ESA74	10-En espectroscopia y para fijar la posición de las rayas de una serie se emplea en número de onda... Pág. 44.
ESA74	11-Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund. Pág. 43.
ESA74	12- El primer modelo atómico fue establecido por Rutherford... Pág. 24. En el año 1919, el famoso físico inglés Lord Rutherford inicia una nueva ciencia con el descubrimiento de las reacciones nucleares, logrando experimentalmente la desintegración y síntesis de los átomos, constituyendo la Química Nuclear. Pág. 30.
ESA74	13-El primer modelo atómico fue establecido por Rutherford, quien imaginó los átomos como un microcosmos constituidos por un núcleo cargado positivamente y que contiene casi la totalidad de la masa del átomo y la esfera exterior o corteza electrónica, formada por electrones que giran describiendo órbitas a una velocidad vertiginosa. Pág. 24.
ESA74	14- $f = m_0 v^2 / r = e^2 / r^2$. Pág. 45. El electrón, en su movimiento circular desarrolla una fuerza centrífuga, que queda equilibrada por fuerzas de atracción electrostática entre el núcleo y el electrón (ley de Coulomb)
ESA74	15-Fue Neils Bohr (1913) quien resolvió el problema de aplicar a los átomos la teoría de Max Planck, establecida para explicar la radiación del cuerpo negro. Pág. 41.

ESA74	16-El electrón, en su movimiento circular, debería perder energía hasta que, llegase un momento en que se precipitara sobre el núcleo. Pág. 45.
ESA74	18-En el modelo atómico de Bohr, el electrón del átomo de hidrógeno describe una órbita alrededor del núcleo y se mueve a una velocidad vertiginosa. Pág. 45. En donde; $r=(n^2h^2)/4\pi^2e^2m_0$ Pág. 47.
ESA74	19-Por tanto, a cada nivel de energía correspondiente al número cuántico principal, existen otros valores de energía que corresponden a subórbitas diferentes. Pág. 51.
ESA74	20-Número máximo de electrones $2n^2$. Pág. 54.
ESA74	22-Son las iniciales de las palabras Sharp, principal, difusse y fundamental, dadas para describir las líneas en los espectros atómicos. Pág. 51.
ESA74	23-Para fijar la posición de los electrones en la zona cortical de los átomos, no hasta indicar la órbita o nivel de energía donde se encuentran. Pág. 51.
ESA74	24-Niels Bohr(1885-1962) establece que en este mundo más que microscópico dejan de cumplirse, las leyes clásicas de la mecánica y por tanto que el electrón puede moverse libremente en su órbita, sin ganar, ni perder energía. Pág. 45.
ESA74	26-la segunda hipótesis de Bohr describe las relaciones entre el átomo y la energía. Cuando el electrón pasa de una órbita de mayor energía a otra de menor energía (número cuántico principal más bajo) entonces la diferencia de energía es radiada bajo una frecuencia dada por $\Delta E =E_m - E_n = h \cdot \gamma$. Pág. 48.
ESA74	28-El producto de la cantidad de movimiento (mv) por el camino recorrido ($2\pi r$) es igual a un múltiplo entero de la constante de acción de Planck. Luego, $mvr=nh/2\pi$. Pág. 47.
ESA74	29-El físico Alemán Sommerfeld amplió la hipótesis de Bohr al sugerir que los electrones, además de orbitas circulares, podrían describir elipses. Pág. 52.
ESA74	30- El físico Alemán Sommerfeld amplió la hipótesis de Bohr al sugerir que los electrones, además de orbitas circulares, podrían describir elipses. Pág. 52
ESA74	31-El principio de Exclusión de Pauli, fue establecido explícitamente por Pauli en 1925. Se enuncia del modo siguiente: No es posible que dos electrones pertenecientes a un mismo átomo posean los cuatro números cuánticos iguales, pues deben diferenciarse, por lo menos, en uno de ellos; por ejemplo, tener los espines opuestos. Pág. 57.
ESA74	32-El principio de Exclusión de Pauli, fue establecido explícitamente por Pauli en 1925. Se enuncia del modo siguiente: No es posible que dos electrones pertenecientes a un mismo átomo posean los cuatro números cuánticos iguales, pues deben diferenciarse, por lo menos, en uno de ellos; por ejemplo, tener los espines opuestos. Pág. 57.
ESA74	34- Para explicar la distribución de la energía de la radiación del cuerpo negro, en el año 1900, Max Planck, de la Universidad de Berlín, estableció que cada oscilador, de frecuencia γ no podía emitir o absorber cantidades

	arbitrarias de energía, conocidos como cuanto de acción de Planck. Según la teoría cuántica de Planck, la fórmula que relaciona la energía del cuanto de acción ϵ es la siguiente; $\epsilon=h \cdot \gamma$. Pág. 42.
ESA74	35-El cuerpo negro es el que absorbe completamente todas las radiaciones que recibe. Inversamente es el mejor radiador, pues emite todas las radiaciones. La imagen que podemos obtener del cuerpo negro es la de una pequeña abertura practicada en la superficie de una esfera hueca, revestida interiormente de humo u hollín. Pág. 41.
ESA74	36- La luz en su aspecto corpuscular, está compuesta por unidades fundamentales o cuantos, que se llaman fotones. La idea de los cuantos de luz permitió a Einstein la explicación del efecto fotoeléctrico, que consiste en la emisión de electrones por los metales, al incidir la luz de una frecuencia determinada. Págs. 42-43.
ESA74	37- Pero Einstein estableció una ecuación, comprobada experimentalmente en el estudio de los procesos nucleares, admitiendo que la energía también tiene masa y pudo determinar la cantidad de masa asociada con otra determinada de energía por la siguiente ecuación: $E=mc^2$. Pág. 2.
ESA74	39-En el año 1924, el físico Francés Luis de Broglie logró demostrar que los corpúsculos materiales como el electrón, se pueden comportar como ondas. La longitud de onda correspondiente a una partícula en movimiento viene dada por la ecuación, $\lambda=h/mv$. Pág. 77.
ESA74	40- Por simple intuición matemática el genio Schrödinger (1887-1916) estableció la ecuación de onda, expresión que describe el comportamiento de los electrones en los átomos y establece la relación entre la energía y el movimiento ondulatorio. La ecuación de Schrödinger es la siguiente... Pág. 79.
ESA74	41- El principio de incertidumbre de Heisenberg se enuncia así; El producto de los errores de posición por el de la cantidad de movimiento es igual o mayor que la constante de Planck. $\Delta x \cdot \Delta p \geq h$. Pág. 78.
ESA74	42-La función de onda que describe el comportamiento del electrón, se llama orbital. Pág. 79. En el modelo atómico de Bohr se establece que los electrones describen órbitas alrededor del núcleo, pero en la mecánica ondulatoria se reemplaza la palabra órbita, que evoca un recorrido lineal, por la palabra el orbital, que indica la zona reservada en el espacio que puede ocupada por el electrón o por un par de electrones. Pág. 79. El cuadrado de la función de onda (Ψ^2) mide la probabilidad de encontrar al electrón a una cierta distancia del núcleo. Pág. 79. La superposición de todas las fotografías nos darán zonas de donde la concentración de puntos es mayor que en otras. La concentración de puntos en la unidad de volumen, dará la densidad electrónica. Pág., 79.
ESA74	42- En lugar de esto nos tenemos que conformar con conocer sólo la probabilidad de que un electrón se encuentre, en un instante dado, en una determinada posición del espacio. Pág. 82. Para designar las regiones del

	<p>espacio, alrededor del núcleo atómico, en las que es muy probable encontrar al electrón, se ha inventado la palabra orbital (por analogía con las desechadas órbitas de Bohr) Pág. 82. Por último, es interesante observar que mientras que en la órbita de Bohr es plana por lo que es nula la probabilidad de encontrar al electrón por encima o por debajo del plano de la figura, la probabilidad mecanocuántica, llamada muchas veces densidad electrónica o densidad de probabilidad, es como una nube con simetría esférica, de forma que la figura 5.8, b, representa un corte de dicha... Pág. 83. La mecánica cuántica, desarrollada independientemente, en 1925, por dos jóvenes físicos alemanes Werner Heisenberg y Erwin Schrödinger (premios nobel de Física de 1932 y 1933), y perfeccionada principalmente por Dirac (compartió el premio Nobel de 1933 con Schrödinger), es, en esencia, una teoría matemática, que no podemos desarrollar este curso, por lo que nos limitaremos a exponer sus resultados de forma lo más intuitiva posible para poderla aplicar, después a la interpretación cualitativa de la mayoría de las propiedades atómico-moleculares. Pág. 82.</p>
ESA74	<p>43-Los orbitales híbridos tienen todos básicamente la misma forma, pero se diferencian en su orientación. Su forma recuerda a los orbitales p, pero se diferencian en que tienen un lóbulo mucho mayor que el otro, pues la otra región se ha reducido a un tamaño muy pequeño. Pág. 102.</p>
ESA74	<p>44- Se atribuye este hecho a que el electrón gira alrededor de si mismo, pero unas veces lo hace en un sentido o en el opuesto. La rotación del electrón sobre si mismo se llama spin. Pág. 53.</p>
ESA74	<p>45. ...pues se llegan a configuraciones electrónicas cuando los cinco orbitales d están ocupados cada uno de ellos por un electron con spines paralelos (regla de Hundla regla de Hund establece que se llega a una configuración más estable cuando los electrones se disponen en spines paralelos, en los cinco orbitales equivalentes Pág. 59</p>

1977 – 32 categorías.

Morcillo Rubio, Jesús, *Temas Básicos de Química*, primera Edición, Editorial Alhambra, S.A. Madrid, 1977.

MRJ77	<p>2-Al mismo tiempo que los rayos catódicos o negativos (formados por electrones) se habían estudiado también los rayos positivos descubiertos por Goldstein en 1886 utilizando tubos de descarga con el cátodo perforado por pequeños orificios o canales, por lo que también se llamaron rayos canales... Pág. 73.</p>
MRJ77	<p>4-Al mismo tiempo que los rayos catódicos o negativos (formados por electrones) se habían estudiado también los rayos positivos descubiertos por Goldstein en 1886 utilizando tubos de descarga con el cátodo perforado por pequeños orificios o canales, por lo que también se llamaron rayos canales...</p>

	Pág. 73.
MRJ77	5-Estas partículas no fueron descubiertas experimentalmente hasta 1932, por J Chadwick (premio Nobel de Física de 1935), que también trabajaba en los laboratorios de Lord Rutherford. Pág. 76. . Posteriormente se han descubierto otras muchas partículas elementales, como por ejemplo, neutrino, positrón, mesones, hiperones, etc. No obstante, todas las propiedades químicas de los elementos se pueden explicar suponiendo que sus átomos están formados por las tres partículas fundamentales del modelo atómico de Rutherford; electrones, protones y neutrones. Pág. 76-77
MRJ77	8-El primer modelo atómico fue propuesto, en 1904, por J. J. Thomson, suponiendo que el átomo estaba formado por una esfera con carga positiva uniforme y en cuyo interior estaban embebidos los electrones. Pág. 74.
MRJ77	9-Los experimentos de dispersión de partículas α por láminas metálicas delgadas (de cobre, plata, oro, etc.), fueron realizados por H. Geiger y E. Marsden en los laboratorios de Lord Rutherford ... Pág. 74.
MRJ77	10-Gran parte de nuestro conocimiento actual sobre la estructura electrónica de los átomos se ha obtenido a partir de los estudios de los espectros atómicos, esto es, la luz que emiten los átomos al someterlos a temperaturas elevadas, en general, mediante descargas eléctricas (arcos o chispas). Pág. 80.
MRJ77	12-Ernest E. Rutherford, profesor de Física en Manchester, y que había recibido el premio Nobel de Química de 1908 por sus investigaciones sobre sustancias radioactivas. Pág. 74.
MRJ77	13-... lo que sugirió a Rutherford la idea de que en existiese un pequeño centro o núcleo en el que estaba concentrada casi toda la masa y toda la carga positiva en forma de protones. Los electrones de masa prácticamente despreciable, y en número suficiente para neutralizar la carga positiva del núcleo, se encontraban girando a grandes distancias de éste. Pág. 75. En el modelo atómico de Rutherford, que hemos visto en el apartado anterior, los átomos son como sistemas solares en miniatura. Pág. 79.
MRJ77	14-Para salvar esta dificultad, otro alumno de Rutherford , el físico danés Niels Bohr, desarrollo, en 1913, su famosa teoría (por la que se le concedió el premio Nobel de Física de 1922), en la que ingeniosamente combino el modelo clásico de Rutherford con la nueva teoría cuántica de Planck, consiguiendo así interpretar teóricamente el espectro de hidrogeno.
MRJ77	15- Para salvar esta dificultad, otro alumno de Rutherford , el físico danés Niels Bohr, Pág. 80.
MRJ77	16-Este modelo, correcto desde el punto de vista mecánica, estaba, sin embargo en completa contradicción con la teoría electromagnética de Maxwell según la cual toda partícula cargada que gira debe emitir energía radiante. Según la cual un electrón girando alrededor del núcleo debe perder gradualmente energía con lo que su órbita tendría forma de espiral precipitándose en el núcleo. Resulta así que, según el modelo atómico de

	Rutherford los átomos deberían ser inestables y además emitir energía continua. Pág. 79.
MRJ77	17- Este modelo, correcto desde el punto de vista mecánica, estaba, sin embargo en completa contradicción con la teoría electromagnética de Maxwell... Pág. 79.
MRJ77	18-Los electrones se mueven en órbitas alrededor del pequeño núcleo que los atrae, de tal forma que la fuerza de atracción quede exactamente compensada por la fuerza centrífuga. Pág. 79.
MRJ77	19-A cada valor del número cuántico principal, n : 1, 2, 3, 4... le corresponde lo que se suele llamar piso o capa de orbitales. A veces, estas capas se representan mediante las letras: K, L, M, N..., respectivamente. Pág. 88.
MRJ77	20-Así puede saberse fácilmente el número total de orbitales que hay en cada piso, que, por otra parte como puede comprobarse es igual a n^2 . Pág. 88
MRJ77	21-A cada valor del número cuántico principal, n : 1, 2, 3, 4... le corresponde lo que se suele llamar piso o capa de orbitales. A veces, estas capas se representan mediante las letras: K, L, M, N..., respectivamente. Pág. 88.
MRJ77	22- Los orbitales atómicos se designan con las letras s, p, d, f... Pág. 87.
MRJ77	23-Estas órbitas estacionarias, llamadas después estados estacionarios del átomo o niveles de energía, están caracterizados por un número entero o número cuántico n , que puede tomar los valores 1,2,3,4,... hasta infinito. Pág. 80.
MRJ77	24-Esta hipótesis la aplica Bohr para cuantizar la energía de las órbitas electrónicas y en su teoría, desarrollada para el caso particular del átomo de hidrógeno supone que sólo pueden existir ciertas órbitas estacionarias, en las que el electrón no radia energía (en contra de las teorías electromagnética). Pág. 80.
MRJ77	26-Por tanto, cuando cambia su energía puede hacer gradualmente, sino discontinuamente, pasando de un nivel E' a otro E'' , emitiendo o absorbiendo luz de frecuencia ν dada por la ecuación $h\nu = E' - E''$. Pág. 81.
MRJ77	28-En realidad Bohr postuló explícitamente que, en las órbitas circulares del átomo de hidrógeno, el impulso cinético del electrón, $m v$, multiplicando por la longitud de la órbita, $2\pi r$, sólo podía valer un número entero de veces la constante de Planck, esto es, que: $m v \cdot 2\pi r = nh$. Pág. 80.
MRJ77	29-para salvar estas dificultades, en 1916, el físico alemán Arnold Sommerfeld, desarrollo dos perfeccionamientos a la teoría de Bohr, siendo el más importante el de admitir la posibilidad de órbitas. Según Sommerfeld, en el estado fundamental esto es, para $n=1$, sólo había una órbita circular. En los estados excitados había órbitas circulares y elípticas... Pág. 82.
MRJ77	30- En los estados excitados había órbitas circulares y elípticas... Pág. 82.
MRJ77	31- Para enunciar el principio de exclusión de Pauli hace falta tener en cuenta una nueva propiedad de los electrones que se llama spin. Pág. 90-91.

	...podemos también enunciar el principio de Pauli en la conocida forma: En el átomo no puede haber dos electrones que tengan iguales sus cuatro números cuánticos. Pág. 91.
MRJ77	32- Para enunciar el principio de exclusión de Pauli hace falta tener en cuenta una nueva propiedad de los electrones que se llama spin. Págs. 90-91. ...podemos también enunciar el principio de Pauli en la conocida forma: En el átomo no puede haber dos electrones que tengan iguales sus cuatro números cuánticos. Pág. 91.
MRJ77	34-La teoría cuántica, desarrollada, en 1900, por el físico alemán Max Planck (premio Nobel de Física de 1922) para poder explicar la emisión de luz por los cuerpos calientes, y aplicada después por Einstein (premio Nobel de Física de 1921), para explicar el efecto fotoeléctrico, supone que la energía sólo se puede emitir o absorber en forma de cuantos de energía o fotones de magnitud $h\nu$. Pág. 80.
MRJ77	36- ...para explicar el efecto fotoeléctrico, supone que la energía sólo se puede emitir o absorber en forma de cuantos de energía o fotones de magnitud $h\nu$. Pág. 80.
MRJ77	37-Como ya advertimos al tratar de esta ley, lo que se conserva, en casos de reacciones nucleares, es la suma de la masa m y de la energía E , de acuerdo con la ecuación de Einstein: $E=mc^2$ Pág. 78.
MRJ77	40-En el tratamiento mecanocuántico del átomo de hidrógeno se plantea la ecuación diferencial, llamada ecuación de Schrödinger o ecuación de ondas... Pág. 87.
MRJ77	41-Este hecho, es un caso particular del llamado principio de incertidumbre de Heisenberg, nos indica que no podemos seguir hablando de trayectorias definidas de electrones, como son las órbitas de Bohr, puesto que en ellas se asigna una determinada posición y velocidad a cada electrón, magnitudes, que según la Mecánica Cuántica, nunca podremos conocer con precisión simultáneamente. Pág. 82.
MRJ77	42- En lugar de esto nos tenemos que conformar con conocer sólo la probabilidad de que un electrón se encuentre, en un instante dado, en una determinada posición del espacio. Pág. 82. Para designar las regiones del espacio, alrededor del núcleo atómico, en las que es muy probable encontrar al electrón, se ha inventado la palabra orbital (por analogía con las desechadas órbitas de Bohr) Pág. 82. Por último, es interesante observar que mientras que en la órbita de Bohr es plana por lo que es nula la probabilidad de encontrar al electrón por encima o por debajo del plano de la figura, la probabilidad mecanocuántica, llamada muchas veces densidad electrónica o densidad de probabilidad, es como una nube con simetría esférica, de forma que la figura 5.8, b, representa un corte de dicha... Pág. 83. La mecánica cuántica, desarrollada independientemente, en 1925, por dos jóvenes físicos alemanes Werner Heisenberg y Erwin Schrödinger (premios nobel de Física de 1932 y

	1933), y perfeccionada principalmente por Dirac (compartió el premio Nobel de 1933 con Schrödinger), es, en esencia, una teoría matemática, que no podemos desarrollar este curso, por lo que nos limitaremos a exponer sus resultados de forma lo más intuitiva posible para poderla aplicar, después a la interpretación cualitativa de la mayoría de las propiedades atómico-moleculares. Pág. 82.
MRJ77	43-Estos tres tipos de enlace podían interpretarse, como estudiamos en el apartado 8.1, suponiendo que el átomo de carbono utiliza orbitales híbridos sp^3 , sp^2 y sp , respectivamente. Pág. 489.
MRJ77	44-De una manera intuitiva, el spin se puede designar como un giro o una rotación propia de los electrones, (análoga a la rotación de la tierra sobre su propio eje), que puede tener lugar solamente en dos sentidos. Pág. 91.
MRJ77	45- El principio de máxima multiplicidad o regla de Hund, enunciada, en 1927, por este investigador para explicar ciertos detalles de los espectros atómicos y que establece que, cuando hay vacantes orbitales de la misma energía, los electrones los ocupan por separado. Pág. 92.

Textos preuniversitarios.

1932. 7 ítems citados.

Puig Ignacio. *Curso General de Química*. Primera edición. Manuel Marín Editor.

Barcelona. 1932.

PI32	2- Se llaman electrones las partículas más pequeñas conocidas de electricidad negativa que puede encontrarse aislada. Son las mismas partículas eléctricas que forman los conocidos rayos catódicos de los tubos de Crookes y las llamadas partículas “beta” del radio y demás elementos radioactivos. Pág. 108.
PI32	5- Recientemente se han encontrado electrones positivos llamados positrones; en vista de lo cuales supone que los protones están constituidos de un positrón y un neutrón, siendo los neutrones partículas eléctricas neutras de masa 1840 veces mayor que la de los electrones. Pág. 108. Estructura del núcleo. Según trabajos debidos principalmente al Inglés Rutherford se sospecha que los protones y electrones del núcleo se hallan agrupados de una manera fija y constante para cada elemento, y además se cree que los electrones del núcleo por efecto de las fuerzas eléctricas allí reinantes, no se hallan enteramente esféricos sino algo aplastados. // Los electrones existentes en el núcleo no suelen ser muchos, la otra gran parte se encuentra en la envoltura o corona. // Los principales grupos que hasta el presente se han podido descubrir en el núcleo son dos; las llamadas partículas alfa o núcleos de helio, que emiten los cuerpos radioactivos y constan de cuatro protones y dos electrones, y las “partículas 3” llamadas así por ser su peso atómico tres y que están formadas de tres protones y un electrón, si bien actualmente algunos dudan de su existencia. Pág. 110.
PI32	6- Protón, electrón, positrón y neutrón. Pág.108.
PI32	12- Según trabajos debidos principalmente al Inglés Rutherford se sospecha que los protones y electrones del núcleo se hallan agrupados de una manera fija y constante para cada elemento, y además se cree que los electrones del núcleo por efecto de las fuerzas eléctricas allí reinantes, no se hallan enteramente esféricos sino algo aplastados. Pág. 110.
PI32	13- Actualmente se cree que el átomo consta de dos partes, a saber; del núcleo central y de la envoltura. El núcleo está formado de solos protones o también de protones y electrones; es muy pequeño respecto del volumen total del átomo y en él se halla prácticamente concentrada la masa toda del átomo. La envoltura esta compuesta solamente de electrones dispuestos alrededor del núcleo en grupos más o menos estables que forman los llamados pisos y subpisos. Pág.108.
PI32	19- La envoltura esta compuesta solamente de electrones dispuestos alrededor del núcleo en grupos más o menos estables que forman los llamados pisos y subpisos. Pág. 108.
PI32	20- El número máximo de electrones de la capa exterior sería de suyo dos en

	los elementos del primer periodo, 8 en los del segundo, 18 en los del tercero y 32 en el cuarto. Pág. 111
--	---

1933 a. 9 ítems citados.

Mir Peña, Juan, *Compendio de Química (libro de texto fundamental)*, Séptima edición. Editorial Urania, Granada. 1933.

MPJ33	2- La naturaleza de los rayos catódicos-. Los rayos que se desprenden en un tubo de Crookes por la corriente eléctrica, son de las mismas propiedades y, por lo tanto, iguales, cualquiera que sea el cuerpo que forma el cátodo. Es, pues, necesario admitir que los diferentes cuerpos simples que los forman tienen, como elementos comunes los electrones. Pág 259.
MPJ33	5-En algunos elementos, como el hidrógeno los electrones de los átomos pertenecen todos a la corona; pero, en otros elementos hay electrones en la corona y en el núcleo, distinguiéndose los primeros con el nombre de electrones satélites y los segundos electrones nucleares. Estos últimos están neutralizados por algunos de los protones del núcleo y los restantes neutralizan a los de la corona. Pág 253. 6-Electrones y protones. Pág. 25.
MPJ33	6-Electrones y protones. Pág. 25.
MPJ33	10- Los electrones satélites determinan, en total, o sea los de diferentes pisos, las ondas características de los espectros ópticos que varían ordenadamente presentando 92 formas, con dos lagunas, y por esto se admite que no existen más de 92 elementos, de los cuales faltan dos por conocer. Pág254.
MPJ33	13- Se admite universalmente la explicación de Bohr, que supone a los átomos de todos los cuerpos formados por un núcleo muy denso, pero extraordinariamente pequeño, constituido por protones unidos estrechamente y en número exactamente igual al peso atómico de cada elemento. Una corona de electrones gira en todos los átomos alrededor del núcleo, como los planetas alrededor del Sol. Pág. 253.
MPJ33	15- Se admite universalmente la explicación de Bohr... Pág. 253.
MPJ33	18- Una corona de electrones gira en todos los átomos alrededor del núcleo, como los planetas alrededor del Sol. Pág. 253.
MPJ33	19- La velocidad de los electrones satélites en sus movimientos de rotación es enorme, y las órbitas forman diferentes pisos. Pág. 257.
MPJ33	20- 2 y 8 electrones. Ver Fig. 139. Estructura de los átomos. Pág. 254.
MPJ33	30- Las órbitas que describen los electrones satélites, son poco conocidas, aunque se sabe que unas son circulares y otras elípticas. Pág255.

1933. 11 ítems citados.

Montequi Díaz de Plaza, Ricardo, *Elementos de Química (teorías, prácticas, problemas)* Tipografía “El eco de Santiago”, Santiago de Compostela, 1933.

MDPR33	2-Los electrones no son otra cosa que los rayos catódicos que emanan del polo negativo cuando salta una chispa a través de un gas sumamente enrarecido. Pág. 312.
MDPR33	4-En las descargas de gases enrarecidos, juntamente con los rayos catódicos, se desprenden en dirección contraria los llamados rayos canales o positivos que no son iguales para todos los cuerpos simples sino que están constituidos por el átomo del elemento que los produce. Pág. 313.
MDPR33	5- Los átomos de los diversos elementos están constituidos por un núcleo formado por la asociación de protones y electrones con un cierto número de protones en exceso, alrededor del cual están dispuestos en pisos otros tantos electrones que describen continuamente órbitas planetarias alrededor del núcleo. Pág. 313.El átomo de helio puede suponerse formado por un núcleo con dos protones asociados (protón-electrón), dos libres y un anillo con dos electrones que giran en el mismo piso. Pág. 314. Los neutrones son núcleos de hidrógeno sin carga eléctrica, esto es, a modo de átomos de hidrógeno en que el electrón íntimamente ligado al protón esta inactivo, tienen, por tanto, carga eléctrica 0 y masa materia 1. (Pág. 325 de la edición de 1944)
MDPR33	6- Protones, neutrones. Pág. 313. Protones, neutrones, electrones y positrones. (Pág. 324-325 de la edición de 1944)
MDPR33	9-Este número ha sido determinado por Rutherford teniendo en cuenta las desviaciones que sufren las partículas α (núcleos de helio con dos protones) cuando pasan próximas al núcleo, demostrando al mismo tiempo que el diámetro de éste es reducidísimo. Pág. 314.
MDPR33	10- Si se excita violentamente un átomo introduciendo una sal en la llama (litio), por descarga eléctrica (hidrógeno), o el arco (hierro), los electrones entran en vibración y emiten radiaciones que, resueltas en rayas simples por el espectroscopio o las redes, dan un espectro constituido por rayos perfectamente definidos para cada átomo. Pág. 316.
MDPR33	12-Este número ha sido determinado por Rutherford teniendo en cuenta las desviaciones que sufren las partículas α (núcleos de helio con dos protones) cuando pasan próximas al núcleo, demostrando al mismo tiempo que el diámetro de éste es reducidísimo. Pág. 314.
MDPR33	13- Los átomos de los diversos elementos están constituidos por un núcleo formado por la asociación de protones y electrones con un cierto número de protones en exceso, alrededor del cual están dispuestos en pisos otros tantos electrones que describen continuamente órbitas planetarias alrededor del núcleo. Pág. 313.
MDPR33	18- ...alrededor del cual están dispuestos en pisos otros tantos electrones que describen continuamente órbitas planetarias alrededor del núcleo. Pág. 313.

	El átomo de helio puede suponerse formado por un núcleo con dos protones asociados (protón-electrón), dos libres y un anillo con dos electrones que giran en el mismo piso. Pág. 314.
MDPR33	19- El átomo de helio puede suponerse formado por un núcleo con dos protones asociados (protón-electrón), dos libres y un anillo con dos electrones que giran en el mismo piso. Pág. 314.
MDPR33	20- El átomo de helio puede suponerse formado por un núcleo con dos protones asociados (protón-electrón), dos libres y un anillo con dos electrones que giran en el mismo piso. Pág. 314. Teniendo en cuenta que en lo sucesivo para que un piso quede saturado hacen falta ocho electrones, lo que explica la periodicidad. Pág. 315. El número máximo de electrones que pueden coexistir en cada capa viene dado por la fórmula $2n^2$. . (Pág. 325 de la edición de 1944)

1933b. 8 ítems citados.

Monzón González, Julio, *Elementos de Química General e Historia de la Química*, 7ª edición, Imprenta y librería de Eulogio de las Heras, Sevilla, 1933.

MGJ33	2-Hecho el descubrimiento de la radioactividad (Bequerel, 1896) y de la identidad entre los rayos α , β y γ de los cuerpos radioactivos y los anódicos, catódicos y X respectivamente, que se obtienen en los tubos de vacío, se ha podido penetrar en el conocimiento de la estructura de los átomos con tanta probabilidad como en el de los cuerpos celestes, se tiene en astronomía, y llegar a la hipótesis planetaria del átomo. Es decir, a lo que se supone a éste semejante a un sistema planetario como el solar. Pág. 179-180.
MGJ33	4- Hecho el descubrimiento de la radioactividad (Bequerel, 1896) y de la identidad entre los rayos α , β y γ de los cuerpos radioactivos y los anódicos, catódicos y X respectivamente, que se obtienen en los tubos de vacío, se ha podido penetrar en el conocimiento... Pág. 179-180.
MGJ33	5-...por ejemplo, el sodio, que tiene de peso atómico 23 y ocupa el número 11 en el sistema lineal, tenemos que admitir que tiene 23 protones en su núcleo y 13 electrones en su corteza; pero, como las cargas del núcleo y de la corteza han de ser iguales en magnitud, es preciso, que en el núcleo haya 12 electrones unidos invariablemente a los protones, neutralizando 12 de sus cargas, con lo cual queda la carga total de 11, igual a la de los electrones de la corteza. Pág. 182.
MGJ33	9-Esto se ha conseguido midiendo las desviaciones que sufren los rayos alfa, o cargas positivas, lanzadas por los cuerpos radiactivos, al pasar por las inmediaciones de los núcleos atómicos. Pág. 180.
MGJ33	13-El volumen ocupado por un átomo es muy grande (10.000 veces y aún más) en relación al que ocupan las masas del mismo; por lo cual, y por los movimientos de rotación que tienen los electrones alrededor del núcleo, se puede comparar el átomo a un sistema planetario de extraordinarias

	velocidades; el núcleo sería el Sol y los electrones corticales los planetas. Pág. 181.
MGJ33	14-Ahora bien, como las electricidades de nombre contrario se atraen, es preciso suponer, si se quiere explicar la distancia del núcleo que los electrones tienen que girar, una fuerza repulsiva que equilibre esta atractiva. La explicación más aceptable parece ser la que supone que esa fuerza equilibrante de la atracción de las cargas contrarias es la fuerza centrífuga, la cual, a pesar de la pequeñez de las masas en movimiento, podría ser suficientemente grandes a causa de las enormes velocidades de los electrones; pero realmente no hay nada positivo en estas imaginaciones. Pág. 181-182
MGJ33	18-Base fundamental de este conocimiento ha sido la determinación de las cargas positivas de los núcleos atómicos, que equilibran las negativas de los electrones que giran alrededor a ellos. Pág. 180.
MGJ33	20-Si los electrones corticales constituyen un sistema en equilibrio en cada órbita, como los de los gases nobles (2 el helio, 2 + 8 el neón, 2 + 8 + 8 el argón, etc)... Pág. 183.

1935 a. 8 ítems citados.

Olbes y Zuloaga, Luis, *Lecciones elementales de Química*, 11 edición, Tipografía de Alberto Fontana, Madrid, 1935.

OZL35	5-Se ha demostrado que los rayos alfa son idénticos a los átomos de helio con cargas positivas. Están constituidos por 4 protones y 2 electrones; su carga es de dos unidades positivas. Pág. 277. El núcleo más sencillo es el del hidrógeno llamado protón (en griego, primero); y los demás son una mezcla de protones y electrones nucleares en distinto número pero predominando los protones. Pág. 54.
OZL35	12-Esta teoría (debida principalmente a Rutherford y a Saddy) explica la radioactividad pro la inestabilidad de los átomos de los cuerpos radioactivos, los cuales difunden electrones e iones más o menos modificados en el medio envolvente. Pág. 17.
OZL35	13-Esta moderna teoría llevando mucho más alla la divisibilidad de la materia ponderable, supone que el átomo es un sistema de corpúsculos pequeñísimos electrizados (o partículas electrizadas, considerando materializada la electricidad) en equilibrio dinámico formado por un núcleo (carga positiva) cuya masa mínima es el protón (núcleo del átomo de hidrógeno), alrededor del cual gravitan los electrones (cargas negativas mínimas), mucho más pequeño que aquél describiendo órbitas de la misma clase en todos los elementos más o menos cerradas. Pág. 16-17. Se asimila así la constitución de átomos, moléculas y cuerpos a los de los sistemas planetarios, los cuales, asociándose a su vez, forman grupos más complejos cuyas enormes dimensiones y distancia ofrecen tanta dificultad para su conocimiento como la pequeñez de los sistemas atómicos. Pág. 10.

OZL35	15-Estructura atómica. El átomo de Bohr. Pág. 54.
OZL35	18- los electrones (cargas negativas mínimas), mucho más pequeño que aquél describiendo órbitas de la misma clase en todos los elementos más o menos cerradas. Págs. 16-17. Aceptando el modelo de este físico, se supone que el átomo está formado por una masa, cargada de electricidad positiva, como núcleo, en torno del cual giran velozmente partículas de electricidad negativa, llamadas electrones, describiendo órbitas determinadas. Pág. 54.
OZL35	23- Mientras el átomo no se desintegra (o ioniza) no varía su energía. Se admite que hay órbitas estables en las que el electrón puede moverse sin modificación de su energía. Son verdaderas curvas de nivel en el campo del núcleo y el paso de una a otra es un trabajo que exige una acción adecuada (rayos gamma, rayos alfa, etc), y para cada electrón representa una cantidad constante de energía transformada (teoría cuantista o de los cuantos de energía) Pág. 279.
OZL35	24-Mientras el átomo no se desintegra (o ioniza) no varía su energía. Se admite que hay órbitas estables en las que el electrón puede moverse sin modificación de su energía. Pág. 279.
OZL35	25-Son verdaderas curvas de nivel en el campo del núcleo y el paso de una a otra es un trabajo que exige una acción adecuada (rayos gamma, rayos alfa, etc), y para cada electrón representa una cantidad constante de energía transformada (teoría cuantista o de los cuantos de energía) Pág. 279.

1936. 7 ítems citados.

Estalella, José. *Curso de Química*. 2ª Edición. Gustavo Gili editor, Barcelona. 1936.

EJ36	2-2º rayos β , identificados con los rayos catódicos, más penetrantes que los α , con carga negativa y sin masa material: son los electrones o partículas elementales de electricidad negativa. Pág 253.
EJ36	4- Sometiéndola a la acción de un campo magnético se ha descompuesto la radiación radioactiva en tres partes: 1ª rayos α , poco penetrantes, que se han identificado con los rayos anódicos de los tubos de Crookes, y que consisten en átomos de helio con carga eléctrica positiva. Pág. 253.
EJ36	10-Esta teoría electrónica no sólo sirve de base para explicar el fenómeno de radioactividad, sino también los de espectroscopia y electroquímica... Pág. 257 . . .La aplicación de los rayos Roentgen al descubierta de la estructura de las substancias, el fenómeno de la radioactividad, la interpretación de los espectros luminosos Pág. 257.
EJ36	12- Según Rutherford y Bohr, un átomo consistía... Pág 257.
EJ36	13- Según Rutherford y Bohr, un átomo consistiría en un núcleo cargado positivamente, a cuyo alrededor describen sus órbitas, como los planetas alrededor del Sol, los electrones negativos en número igual al número atómico del correspondiente elemento. Pág 257. La aplicación de los rayos Roentgen al descubierta de la estructura de las substancias, el fenómeno de la

	radioactividad, la interpretación de los espectros luminosos y otros estudios físico-químicos han hecho reconocer la realidad de la existencia de átomos y moléculas y han conducido a atribuir al átomo una constitución compleja, asimilable a la de un sistema planetario, con núcleo central eléctricamente positivo rodeado de cierto número de electrones que describen sus órbitas con fantásticas velocidades angulares. Pág 257
EJ36	15- Según Rutherford y Bohr, un átomo consistía... Pág 257.
EJ36	18- con núcleo central eléctricamente positivo rodeado de cierto número de electrones que describen sus órbitas con fantásticas velocidades angulares. Pág 257.

1942. 10 ítems citados.

Gassiot Llorens, José. *Compendio de física y química*. Ediciones Alma Mater, S.A. Barcelona. 1942.

GLLJ42	2- Los electrones quedan libres en el efecto Edison, en los rayos catódicos y forman los rayos β . Su carga eléctrica es de $4,77 \cdot 10^{-10}$ u.e.e., y se toma como unidad para comparar con las de las restantes partículas atómicas. Su masa es de 1/1800 de la del átomo de hidrógeno. Pág. 382
GLLJ42	4- Rayos canales o positivos se producen en un tubo de rayos catódicos, cuando el cátodo está provisto de una serie de agujeros; y están constituidos por partículas con carga positiva que son atraídos por las cargas negativas del cátodo. Pág. 327.
GLLJ42	5- Los neutrones no tienen carga eléctrica y su masa es así mismo, igual a la del H. Pág. 382.
GLLJ42	6-... y de la clasificación periódica ha permitido conocer cuales eran las partículas que los constituyen, y la forma en que están dispuestos. Estas partículas son el electrón, el protón y el neutrón... Pág. 381-382. Los protones tienen igual carga eléctrica que los electrones pero de signo contrario, y su masa es sensiblemente igual a la del átomo de H. Pág. 382. Se ha demostrado la existencia de partículas análogas a los electrones pero con carga positiva (positrones) Pág. 382.
GLLJ42	10-La luz procedente de un cuerpo incandescente da un espectro que es continuo (o sea, que tiene todos los colores), o discontinuo (en cuyo caso está solamente formado por una serie de rayas o bandas). Ocurre lo primero si se trata de sólidos o líquidos incandescentes; en cambio los gases originan espectros discontinuos. Pág 227.
GLLJ42	13- El átomo está formado por un núcleo en el cual radica prácticamente toda la masa, y una envoltura electrónica; el primero posee una carga eléctrica positiva que normalmente queda exactamente neutralizada por los electrones de la envoltura. El volumen del núcleo es muy pequeño comparado con el del átomo, y posee, por consiguiente una densidad elevada; su carga eléctrica es igual a $+Z$, representando este número el número atómico del elemento

	considerado. Pág. 382.
GLLJ42	18- Los electrones se mueven alrededor del núcleo pero no todos poseen igual energía, y según esto se clasifican en distintos "niveles energéticos", que representamos esquemáticamente por circunferencias de distinto radio. Pág. 383.
GLLJ42	20- Estos niveles (o capas) se representan por las letras K, L, M, N..., y el número máximo de electrones que pueden contener son de 2, 8, 18 y 32, respectivamente. Pág. 383.
GLLJ42	21- Estos niveles (o capas) se representan por las letras K, L, M, N..., y el número máximo de electrones que pueden contener son de 2, 8, 18 y 32, respectivamente. Pág. 383.
GLLJ42	23- Los electrones se mueven alrededor del núcleo pero no todos poseen igual energía, y según esto se clasifican en distintos "niveles energéticos", que representamos esquemáticamente por circunferencias de distinto radio. Pág. 383.

1944. 14 ítems citados.

Aleixandre, Vicente. *Compendio de Química general*. 2ª Edición. Summa. Madrid. 1944.

VA44	5-Existen también, como constituyentes de la materia, los llamados neutrones, que son corpúsculos de masa aproximadamente igual a la del átomo de hidrógeno, sin ninguna carga eléctrica. Estos corpúsculos se obtienen en la acción de las radiaciones radioactivas sobre el magnesio. Pág. 201-202.
VA44	6-Electrón, positrón, neutrón, protón. Pág. 201.
VA44	8-...el concepto que se tenía del átomo. Se creía antiguamente que éste era una especie de especie maciza, homogénea, elástica y completamente indivisible
VA44	10- La emisión de energía suele hacerse en forma de radiaciones luminosas, cuya longitud de onda depende de las dos órbitas entre las que salta el electrón y este es el origen de los rayos espectrales. Pág. 205.
VA44	13-El átomo se compone de dos partes: núcleo y corteza. El tamaño del átomo es del orden de magnitud de 10^{-8} cm. La relación que guarda el tamaño del núcleo y el del átomo se comprueba fácilmente con la siguiente imagen: si agrandamos el tamaño del núcleo hasta hacer una esfera de las dimensiones de la Tierra, el volumen del núcleo sería igual al de una naranja y el del electrón igual al de una cereza. De lo dicho se deduce que el átomo está casi vacío. La corteza está formada exclusivamente por electrones que giran alrededor del núcleo y cuyo número aumenta con el peso atómico del átomo, siendo igual al número de orden del elemento en el sistema periódico; el hidrógeno tendrá un electrón, el helio dos y así sucesivamente. El número de electrones que contiene un átomo en su corteza, que viene dado por el número de orden en el sistema periódico se llama número atómico. Pág.202.

VA44	14-Los electrones son atraídos por el núcleo, pero no caen sobre él porque el movimiento de rotación que poseen produce una fuerza centrífuga igual y contraria, estableciéndose un equilibrio entre ambos. Pág. 205.
VA44	18-Los electrones están dispuestos en capas o pisos que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Pág. 202. Hemos dicho que los electrones giran en diferentes órbitas; ahora bien, uno de ellos, que recorre una determinada órbita, puede pasar por diferentes causas (elevación de la temperatura, rayos luminosos, etc.) a otra órbita. Pág. 205.
VA44	19-Los electrones están dispuestos en capas o pisos que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Pág. 202.
VA44	20-El número de electrones que como máximo hay en cada piso puede expresarse con la fórmula $2x^2$, dando a x los valores 1, 2, 3 etc., según sea la primera, segunda, tercera capa. Pág. 202.
VA44	25- Hemos dicho que los electrones giran en diferentes órbitas; ahora bien, uno de ellos, que recorre una determinada órbita, puede pasar por diferentes causas (elevación de la temperatura, rayos luminosos, etc.) a otra órbita; si esta es más externa absorbe energía. Generalmente estos electrones caen de nuevo a la órbita primitiva cuando cesa la causa excitadora, emitiendo la energía que absorbieron anteriormente. La emisión de energía suele hacerse en forma de radiaciones luminosas, cuya longitud de onda depende de las dos órbitas entre las que salta el electrón y este es el origen de los rayos espectrales. Pág. 205.
VA44	30-Las orbitas que describen los electrones pueden ser circulares o elípticas. Pág. 203.
VA44	37- Según la teoría de la relatividad, la masa puede transformarse en energía y viceversa. La relación que rige estas transformaciones es $m = E/c^2$ (c es la velocidad de la luz).
VA44	44-El electrón al propio tiempo que gira alrededor del núcleo tiene a su vez un movimiento de rotación alrededor de sí mismo (como una peonza), que recibe el nombre de spin del electrón; el spin puede ser positivo o negativo, según el giro sea en un sentido o en el contrario. Pág. 203. Al conjunto de dos electrones que recorren idéntica órbita del mismo átomo, pero cuyos giros alrededor de sí mismos son opuestos, se les designa con el nombre de pareja de electrones. Pág. 203.
VA44	Lewis-Langmuir; En lo dicho anteriormente hemos supuesto que los pisos de electrones son planos pero hay autores que admiten disposiciones electrónicas espaciales, y así Lewis supone que en los gases nobles los ocho electrones de su capa externa se encuentran oscilando alrededor de los vértices de un cubo (teoría del octeto)

1946 b. 9 ítems citados.

Ybarra Méndez, Rafael y Cabelas Loshuertos, Ángel. *Elementos de química*. Nuevas gráficas S.A. Madrid. 1946.

YMRCL46	2- Rayos beta.- Por su comportamiento resultan los rayos beta similares a los catódicos del tubo de Crookes. Pág. 90.
YMRCL46	4- Rayos alfa.- Su desviación por el campo eléctrico muestran carga eléctrica positiva y hoy se sabe que están constituidos por átomos de helio que transportan dos cargas eléctricas positivas. Por su comportamiento son estas radiaciones similares a los rayos canales de los tubos de Crookes. Pág. 89.
YMRCL46	5- Por otra parte el estudio del átomo demuestra que, generalmente el núcleo del átomo muestra una carga eléctrica positiva inferior a la que le corresponde por el número de protones que posee, lo que se explica admitiendo que en el núcleo hay también un determinado número de electrones que neutraliza a otros tantos protones. En consecuencia, el núcleo presentará una carga positiva, cuya cuantía vendrá representada por el número de protones no neutralizados o protones libres. Supongamos un átomo cuyo núcleo posee n protones, dicho átomo tendrá, por tanto, otros n electrones. Si hay en el núcleo a electrones la carga del mismo equivaldrá a n-a protones y los electrones planetarios serán también de n-a protones y electrones. Págs. 84-85.
YMRCL46	6- Protones, electrones. Pág. 84.
YMRCL46	13- El Protón constituye el núcleo del átomo, en derredor del cual y a una distancia relativamente muy grande, gira el electrón, formando así un conjunto eléctricamente neutro. Según lo dicho, parte de los electrones quedan en el núcleo, neutralizando otros tantos protones. El resto de los electrones giran en derredor del núcleo, de modo similar a como en el universo giran los planetas alrededor del Sol. Pág. 85.
YMRCL46	18- Los electrones que giran en derredor del núcleo, no están todos a la misma distancia de éste, sino que se agrupan en órbitas diferentes de distinto radio, formando capas diversas. Pág. 86.
YMRCL46	19- Los electrones que giran en derredor del núcleo, no están todos a la misma distancia de éste, sino que se agrupan en órbitas diferentes de distinto radio, formando capas diversas. Pág. 86.
YMRCL46	20- K (2), L (8), M (18), N (32), O (18), P (12) y Q (2)
YMRCL46	21- Si damos a éstas (capa) los nombres K, L, M, N, O, P, Q, siendo k la más próxima al núcleo y Q la más alejada se admite que dichos números son: K (2), L (8), M (18), N (32), O (18), P (12) y Q (2). Pág. 86.

1946. 20 ítems citados.

De la Puente Larios, *Compendio de química elemental*, J. Bosch, casa editorial, Barcelona. 1946.

DPL46	2- Sabemos por física que los cuerpos, por diversas acciones, desprenden partículas eléctricas llamadas electrones. Entre dichas acciones tenemos: campos eléctricos en gases enrarecidos (rayos catódicos), temperaturas elevadas en los metales (efecto termoeléctrico), radiaciones luminosas de corta longitud de onda sobre ciertos metales (efecto fotoeléctrico) y las partículas β de los cuerpos radioactivos desprendidas espontáneamente. Los electrones tienen una carga negativa de $1,6 \cdot 10^{-19}$ culbs y su masa es $1/1840$ la del átomo de hidrógeno. Pág. 178.
DPL46	4- En las descargas a través de gases enrarecidos, a la vez que del cátodo se desprenden electrones negativos (rayos catódicos), del ánodo parte un flujo de iones positivos (rayos canales) formados por los átomos que perdieron sus electrones. Pág. 178.
DPL46	5- En 1932, Chadwick pudo comprobar que sometiendo al berilio al efecto de las partículas α de un cuerpo radioactivo emitía una radiación muy penetrante formado por partículas de H sin carga eléctrica, tal partícula neutra se denomina neutrón y, según algunos, debe ser la asociación de un protón y un electrón. Pág. 178.
DPL46	6-Protón, neutrón, electrón, deutón, positrón, neutrino, mesón. Pág.179.
DPL46	10- Diversos átomos sometidos a igual acción excitadora, producen radiaciones de frecuencias distintas y peculiares de cada uno, lo que constituye su espectro característico. Pág. 181.
DPL46	11- Ley de Balmer. Pág. 181.
DPL46	12- ...conseguido Rutherford y sus discípulos separar de muchos de ellos iones H^+ . Pág. 179
DPL46	13- Para esto, la hipótesis hoy más generalizada es la de Rutherford, perfeccionada por Bohr con la aplicación de la teoría de los cuantos. Según ella, el átomo es como un sistema solar en miniatura, constituida por un núcleo cargado positivamente, alrededor del cual giran los electrones. Pág. 179. Así pues, tenemos de distinguir dos partes: el núcleo central y la corteza electrónica. Las cargas positivas de su núcleo han de estar neutralizadas por otros tantos electrones que giran a su alrededor ocupando el volumen atómico estando compensada su atracción por el núcleo con la fuerza centrífuga.
DPL46	14- Estos electrones se mantienen en sus órbitas (circulares o elípticas) sin irradiar energía, estando compensada su atracción por el núcleo con la fuerza centrífuga. Pág. 180. Por otros tantos electrones que giran a su alrededor ocupando el volumen atómico estando compensada su atracción por el núcleo con la fuerza centrífuga.
DPL46	15-. Para esto, la hipótesis hoy más generalizada es la de Rutherford, perfeccionada por Bohr con la aplicación de la teoría de los cuantos. Pág 179.

DPL46	18- Ha calculado Bohr, por la teoría de los cuantos, que un electrón solo puede describir orbitas estables cuyos radios varíen como los cuadrados de los números enteros. Pág. 180. Las cargas positivas de su núcleo han de estar neutralizadas por otros tantos electrones que giran a su alrededor ocupando el volumen atómico.
DPL46	19- Por esta misma teoría se deduce que el número de elementos es limitado. Las orbitas electrónicas se disponen por capas o pisos de distinto nivel energético que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q (tantos como periodos de la clasificación), estando a su vez, menos el K, divididos en subpisos. Pág. 180.
DPL46	21- Por esta misma teoría se deduce que el número de elementos es limitado. Las orbitas electrónicas se disponen por capas o pisos de distinto nivel energético que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q Pág. 180.
DPL46	23- Las orbitas electrónicas se disponen por capas o pisos de distinto nivel energético. Pág 180.
DPL46	24- Estos electrones se mantienen en sus orbitas (circulares o elípticas) sin irradiar energía. Pág. 180.
DPL46	26- Se ha demostrado que la absorción o emisión de la energía por los átomos se hace de un modo discontinuo, por múltiplos de una cantidad constante h llamado cuanto de acción de Planck. De modo que en el paso de un electrón de una órbita a otra, la frecuencia γ de la radiación emitida esta relacionada con la energía w del salto por la fórmula $w = h \cdot \gamma$. Pág. 181.
DPL46	29- Cuando Sommerfeld, aplicando la mecánica relativista a las órbitas elípticas, ha conseguido explicar particularidades de los espectros, sin embargo, aun existen algunos puntos a dilucidar. Pág. 181.
DPL46	30- Estos electrones se mantienen en sus orbitas (circulares o elípticas) sin irradiar energía. Pág. 180.
DPL46	33-. Para esto, la hipótesis hoy más generalizada es la de Rutherford, perfeccionada por Bohr con la aplicación de la teoría de los cuantos. Pág. 179
DPL46	44- Además los electrones tienen un movimiento de rotación sobre si mismos. Pág. 180.

1947. 17 ítems citados.

Nagera Gómez E. y Lahigera Cuenca F. *Física y Química, Séptimo curso de Bachillerato*, Primera edición. Editor E. López Mezquido, Valencia, 1947.

NGELC47	2- En el caso de que la presión sea próximamente de 1/100 mm. Desaparece la luminosidad del gas, pero las paredes del tubo de vidrio tienen una luminosidad llamada fluorescencia. Pág. 92. El estudio experimental de estos rayos catódicos ha conducido a la conclusión de que están formados por chorros de electrones, esto es, corpúsculos eléctricos. Pág. 94.
NGELC47	4- Se originan en el espacio que hay entre el ánodo y el cátodo, estando formados por átomos o moléculas del gas enrarecido que contiene el tubo y

	que al perder electrones se han cargado positivamente marchando del ánodo hacia el cátodo, que atraviesan cuando se encuentra perforado. Pág. 96.
NGELC47	5-Neutrones. Pág. 130.
NGELC47	6-En la actualidad admitimos que los átomos están formados por electrones, protones y neutrones y además se han podido separar electrones positivos o positrones. Pág. 130.
NGELC47	10- Los átomos de los distintos elementos producen, cuando se encuentran excitados, espectros de emisión que son característicos de todos tales átomos. Pág.130. Los espectros y la constitución de los átomos. Las rayas correspondientes a diversas series (K, L, M...) se desplazan hacia la derecha conforme varía el número atómico.
NGELC47	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett. Pág.131.
NGELC47	13- Átomo con núcleo positivo. En torno al núcleo giran órbitas circulares dispuestas en capas o pisos (Bohr) o elípticas en planos distintos (Sommerfeld), un número de electrones negativos, que corresponden exactamente al número de cargas positivas del núcleo (número atómico)...Como vemos, la constitución del átomo ha sido inspirada en su origen, por el sistema planetario. Pág. 130.
NGELC47	14- La atracción electrostática entre el núcleo y los electrones queda equilibrada por la fuerza centrífuga engendrada por estos, a lo que hay que añadir la resultante de las repulsiones mutuas. Pág. 130.
NGELC47	15- En torno al núcleo giran en órbitas circulares dispuestas en capas o pisos (Bohr)... Pág. 130.
NGELC47	18- Los electrones que constituyen la corteza del átomo están dispuestos en diferentes capas y en ellos residen las propiedades ópticas, magnéticas y químicas de los elementos. Pág. 130.
NGELC47	19- Los electrones que constituyen la corteza del átomo están dispuestos en diferentes capas y en ellos residen las propiedades ópticas, magnéticas y químicas de los elementos. Pág. 130.
NGELC47	21- Hay en estos aspectos una asombrosa regularidad, las rayas correspondientes a diversas series (K, L, M...) se desplazan hacia la derecha conforme varía el número atómico. Pág. 134.
NGELC47	25- Esta radiación es una energía por el átomo y se explica por el salto de un electrón de una órbita a otra de un diámetro menor, es decir, donde el electrón posee una energía potencial más pequeña, habiendo cedido en forma de radiación la diferencia de energía potencial entre las dos órbitas. Pág. 130.
NGELC47	29- ...o elípticas en planos distintos (Sommerfeld),... Pág. 130.
NGELC47	30- En torno al núcleo giran órbitas circulares dispuestas en capas o pisos (Bohr) o elípticas en planos distintos (Sommerfeld),... Pág. 130.
NGELC47	33- Pero la absorción o emisión de energía no puede verificarse de una manera continua, sino según cantidades discretas (cuantos de energía)

	La variación de energía radiante no puede hacerse de una manera continua, sino según múltiplos de un elemento de energía (cuanto). Pág. 130-131.
NGELC47	36- Esta idea llevo a Einstein, a suponer que la luz estaría constituida por elementos llamados fotones, los cuales se admite (al objeto de explicar algunos fenómenos luminosos) que pueden actuar como ondas. Pág. 131.

1957. 8 ítems citados. Este texto no está considerado dentro de los textos de preuniversitario, ni como universitarios al estar dirigido a estudiantes de magisterio pero lo mantenemos en el anexo por su interés.

Tello Peinado, Idelfonso. *Física y Química con sus metodologías*. Librería de San Martín. Madrid. 1957.

1957	5-Neutrones. Los neutrones llamados así por carecer de carga eléctrica, cuya masa es un poco mayor que la del protón. Pág 181. En el mismo año (1932) Chadwick en Cambridge, bombardea también con partículas alfa el cuarto elemento del sistema periódico, el berilio, y observa que se desprende de este cuerpo una radiación especial, formada por partículas materiales, cuya masa es aproximadamente igual a la del protón; pero por no sufrir ninguna desviación por la acción del imán se le consideró como desprovista de carga eléctrica. Por este motivo a esa partícula se le dio el nombre de neutrón. A la vez que se originaban átomos de carbono según la ecuación; ${}^9_4\text{Be} + {}^4_2\text{He} \Rightarrow {}^{12}_6\text{C} + {}^1_0\text{n}$ Pág 185. La emisión de electrones por los núcleos de las materias radioactivas, constituyendo los rayos β , hace pensar en la posibilidad de que en aquellos núcleos existan asociaciones formadas por un electrón (negativo) con un protón (positivo), neutralizándose sus cargas. Pág 182.
1957	6-Que los átomos están formados por electrones, protones y neutrones. Pág 178. Positrón. Pág 185. Mesones y antiprotón. Pág 186.
1957	12-La idea genial de Rutherford para forzar esta respuesta del núcleo, fue tratar de romperlo utilizando como proyectiles las partículas emitidas por los cuerpos radioactivos naturales. En el año 1919 este físico y sus colaboradores, bombardeando el gas nitrógeno con partículas α (núcleos de helio) convirtieron estos cuerpos en átomos de oxígeno e hidrógeno. Pág 184.
1957	13- El átomo de estructura más sencilla es el hidrógeno, formado por un protón en su núcleo y un electrón que gira alrededor. Pág 181.
1957	18-Obsérvese que los radios de las órbitas que describen los electrones a y b son iguales, y que, por lo tanto, se hallan sobre la superficie de una esfera ideal (capa K). Por ser mayor el radio de la órbita del electrón c, éste girará en otra esfera (capa L). Pág 182. Se refiere a la figura 230. Pág 181.
1957	20- La K puede contener dos electrones; la L, 8; la M, 18; la N, 32; la O, 18; la P, 12, y la Q, 2. Pág 183.
1957	21- No se hallan todos situados a la misma distancia del citado núcleo, sino que se agrupan en órbitas de diferentes radios, formando capas distintas. Estas son siete, designadas con las letras K, L, M, N, O, P y Q. La más próxima es

	la K y la más alejada es la Q. Pág 182-183.
1957	37- Pero desde hace años se sabe que la masa de algunos átomos es capaz de transformarse en energía... Pág 187 Experimentalmente se comprobó que el cociente que resulta de dividir la cantidad de energía E desprendida en la citada transformación por la pérdida de masa m que experimenta el elemento que la realiza, es igual al cuadrado de la velocidad de la luz, que llamaremos v. Por lo tanto; $E = mv^2$ ergios. Pág 187.

1959. 14 ítems citados.

Esteve Sevilla, Alfonso. *Química, Curso Selectivo*. ECIR, Valencia. 1959

ESACS59	5- ...y el neutrón tiene la misma masa que el hidrógeno (la diferencia es pequeñísima), pero sin carga eléctrica. Pág 29.
ESACS59	6-El átomo se compone de electrones, protones, positrones, neutrones y mesones. Pág 23.
ESACS59	9-El estudio de las estructuras de los átomos han sido logradas, bombardeando los átomos con unos proyectiles muy pequeños y observando los resultados obtenidos. Las trayectorias de las partículas cargadas pueden hacerse visibles mediante la cámara de Wilson. El gran físico, Lord Rutherford, de la universidad de Cambridge, observó experimentalmente (1911) que cuando un chorro de proyectiles α choca sobre una lámina de aluminio, la mayor parte de los proyectiles atraviesa la lámina sin ser desviados. Pág 24.
ESACS59	12- Rutherford imaginó los átomos... Pág 25
ESACS59	13- Rutherford imaginó los átomos como un microcosmos, constituido por un núcleo central y la esfera exterior o corteza electrónica formada por electrones que giran describiendo órbitas circulares a una velocidad vertiginosa. Pág 25-26.
ESACS59	15-Aunque el modelo atómico de Rutherford explica cualitativamente muchas de las propiedades de los átomos, su labor fue superada por su discípulo, el gran físico danés Neils Bohr y posteriormente, el físico alemán Sommerfeld supuso que, además de órbitas circulares, el electrón describía, órbitas elípticas. Pág 26.
ESACS59	18-La envoltura electrónica o parte cortical está formada por electrones que giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. Los electrones están dispuestos en forma estratificada, es decir, en órbitas o capas que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q Pág 26.
ESACS59	20- El número de electrones que puede haber en cada capa se puede expresar por la fórmula $2n^2$, dando a n los valores 1,2, 3, 4...correspondientes a sus periodos. Pág 26.
ESACS59	21- Los electrones están dispuestos en forma estratificada, es decir, en órbitas o capas que se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Pág 26.
ESACS59	23- El agrupamiento de los electrones depende de las condiciones

	energéticas, pues el nuevo electrón se coloca de modo que su energía potencial sea la menor posible. Pág 27.
ESACS59	29- El físico alemán Sommerfeld ... Pág 26.
ESACS59	30- El físico alemán Sommerfeld supuso que, además de órbitas circulares, el electrón describía, órbitas elípticas. Pág 26.
ESACS59	32- El agrupamiento de los electrones depende de las condiciones energéticas, pues el nuevo electrón se coloca de modo que su energía potencial sea la menor posible. El principio de Pauli explica y resuelve la manera de agrupar los electrones. Pág 27.
ESACS59	36-El electrón y el positrón sólo se diferencian por el signo de su carga eléctrica. Thybaud, de Lyon, realizó la experiencia inversa y pudo obtener fotones por la unión de un electrón y un positrón. Con estos experimentos queda probado que los rayos γ , y en general los fotones, están constituidos por el par electrón-positrón. Pág 30.

1960 b. 16 ítems citados.

Mendiola Rúiz, Onofre. *Química general*. 3ª edición. Editorial Estades. Madrid. 1960.

MRO60	2-Sabemos que los gases enrarecidos dejan pasar la corriente eléctrica de alta tensión (como conductores de tercera clase), produciéndose los rayos catódicos; de modo que los átomos de estos cuerpos van cediendo electrones, lo cual nos afirma la existencia de esos electrones en la constitución del átomo. Pág 9.
MRO60	5-Hasta hace pocos años se admitía la constitución del átomo formado por protones y electrones. Pág 10. Más modernamente Chadwick descubrió (1932) en el núcleo del átomo otra parte fundamental de su constitución, a la que llamó neutrón. Se supone que está formado por un protón y un electrón, de ahí su carácter neutro. Pág 11.
MRO60	6-Por estudios en la desintegración del átomo se llegó al conocimiento de la existencia de unas partículas que, con masa igual a la de los electrones van cargadas de electricidad positiva y por eso se llaman positrones (Anderson 1933), neutrino... Anderson encontró después (1936) el mesotrón... Pág 11. Entre las partículas fundamentales del átomo podemos incluir también los fotones o cuantos de luz, que son corpúsculos de energía cuya masa es $1,76 \cdot 10^{-27}$ y su carga nula. Pág 11.
MRO60	8- Había numerosas hipótesis sobre la situación de esos electrones; así, por ejemplo, Thomson suponía que los electrones estaban incrustados en una esfera cargada positivamente. Pág 10.
MRO60	12- Rutherford supone el átomo... Pág 10.
MRO60	13- Rutherford supone el átomo formado por un núcleo central cargado positivamente y con la casi total masa del átomo; ese núcleo está rodeado de electrones o cargas negativas en cantidad igual a las positivas del núcleo. Pág 10. Los electrones están en movimiento alrededor del núcleo, análogamente al

	sistema solar, si bien se diferencia en esa analogía porque en los astros se ejercen solamente atracciones de masa, y entre los electrones y el núcleo existe además la acción electrostática. Pág 10.
MRO60	14- Debido a esta velocidad adquieren una fuerza centrífuga capaz de contrarrestar la atracción que sufren los electrones por la carga positiva del núcleo. Pág 21. Cuanto más lejos del núcleo su energía es mayor puesto que su fuerza centrífuga es mayor.
MRO60	15- La hipótesis más aceptada en cuanto a la estructura del átomo es la establecida por Bohr que supone, al núcleo formado por la masa material del átomo constituido por protones y neutrones. Pág 21. Este núcleo está rodeado de electrones que giran a velocidad extraordinaria alrededor del núcleo y sobre sí mismos.
MRO60	19- Los electrones indicados para cada capa no están todos al mismo nivel sino que se admite la posición en diferentes subcapas cuyo número es precisamente el de la órbita correspondiente. Pág 22.
MRO60	20- El número máximo de electrones por en cada órbita completa viene expresado por la fórmula $2n^2$, siendo n el número de la órbita; de modo que resultaran 2, 8, 18, 32 para las órbitas primera, segunda, tercera y cuarta. Pág 22.
MRO60	21- Las diferentes capas u órbitas de los electrones se representan por las letras K, L, M, N... Pág 22.
MRO60	22- Los electrones indicados para cada capa no están todos al mismo nivel sino que se admite la posición en diferentes subcapas cuyo número es precisamente el de la órbita correspondiente... La órbita tercera tiene tres subcapas, indicadas por s, p, d, con dos, seis y diez electrones respectivamente... Pág 22.
MRO60	23- Los electrones están colocados en órbitas, siendo idéntica la energía de cada electrón de los situados en la misma órbita, a la que se llama nivel de energía. Pág 21.
MRO60	26-La energía absorbida o desprendida, será la diferencia entre la energía inicial y final en el salto realizado por el electrón, se expresa en cuanto de energía y viene expresado por la fórmula $E_{\text{ext}} - E_{\text{int}} = h\nu$ Pág 21.
MRO60	36- Entre las partículas fundamentales del átomo podemos incluir también los fotones o cuantos de luz, que son corpúsculos de energía cuya masa es $1,76 \cdot 10^{-27}$ y su carga nula. Pág. 11.
MRO60	37- ...desprende gran cantidad de energía, que podemos expresarla con la fórmula de Einstein; $E=mc^2$; en la que m representa la masa transformada y c la velocidad de la luz. Pág 24.

1961 a. 30 ítems citados.

Canivell Morcuende Ramiro. *Curso selectivo de química*. Talleres gráficos ORDORICA, Bilbao, 1961.

CMR61	2- La radiación procedente del cátodo de los tubos Rontgen, llamada rayos catódicos, está constituida por corpúsculos con carga negativa. Los corpúsculos con carga eléctrica negativa a que acabamos de referirnos, reciben el nombre de electrones y también de negatrones. Págs 56-57.
CMR61	4-Se confirma la existencia de los corpúsculos con carga eléctrica positiva existentes en el átomo usando tubos Rontgen con cátodo agujereado. Así observo Goldstein (1886) que a través de los agujeros salían pequeños haces luminosos, a los que llamó rayos canales. Pág 59.
CMR61	5-...a estas masas se les da el nombre de neutrones. Su existencia fue confirmada al ser descubiertas estas partículas materiales sin carga por Chadwick en 1932. Pág 80.
CMR61	8-La primera teoría atómica fue propuesta por el físico inglés J .J. Thomson (1902) quien imaginó al átomo como una esfera con electricidad positiva en cuyo interior se sitúan los electrones en número suficiente para obtener la neutralidad eléctrica. Pág. 59.
CMR61	9-Rutherford experimentando con rayos alfa procedentes de metales radioactivos observó lo siguiente; Dirigía un haz de partículas alfa sobre laminas metálicas delgadísimas (de centésimas de milímetro) y vio que mientras la gran mayoría de las partículas alfa pasaban a su través sin que su trayectoria rectilínea sufriese modificación algunas partículas eran rechazadas y no la atravesaban. Pág 61.
CMR61	10-La distribución de las líneas del espectro óptico de un elemento dado, dispersadas en toda la longitud del mismo, deben obedecer a una ley determinada. Pág. 65.
CMR61	11-Balmer, Paschen, Ritz. Pág 65-66.
CMR61	12-Hasta 1919 fue imposible provocar artificialmente esta descomposición de un núcleo, en cuya fecha Rutherford logró transformar nitrógeno en hidrógeno, en pequeñísima escala, mediante proyectiles en los cuales a la máxima energía se unían la máxima condensación, con rayos alfa. Pág 63.
CMR61	13- Rutherford consideró el átomo como un sistema solar de pequeñísimas dimensiones, con un sol, el núcleo, con un exceso de carga positiva que queda compensada por las cargas eléctricas negativas de los electrones que les rodean en equilibrio dinámico... Pág 63.
CMR61	14- La fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones, estos giran alrededor de él, lo que asegura al sistema estabilidad por la fuerza centrífuga originada. Los electrones que le rodean en equilibrio dinámico, pues para contrarrestar la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones éstos giran alrededor de aquel, lo que asegura al sistema estabilidad por la fuerza centrífuga originada... Por consiguiente los electrones en su giro obedecen a

	<p>una ley análoga a la que rige el movimiento de los planetas alrededor del Sol la única diferencia es que la fuerza central es la atracción electrostática y no una fuerza de gravitación. Pág 63-64. Las bases de la teoría propuesta por Bohr son las siguientes: del núcleo por la fuerza centrífuga desarrollada en su movimiento circular. La ley de atracción de cargas eléctricas de signo contrario debe persistir tal como se expresa en la física clásica. En consecuencia, los electrones siguen girando en torno del núcleo, en órbitas circulares, compensando la atracción eléctrica. Pág 68.</p>
CMR61	<p>15- Bohr emprendió la empresa de armonizar las hipótesis de modelo atómico de Rutherford con la de los cuantos de Plank. Para ello se fundó en que las líneas espectrales de los átomos gaseosos son fenómenos manifiestamente discontinuos. Pág 68.</p>
CMR61	<p>16- Tal como lo concibió Rutherford tiene a sus electrones girando y con carga eléctrica, en estas condiciones los electrones deberán modificaciones periódicas del campo electromagnético, es decir, originar ondas electromagnéticas, lo que equivale a decir que emiten radiaciones. Si los electrones permanecen constantemente radiando perderían energía, su velocidad se reduciría constantemente y acabaría precipitándose sobre el núcleo. Aún existe otra dificultad que impide aceptar totalmente el átomo de Rutherford. Si cada electrón emite continuamente radiaciones cuya frecuencia es función de su velocidad, al estudiar un conjunto material sus numerosísimos átomos deberían tener sus electrones correspondientes con velocidades muy diversas y por tanto este conjunto debería radiar con todas las frecuencias de una gama prácticamente continua, es decir, tener un espectro óptico continuo. Sin embargo, esto no es así, cada clase de átomos dá un espectro óptico discontinuo y con líneas espectrales características. Pág 64.</p>
CMR61	<p>17- A menos de aceptar que el electrón desobedece las leyes electromagnéticas de Maxwell, que se verifican en todos los demás casos, el camino para explicar estos hechos estaba cerrado. Esta decisión fue la que adoptó Bohr. Pág 67.</p>
CMR61	<p>18- Las órbitas electrónicas circulares no interpretan los hechos anteriores. Pág 73.</p>
CMR61	<p>19- Capas. Todos los electrones que poseen el mismo número cuántico principal n forman lo que se llama una capa, correspondiente a $n = 1, 2, 3...$ También se les denomina capas K, L, M, respectivamente. Pág 73. Como es necesario admitir un grado de saturación en el número de electrones de cada capa y de cada nivel para determinarle Pauli ha enunciado en principio siguiente...Pág 76. Como consecuencia del principio de Pauli ya se dijo que estas partículas (electrones) se reparten en capas, niveles y orbitales. Pág 82.</p>
CMR61	<p>20- Número posible de electrones para $n= 1$: 2. Número posible de electrones para $n = 2$: 8. Número posible de electrones para $n=3$: 18. Número posible de electrones para $n=4$: 32. Págs 77-78-79.</p>

CMR61	21- Capas. Todos los electrones que poseen el mismo número cuántico principal n forman lo que se llama una capa, correspondiente a $n = 1, 2, 3...$ También se les denomina capas K, L, M, respectivamente. Pág 73.
CMR61	23- Todos los electrones que poseen el mismo número cuántico secundario l pertenecen al mismo nivel. Pág 76.
CMR61	24-Bohr sugiere que el electrón atómico no radia continuamente. Pág 68. En estas órbitas posibles la traslación de los electrones se verifica sin emitir radiaciones, contrariamente a la física clásica. Pág 69.
CMR61	26- Postulado de la frecuencia determinada. En el cambio de energía correspondiente a este paso, si se toma el de la órbita m a la n , será según dicho postulado. $E - E' = h\nu$. Pág 71.
CMR61	28- Postulado de las órbitas estacionarias. El impulso sólo puede aumentar en magnitudes expresadas por la fórmula $p = h n/2\pi r$ en la que n puede ser cualquier número entero. Las demás órbitas no son posibles. Pág 70.
CMR61	29-Para explicar estos hechos, el mismo Bohr y especialmente, Sommerfeld, han introducido en el átomo las órbitas elípticas. Pág 73.
CMR61	30- Sommerfeld generaliza los resultados de Bohr al caso de un electrón describiendo una trayectoria elíptica estando en núcleo situado en uno de los focos de la elipse. Pág 73.
CMR61	31- n, l, m, s . Pág 77.
CMR61	32- Pauli. En un átomo no puede haber nunca dos electrones cuyos cuatro números cuánticos sean iguales. Pág 79.
CMR61	34- Plank dice que la emisión y absorción de la luz constituyen fenómenos discontinuos. La energía luminosa solo puede ser emitida o absorbida en determinadas porciones o cuantos, según los llamó Planck, y la cantidad de energía que radia o que absorbe un átomo sólo puede aumentar o disminuir de manera discontinua, por cuantos, y no continua como se creía hasta entonces. Planck determinó para el cuanto de energía la expresión; $E = h\nu$ Pág 67.
CMR61	36-Si los fotones emitidos por el átomo son los que dibujan la línea espectral de frecuencia γ , la energía total del fotón es $h\nu$ y ésta será justamente la cantidad de energía perdida por el átomo al irradiar el fotón. Pág 68.
CMR61	39- Teoría de Broglie: Según Broglie el electrón no debe considerarse como un corpúsculo que gira en una órbita, sino como un corpúsculo asociado a una onda que envuelve esta órbita de una manera continua, es decir, que se trata de una onda estacionaria. El electrón debe considerarse como un corpúsculo asociado con una onda que envuelve a esta órbita de una manera continua, es decir, que se trata de una onda estacionaria. En estas condiciones no es posible asignar una trayectoria determinada al electrón todo lo que se puede hacer es calcular la probabilidad de que el electrón se encuentre en un momento dado en un elemento de volumen dado. No presenta fórmula. Pág 79.
CMR61	42- Orbitales: dos electrones que pertenecen a la misma capa n y al mismo

	nivel l y que tienen el mismo número cuántico magnético m forman un orbital... Pág 76. En estas condiciones no es posible asignar una trayectoria determinada al electrón, todo lo que se puede hacer es calcular la probabilidad de que el electrón se encuentre en un momento dado en un elemento de volumen dado...Pág 79. Los electrones constituyen la llamada corteza electrónica o nube electrónica o envolvente electrónica, según los autores. Estructura de la nube electrónica. Pág 80.
CMR61	44- Los electrones dan vueltas sobre su propio eje. Este movimiento ha recibido el nombre de spin. Los movimientos de rotación del electrón alrededor de su eje y de traslación alrededor del núcleo provocan sendos campos magnéticos, como sucede con toda carga en movimiento. Pág 76.

1961 b. 19 ítems citados.

León Fernández José Luis, *Curso fundamental de química, Selectivo de escuelas Técnicas de grado medio*, 3ª Edición. Editor Jacinto Hermida López, Madrid. 1961.

LFJL61	2-Pronto pudo demostrarse que este flujo luminoso, de carácter eléctrico negativo, puesto que era atraído por en ánodo (polo positivo), estaba constituido realmente por un chorro o haz de partículas materiales extraordinariamente pequeñas, que eran siempre idénticas, independientemente del gas que ocupase el tubo de los rayos catódicos. Desde el primer momento se les denominó “electrones”. De los hechos expuestos anteriormente quedaba establecido, de una vez para siempre, que “todos los átomos tienen en su constitución electrones” Pág 37.
LFJL61	5- ...el protón, con carga eléctrica positiva igual a la del electrón con masa 1, y el neutrón, de igual masa que el protón, pero de carácter eléctrico neutro. Pág 38.
LFJL61	6-Electrón, protón, neutrón. Más modernos todavía son el descubrimiento del positrón o electrón positivo..., el mesón o mesotrón..., el antiprotón... Pág 38.
LFJL61	9-La demostración directa de la existencia del núcleo fue realizada en 1911 por el físico inglés Rutherford mediante una serie de experimentaciones plenamente comprobadas. Pág 38.
LFJL61	12- Una imagen sencilla del primer modelo atómico ideado por Rutherford... Pág 39.
LFJL61	13- Una imagen sencilla del primer modelo atómico ideado por Rutherford consiste en suponer que el átomo es una especie de sistema planetario infinitamente pequeño, en el cual el centro es el núcleo atómico alrededor del cual, en una órbita circular imaginaria giran los electrones a velocidades muy grandes. Pág 39.
LFJL61	14- Justamente para que la fuerza centrífuga de repulsión compense en cada instante, la de atracción del núcleo según Coulomb haciendo así posible la estabilidad del sistema, puesto que de otra forma el electrón acabaría precipitándose sobre el núcleo. Pág 39.

LFJL61	15- La hipótesis o corrección de Borh, plenamente demostrada, estriba, fundamentalmente, en admitir que en lugar de la órbita única del modelo de Rutherford, existen varias, sobre las cuales están distribuidos o estratificados los electrones. Pág 40.
LFJL61	16- Así por ejemplo, la manifestación de espectros cuando los átomos se excitan con rayos X, pretendió ser explicada por Rutherford diciendo que los electrones en su giro alrededor del núcleo, perdían o emitían energía en forma de radiación. Tal suposición es inadmisible, puesto que ello va en contra de la estabilidad del sistema, que, de ser así quedaría descompensado a favor de la atracción del núcleo hacia los electrones, provocando la precipitación de éstos sobre el núcleo. Pág 40.
LFJL61	18- La hipótesis o corrección de Bohr, plenamente demostrada, estriba, fundamentalmente, en admitir que en lugar de única órbita de Rutherford, existen varias, sobre las cuales están distribuidas o estratificados los electrones, según luego veremos. Pág 40.
LFJL61	19- a cada nivel energético u órbita, tal como lo hemos concebido anteriormente corresponden varias órbitas elípticas diferentes. Pág 40.
LFJL61	23- Cada órbita, según la concepción de Bohr, deja de ser una mera línea imaginaria para convertirse en niveles o valores energéticos... Pág 40.
LFJL61	25- De esta forma explica Bohr el fenómeno de la producción de espectros cuando los átomos se someten a la acción de una energía excitatriz, por ejemplo rayos X porque el electrón capta dicha energía lo que le obliga a situarse en el nivel superior más externo que le corresponda. Este átomo excitado vuelve después a su estado normal saltado a una órbita interna emitiendo en forma de radiación el exceso de energía que tiene respecto del nuevo nivel u órbita alcanzada. Por este mecanismo puede concebirse la formación o creación de un “ión” suponiendo que en determinadas condiciones la energía excitatriz sea capaz de segregarse o separarse del sistema atómico uno o más electrones, quedando así un átomo descompensado eléctricamente a favor de las cargas positivas del núcleo según el número de electrones que se hayan segregado. De acuerdo con este concepto, hoy se conocen y determinan las energías de ionización. Pág 40.
LFJL61	30- La complejidad de la estructura atómica de los átomos es mucho mayor. Así, pues, las órbitas no son realmente circulares sino elípticas; a cada nivel energético u órbita, tal como lo hemos concebido anteriormente corresponden varias órbitas elípticas diferentes. Pág 40.
LFJL61	32- Son, pues, muchas las circunstancias que determinan el “estado o situación” de un electrón y la combinación de tales circunstancias o variables está, sin embargo, regida por una norma (principio de exclusión de Pauli) muy sencilla que establece que “el conjunto de variables o circunstancias que determinan el estado o situación de los electrones no pueden repetirse en ninguno de ellos”, es decir, siempre tiene que existir “algo” que diferencie la

	posición u estado de los electrones. Pág 41.
LFJL61	37-De un modo general puede establecerse que en la síntesis de cualquier núcleo por suma de las masas de los protones y neutrones que contiene, siempre resulta una “perdida de masa”, que es la equivalente a la energía de formación de dicho núcleo. Y recíprocamente, representa igualmente la energía generada o liberada en la desintegración del mencionado núcleo en sus protones y neutrones.
LFJL61	42- . La comprensión de los fenómenos orgánicos ha experimentado un notable adelanto con la aplicación de los conceptos de la mecánica cuántica. Según éstos, podemos considerar que los electrones que constituyen los enlaces circulan por los llamados “orbitales moleculares” que se pueden calcular en muchos casos y cuya imagen más intuitiva es la de una nube electrónica que circunda o se acumula entre los átomos. Págs 270-271
LFJL61	43- Un átomo de carbono es capaz de formar cuatro enlaces covalentes por compartición de sus cuatro electrones exteriores. Aunque los electrones puestos en juego sean de tipo s y p, se ha hallado una absoluta identidad entre los cuatro enlaces cuya longitud es, pues la misma y se encuentran dirigidos hacia los vértices de un tetraedro. La comprensión de los fenómenos orgánicos ha experimentado un notable adelanto con la aplicación de los conceptos de la mecánica cuántica. Según éstos, podemos considerar que los electrones que constituyen los enlaces circulan por los llamados “orbitales moleculares” que se pueden calcular en muchos casos y cuya imagen más intuitiva es la de una nube electrónica que circunda o se acumula entre los átomos. La nube electrónica mantiene unidos sólidamente los átomos y permite su libre rotación alrededor de ella. Pág 270-271. Doble enlace: en ella dos de los electrones forman un enlace sencillo y los otros dos forman una nube electrónica que adopta forma de dos esferas situadas en la parte superior e inferior de cada carbono de enlace. Ahora bien, las nubes electrónicas de la parte superior del plano se superponen formando un solo orbital alargado y lo mismo ocurre con la parte de abajo Pág 271.
LFJL61	44- El electrón cabe concebirlo girando sobre si mismo en un doble sentido inverso en su movimiento recorriendo la órbita. Pág 40.

1963. 34 ítems citados.

Química, curso preuniversitario. Plan 1963. Editorial Bruño. Madrid. 1963.

BRU63	5-El protón y el electrón son estables. El neutrón tiene una vida media de 10^{-3} segundos.
BRU63	6-Hasta ahora se han descubierto 24 partículas, todas ellas inestables que forman parte del átomo. Tales son el positrón, mesones mu y pi, neutrino, antineutrino, etc. Pág 95.
BRU63	8- Para Thomson la carga positiva del átomo se distribuye uniformemente como una esfera, llevando embutidos en ella los electrones, de un modo u

	otro, según la naturaleza de los elementos. Pág 94.
BRU63	9- Fue Rutherford quien en 1911 trató de comprobar experimentalmente cómo se distribuían las partículas en los átomos. Para ello bombardeó con partículas α provenientes de sustancias radioactivas unas láminas delgadas de diferentes metales: oro, aluminio etc., y con pantallas de sulfuro de cinc rodeando a las láminas, pudo apreciar los efectos del bombardeo. Y observó que la mayoría de las partículas α pasaban a través de las láminas sin desviarse. Pág 94.
BRU63	10-Para estudiar los espectros de los átomos se empieza por calentar el elemento que se está analizando, o bien se le somete a la acción de una descarga eléctrica. Mediante esta energía se logra excitar el átomo, es decir, se consigue que uno o varios de sus electrones corticales sean desplazados de sus posiciones primitivas y salten a otras órbitas más exteriores. La muestra en cuestión así excitada se usa luego como fuente luminosa para obtener el espectro. Pág 102. Así surgió un nuevo método de análisis químico, el espectroscópico, a la vez que los espectros atómicos daban pie a imaginarse el átomo como un sistema planetario. Pág 103.
BRU63	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 109. Fig. 6.4.
BRU63	12-...supuso Rutherford que los electrones... Pág 95.
BRU63	13- Para explicar por qué los electrones no caen sobre el núcleo al ser atraídos por la carga positiva, supuso Rutherford que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares (de modo análogo a como los planetas giran alrededor del Sol), compensando la fuerza atractiva con la fuerza centrífuga adquirida por los electrones en el giro. Pág 95.
BRU63	14- Los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares (de modo análogo a como los planetas giran alrededor del Sol), compensando la fuerza atractiva con la fuerza centrífuga adquirida por los electrones en el giro. Pág 95. Dando por valederas en el dominio atómico las leyes del movimiento de Newton y la de Coulomb, Bohr admite que la fuerza atractiva entre el protón y el electrón del átomo de hidrógeno es igual a la fuerza centrífuga creada por el electrón en su giro alrededor del núcleo. Por tanto, $e^2/r^2 = m \cdot v^2/r$ Pág 105.
BRU63	15-Fue Bohr, discípulo de Rutherford, quien con sus famosos postulados trató de resolver esta y otras dificultades. Fundamentó sus enunciados en la teoría cuántica de Planck y en los espectros atómicos que, para él, respondían correctamente a la estructura del átomo. Pág 104.
BRU63	15-Bohr ideó un nuevo modelo atómico basado en tres postulados... Pág 73.
BRU63	16- El modelo atómico de Rutherford tenía algunos fallos que él mismo advirtió. Se sabía por la teoría de la electricidad que siempre que una partícula cargada gira constantemente alrededor de otra está perdiendo energía de continuo; por tanto, la partícula giratoria – el electrón, en este caso – deberá caer gradualmente sobre el núcleo porque su velocidad va disminuyendo y es insuficiente para mantenerla en órbita. Pág 104.

BRU63	18-Las magnitudes encerradas en el paréntesis son todas conocidas, y, por tanto, el valor del radio de la órbita sólo depende de n. $r_n = (h^2/4\pi^2me^2)n^2$ Pág 107.
BRU63	19-Esto indica que los niveles energéticos correspondientes a los números cuánticos 2, 3, 4, 5,... también llamados K, L, M, N, ..., son en realidad dobles, triples o múltiples, y a cada una de estas órbitas corresponde una energía, por lo que se debe hablar de subniveles energéticos dentro de cada nivel energético principal. Pág 112.
BRU63	20- Según este cálculo se demuestra que el número de electrones que caben en cada nivel de energía es $2n^2$ siendo n el número cuántico principal. Pág 117.
BRU63	21- Las órbitas correspondientes se suelen designar por las letras K, L, M, N... Pág 108.
BRU63	22-El orbital s se caracteriza por tener simetría esférica en torno del protón...tres orbitales mutuamente perpendiculares entre sí que se pueden representar por tres pares de esferas tangentes entre sí en el punto ocupado por el protón, que viene a ser el centro de un sistema de ejes trirrectángulo. Son las orbitales designadas por los símbolos 2px, 2py y 2pz Pág 112. El número cuántico principal n se representa simplemente por su valor, pero el orbital o azimutal se le designa por las letras s, p, d, f, g, etc., según tome los valores 0, 1, 2, 3, 4,..., etc., respectivamente. Pág 114.
BRU63	23- Esto quiere decir que existe un conjunto de orbitales cada uno de ellos con su energía propia. Pero ¿cuántos orbitales energéticos pueden darse? La respuesta nos la da Bohr con su tercer postulado. Pág 106. Según este cálculo se demuestra que el número de electrones que caben en cada nivel de energía es $2n^2$ siendo n el número cuántico principal. Pág 117.
BRU63	24- En el dominio atómico se puede admitir que un electrón se mueve en una órbita circular sin emitir energía. Pág 105.
BRU63	26- La energía liberada al saltar el electrón de una órbita activada a otra inferior de menor o nula activación es igual a la diferencia de energía entre los estados activado y primitivo. $E_2 - E_1 = h\gamma$. Pág 105-106.
BRU63	28- Solamente son posibles aquellas órbitas en las cuales se cumple que el producto del impulso del electrón por la longitud de la órbita que describe es un múltiplo entero de h. $mv \cdot 2\pi r = nh$ Pág 106.
BRU63	29- Sommerfeld completó la teoría de Bohr diciendo que el movimiento de los electrones en torno al núcleo debía seguir trayectorias elípticas porque dicho movimiento está engendrado por una fuerza constante inversamente proporcional al cuadrado de la distancia. Pág. 114
BRU63	30- El átomo de hidrógeno no es tan simple como lo representaba el modelo atómico de Bohr. El electrón no queda confinado dentro de ciertas órbitas circulares o elípticas. Pág 111.
BRU63	31-n, l, m, s. Pág 117.

BRU63	32- Con los cuatro números cuánticos (n, l, m, s), queda determinado el estado energético y los movimientos de los electrones en el átomo. Hemos pues, de admitir que en cada órbita o nivel energético sólo cabe un número limitado de electrones de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, según el cual “no pueden existir dos electrones en el mismo átomo con los cuatro números cuánticos iguales” Pág 116.
BRU63	34- Fue M. Planck quien estableció en 1900 la conclusión trascendental de que la energía no puede ser absorbida ni emitida de forma continua, sino en cantidades pequeñas y determinadas, que son múltiplos de una unidad fundamental que llamó, “cuanto” y que corresponde a la menor cantidad posible de energía. $E = h \gamma$ Pág 103.
BRU63	36- Los cuantos de energía reciben hoy el nombre de fotones. Pág 103. Cuando un fotón, de energía $h\gamma$, es absorbido por una molécula, algunos electrones saltan a niveles de energía mayor... Pág 104.
BRU63	37- Este defecto másico o defecto de masa proviene de la masa transformada en energía durante la reacción, de acuerdo con la ecuación de Einstein; $E = mc^2$. Pág 306.
BRU63	39- En 1924, Luis de Broglie sugirió la idea de que el electrón, es una partícula en movimiento que lleva asociada una longitud de onda, relacionada con la velocidad y la masa del electrón por la igualdad; $\lambda = h/mv$ Pág 110.
BRU63	40- Como en la teoría de Borh, admite también Schrödinger que el átomo solo puede tomar ciertas energías definidas, discontinuas, pudiendo asignar a los distintos niveles energéticos los números 1, 2, 3, 4...que reciben el nombre de números cuánticos. Pág 112.
BRU63	41- El principio de indeterminación de Heisenberg (1924) “es imposible conocer exactamente y al mismo tiempo velocidad y la posición de un electrón aislado” Pág 111.
BRU63	42- Se hable del electrón como una nube de carga negativa que se extiende ocupando una región relativamente grande, y no como una partícula. Dicha nube es densa, espesa en las regiones del espacio en las que se dé elevada probabilidad de encontrarse el electrón. Pág 110. Existen, sin embargo, ciertas regiones bastante bien definidas alrededor del núcleo donde es mucho más probable encontrar el electrón: estas regiones reciben el nombre de orbitales. Pág 111. Más bien se da una determinada probabilidad de que el electrón pueda encontrarse en cualquier punto fuera del núcleo.
BRU63	43- Los cuatro electrones de valencia se hacen equivalentes y la distribución electrónica del carbono en la capa de valencia se transforma en $2s^1$, $2p_x^1$, $2p_y^1$, $2p_z^1$. Los cuatro electrones mezclan ahora sus energías y llegan a tener el mismo carácter por un proceso denominado de hibridación, la hibridación en un átomo es un proceso mediante el cual los distintos orbitales atómicos alcanzan un mismo nivel energético. Cuando el carbono se une con el hidrógeno pueden formarse cuatro orbitales híbridos sp^3 , totalmente

	equivalentes. Los cuatro electrones mezclan ahora sus energías y llagan a tener el mismo carácter por un proceso denominado hibridación, la hibridación en un átomo es un proceso mediante el cual los distintos orbitales atómicos alcanzan un mismo nivel energético. Pág 320.
BRU63	44- El electrón posee, además del movimiento de translación, un movimiento de rotación sobre su eje que puede hacerse en dos sentidos. Pág 116.

1964 b. 31 ítems citados.

Romero Vergara, Manuel, *Química, curso preuniversitario*. Imprenta EL ARTE. Madrid. 1964.

RVM64	2- A presiones de una milésima de mm. Desaparece toda luminosidad y el espacio oscuro llena todo el tubo. En ese momento el cátodo emite una radiación capaz de producir fluorescencia verdosa en las paredes del tubo. Esta radiación se denominó “radiación catódica” Pág 69.
RVM64	3-En una cámara provista de un par de placas entre las que puede establecerse una d.d.p., se una fina niebla de gotículas de aceite y se las ioniza por la acción de un haz de rayos X. Estas gotas adquieren una carga eléctrica variable que siempre será un múltiplo entero de la carga del electrón (carga elemental) (e, 2e, 3e, 4e, ...) Pág 69.
RVM64	4-En un tubo de rayos catódicos los electrones que salen del cátodo chocan contra los átomos del gas residual que contiene el tubo (el vacío no es perfecto) en estas colisiones los átomos pierden electrones y se convierten en iones positivos; estos iones positivos se dirigen hacia el cátodo y si éste se encuentra perforado atraviesan las perforaciones constituyendo un haz de de radiación positiva que se denomina radiación canal. Pág 77.
RVM64	5-Neutrón.- previsto teóricamente por Fermi, descubierto en 1932 por Chadwick. Carece de carga eléctrica. Su masa es sensiblemente igual a la del próton, 1838,6 veces mayor que la del electrón. Pág 70.
RVM64	6-Protón, neutrón, positrón, electrón. Pág 70.
RVM64	8- Thomson supone que el átomo está formado por una esfera maciza, asiento de toda la masa y la carga positiva del mismo; y en su interior se encuentran incrustados los electrones en número necesario para asegurar la electroneutralidad de la materia. Pág 71.
RVM64	9-Delante de una lámina delgada metálica, aluminio, coloca un manantial M de partículas alfa, son materiales. Siendo los átomos macizos tal como postula Thomson, es de esperar que casi todas las partículas alfa reboten en ellos. El resultado obtenido fue todo lo contrario de lo que se esperaba, P´ apenas si estaban ennegrecidas, mientras que la placa P presentaba una fuerte impresión. Casi todas las partículas alfa han podido atravesar la materia sin sufrir desviaciones. Pág 72.
RVM64	10-Se denomina espectro al conjunto de radiaciones que emite un elemento cuando se le excita. Un modelo atómico se le ha considerado tanto más

	perfecto cuanto mejor pudiera explicar las características de la emisión espectral. Se denomina espectro al conjunto de radiaciones que emite un elemento al ser excitado. Cada elemento químico posee un espectro característico fijo, y dado que con pequeñísimas cantidades del mismo se puede obtener el espectro, esta circunstancia se presta a un método muy sensible de análisis (análisis espectral) Pág 71.
RVM64	11-Lyman, Balmer Paschen, Brackett y Pfund. Pág 79.
RVM64	12- Para aclarar estos hechos, Rutherford, concibe un nuevo modelo atómico. Pág 72.
RVM64	13- En la materia debe haber grandes espacios vacíos y, por analogía con el sistema planetario (donde también hay grandes espacios vacíos) diseña una estructura del átomo que es un sistema solar en miniatura. Supone que el átomo está formado por un núcleo asiento de toda la masa del mismo y de la carga positiva, en torno al cual, a grandes distancias giran los electrones (como lo hacen los planetas en torno al Sol) equilibrando la fuerza centrífuga que desarrollan en su giro la atracción culombiana que les ofrece el núcleo. Pág 72-73.
RVM64	14- a grandes distancias giran los electrones (como lo hacen los planetas en torno al Sol) equilibrando la fuerza centrífuga que desarrollan en su giro la atracción culombiana que les ofrece el núcleo. En torno del núcleo giran los electrones, en un número suficiente (Z) para asegurar la neutralidad eléctrica del átomo, equilibrando con la fuerza centrífuga que desarrollan en su giro la atracción culombiana que les ofrece el núcleo. Lo que matemáticamente podemos expresar: $Ze^2/r^2 = mv^2/r$ Pág 79-80.
RVM64	16-Un modelo atómico ha de dar cuenta de que la materia (y por tanto los átomos) no emiten radiaciones en su estado fundamental sino tan sólo cuando se la excita. El electrón al girar crea un campo cuya intensidad varía periódicamente con una frecuencia igual a la de su giro. Es decir que debe emitir una radiación electromagnética de igual frecuencia a la propia de su giro. Este hecho está en franca contradicción con la experiencia, ya que sabemos que la materia no emite radiaciones de un modo continuo sino únicamente cuando se la excita. De otra parte, si un electrón emite energía en forma de radiación electromagnética, debe ser a costa de su propia energía. por tanto el electrón debe perder velocidad progresivamente con lo que se iría acercando al núcleo y terminaría precipitándose sobre él. Pág 73.
RVM64	18-El radio de las órbitas posibles crece proporcionalmente al cuadrado de los números enteros. Pág 81.
RVM64	19-Cada valor de l define un subpiso, subcapa o subnivel dentro de un piso, capa o nivel. Pág 84.
RVM64	20- El subnivel s dispone de un orbital: admitirá, pues, dos electrones como máximo. El subnivel p dispone de tres orbitales, por lo que admitirá seis electrones como máximo, El subnivel d tiene cinco orbitales: admitirá diez

	electrones como máximo. El orbital f contiene siete orbitales: admite catorce electrones. $2n^2$ Pág 88.
RVM64	21- Aparece formada por rayas que se agrupan en haces o paquetes. Como muestra la figura, que se denominan con las letras K, L, M... Pág 75.
RVM64	22- órbita circular (s), primera elipse (p), segunda elipse (d), tercera elipse (f). Pág 84-85.
RVM64	23- Los electrones de un átomo no se colocan siguiendo el orden geométrico en el que están dispuestos sus subniveles, sino en orden energético, esto es, llenando primero el nivel de más baja energía y los demás sucesivamente por orden creciente de energía. Este orden energético no coincide siempre con el orden geométrico, a veces, se llena un subnivel de la capa n sin estar completo el nivel n-1. Pág 88.
RVM64	24- Mientras gira en esas órbitas permitidas no radia energía (orbitas estacionarias) Pág 80.
RVM64	26- Al saltar un electrón desde una órbita elevada donde posee una energía W_2 a otra órbita inferior en la que posee una energía W_1 emite la diferencia de energía en forma de radiación electromagnética. $W_1 - W_2 = h\gamma$. Esta expresión se conoce como Ley general de la frecuencia. Pág 80.
RVM64	28-El electrón sólo puede ocupar aquellas órbitas en las que su acción sea un múltiplo entero de la constante h de Planck, y mientras gira en esas órbitas permitidas no radia energía (orbita estacionaria). Se denomina acción de un movimiento periódico al producto de la cantidad de movimiento que posee el móvil por el espacio recorrido en un ciclo. Para un electrón que describe una órbita de radio r; $mv^2\pi r = nh$ Pág 80.
RVM64	29- Sommerfeld admite que...Pág 83.
RVM64	30- Sommerfeld admite que, además de las órbitas circulares previstas por Bohr, en el átomo puedan existir órbitas elípticas. Pág 83.
RVM64	31-n, l, m, s. Pág 86-87.
RVM64	32- En un átomo no pueden existir dos electrones con los mismos valores de sus cuatro números cuánticos. Es decir, que dos electrones de un mismo átomo han de diferir al menos en el valor de uno de sus cuatro números cuánticos. Pág 87.
RVM64	34- Según Planck las radiaciones electromagnéticas están constituidas por un haz de numerosas partículas elementales denominadas “cuántos de energía radiante” Planck relacionó la energía de cada fotón con la frecuencia de la radiación clásica admitiendo que era proporcional a ésta; $E=h\gamma$. Esto es las radiaciones electromagnéticas están constituidos por fotones tanto más energéticos conforme mayor es la energía de la radiación. El “cuanto” o “fotón” es la menor cantidad de energía radiante que puede emitir o absorber la materia, por tanto la energía total de una radiación debe ser un múltiplo entero de la energía del cuanto elemental. Pág 79.
RVM64	36-Según Planck las radiaciones electromagnéticas están constituidas por un

	haz de numerosas partículas elementales denominados “cuantos de energía radiante” a los que más tarde Einstein llamó “fotones” Pág 79.
RVM64	42-Cada una de las órbitas de cada subnivel que, con el mismo semieje mayor y menor, poseen distinta orientación en el espacio se denomina orbitales. Es evidente que para definir un orbital hacen falta tres números cuánticos. Pág 86.
RVM64	43- El subnivel s tiene un orbital, El átomo de carbono tiene la estructura externa s^2p^2 . Cuando se une a otros átomos con enlace sencillo se desaparean los electrones y el electrón s y los tres electrones forman un orbital híbrido sp^3 . Pág 272.
RVM64	44- El electrón (como los planetas) aparte de girar en torno al núcleo, gira sobre su propio eje. Este giro del electrón sobre su eje se denomina spin. EL valor de Ms fue calculado por Uhlenbeck y Goudsmit... Pág 87.

1965 a. 34 items citados.

González Ruíz Felipe, G. de los Reyes, Rafael. C. de la Torre, Isidoro. *Química, temas preuniversitarios*. Litoprint. Madrid. 1965

GRF65	2- Fue otro Thomson (Joseph John), quien proporcionó la primera noción experimental sobre la estructura del átomo; él y el famoso Crookes, quien observó que en los gases mantenidos a bajas presiones había un desprendimiento de determinada partícula elemental, durante las descargas eléctricas en el seno de estos gases. El gran paso del descubrimiento de los rayos catódicos puede fijarse como dado por Crookes en 1879. Pág 4.
GRF65	5-Las cargas neutras o neutrones, no quiere decir que carezcan de electricidad, sino que pueden estar equilibradas, una carga positiva y otra negativa, según el siguiente esquema; neutrón = protón + electrón. Pág 18. ... y el neutrón, corpúsculo poco conocido que se comporta como libre de carga eléctrica. Pág 38. Ver dibujo pág 62 con neutrón = protón + electrón. Pág 62
GRF65	6- Protón, neutrón y electrón. Pág 18.
GRF65	8- Fue el inglés W. Thompson quien en 1867, sospechó y habló por primera vez, de que los átomos quizás estuviesen compuestos de anillos giratorios que se moverían en el seno de un medio sin capacidad para producirles rozamiento; pero reconoció insuficiente su teoría para explicarse ciertos fenómenos. Fue otro Thompson (Joseph John), quien proporcionó la primera noción experimental sobre la estructura del átomo. Pág 3-4.
GRF65	9-Una delgadísima placa de aluminio que se va a bombardear con rayos α (heliones). La mayoría de los disparos atravesaran normalmente y sin dificultad la placa. Pág 19.
GRF65	10-Sabemos que cada elemento químico señala en el espectro correspondiente determinadas rayas de una frecuencia y longitud de onda en cada caso. Pág 22.
GRF65	11-Balmer, Lyman, Paschen, Brackett, Pfund. Pág 25-26.

GRF65	12-hacia 1909 ya el neocelandés Rutherford había establecido su teoría; La constitución íntima del átomo que consta siempre de un núcleo central de carácter electropositivo equilibrado por una coraza a veces múltiple de cargas negativas o electrones. Pág 17.
GRF65	13- Siguió enseguida una gran dificultad como consecuencia de admitir un movimiento rotatorio alrededor del núcleo central. Bohr demostraba que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas en las que se compensa la fuerza centrífuga con la atracción electrostática. Esto hacia sino que confirmar lo ya admitido por Rutherford. Pág 21.
GRF65	14- Como la atracción electrostática del núcleo sobre el electrón debe ser igual a la fuerza centrífuga de éste podemos escribir $mv^2/r = Ze^2/(4\pi\epsilon_0 r)$ Pág 32.
GRF65	15-Fue la audacia matemática de Bohr... Pág 23.
GRF65	16-,...toda carga en movimiento, equivale a una corriente eléctrica y presenta una pérdida de energía... Pág 21. De acuerdo con la teoría electromagnética de la luz, una carga eléctrica animada de un movimiento circular (y por ello acelerado) debe emitir una radiación; por consecuencia, perderá energía el electrón y acabará por caer sobre el núcleo. Pág 27.
GRF65	17- Según las clásicas teoría de Maxwell, toda carga en movimiento, equivale a una corriente eléctrica y presenta una pérdida de energía; ahora bien, al perder energía un electrón tiene que perder velocidad; como consecuencia disminuirá su fuerza centrífuga para acabar precipitándose en el núcleo. Pág 21.
GRF65	18-Bohr empezó suponiendo que los electrones recorren órbitas circulares.
GRF65	19- Llevando el cálculo sobre los fenómenos explicados por Sommerfeld y , teniendo en cuenta, el efecto Zeheman, se vino a comprender que las órbitas electrónicas no están en un mismo plano sino en diversas direcciones espaciales. Poco después se comprobaba que el ángulo del campo magnético con los planos determinados por las órbitas electrónicas no puede variar de una manera continua ya que, hasta en ese detalle, el espacio atómico se revela cuantificado. Pág. 31.
GRF65	20- Y así sucesivamente hasta el Argón que poseerá 8. Como hay que añadirle los otros ocho fijos de la capa intermedia y los dos de la profunda tendremos en total $2 + 8 + 8 = 18$. Pág 74.
GRF65	21- Las letras K, L, M, ... empleadas para representar las distintas capas o niveles de energía corresponden respectivamente a $n= 1, 2, 3...$ Pág 33.
GRF65	22- Con el fin de identificar en el cálculo concretamente determinado electrón de un mismo átomo... las letras s, p, d, f... que corresponden a los valores de l, 1, 2, 3,... Pág 35.
GRF65	23- No existen todas las orbitas teóricamente posibles, dentro del átomo, sino que los electrones giran en varios caminos cuyas distancias guardan una relación sencilla. Con otras palabras; cada órbita significa un nivel de energía;

	si aumenta ésta, el electrón “salta” a una órbita más externa; si disminuye se “encoge” a otra más próxima al núcleo. Pág 21.
GRF65	24- Mientras un electrón recorre una órbita estacionaria, ni absorbe ni emite energía. Pág 22.
GRF65	26- La diferencia de energía entre un electrón que ha pasado de una órbita a otra viene dado por la relación de frecuencia de Bohr. $h\gamma = W_2 - W_1$ Pág 32.
GRF65	28-El momento de la cantidad de movimiento del electrón en su órbita estacionaria es un múltiplo de $h/2\pi$ por lo tanto, si r representa el radio de la órbita circular del electrón se verifica: $mvr = n h/2\pi$ Pág 32.
GRF65	29- Sommerfeld comprendió que esta multiplicidad era debida a variedades orbitales en los trayectos de los corpúsculos atómicos. Pág 29.
GRF65	30- Aunque Bohr admitió orbitas circulares en sus cimientos de su gran edificio teórico, había que admitir en realidad orbitas elípticas y además de excentricidades diversas. Pág 29.
GRF65	31-n, l, m, s. Pág 33.
GRF65	32-Aunque es un verdadero principio no deducible, es tan racional y lógico que no se le ha hecho ninguna objeción. Dice: “En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Pág 35.
GRF65	34- La luz no era un modo de magnitud, continua, sino discreta y según múltiplos de una unidad extraordinariamente pequeña que el llamo “cuántum de acción” y se represento por la letra h. Se llevo a la idea de que la luz se comporta como formada por diminutos corpúsculos llamados fotones; la energía de cada fotón viene dada por la formula; $E = h \gamma$. La idea cuántica de Planck se expresó por la ecuación $\epsilon = h\gamma$ Pág 10. El merito de Planck fue que demostró claramente cómo se podía obtener, por cálculo teórico, una curva igual a las que la práctica demostraba, con sólo admitir que la luz no era un modo de magnitud continua, sino discreta, corpuscular y según múltiplos de una unidad extraordinariamente pequeña que él llamó “quamtum de acción” y que se represento por la letra h. Pág 11.
GRF65	35- Planck no intento crear una teoría de carácter universal. Sólo trato de explicarse ciertos hechos respecto a la radiación del llamado cuerpo negro. Si suponemos una esfera con un pequeño orificio A, por el que puede penetrar un rayo luminoso y que en esa esfera hay interiormente una protuberancia cónica, B, en frente de dicho orificio, ocurrirá que el rayo luminoso que entre, no podrá reflejarse camino de la salida por el mismo orificio, pues al dar en la superficie cónica se reflejará sucesivamente por el interior en infinidad de nuevas reflexiones. Pág 9.
GRF65	36-De todas estas experiencias llevadas a cabo con minuciosidad y perfección, se llegó a la idea de que la luz se comparta como formada por diminutos corpúsculos llamados fotones; la energía de cada fotón viene dada por la fórmula: $E=n \cdot h$ en la que n es el número de vibraciones y h lo que

	planck denominó “quantum de acción” Pág 15.
GRF65	37- Aún sabemos poco de la naturaleza básica de esta fuerza, pero podemos medir su magnitud por la famosa ecuación de Einstein: $E = mc^2$. Pág 63.
GRF65	38-Las ideas de Sommerfeld no aclararon el misterio de la multiplicidad de estrías en que se resuelven las líneas del espectro. Pero su autor siguió el estudio y llegó a aplicar a las orbitas corpusculares las ideas de Kepler para los movimientos de los planetas y luego las relativistas del acrecentamiento de masa con la velocidad. Pág 29. Por la ley de Kepler aplicada a estos estudios, el corpúsculo lleva más velocidad al aproximarse al núcleo que cuando está retirado de él. Ahora bien, al aumento de velocidad, cuando esta es muy grande, corresponde aumento de masa y por ello de energía: los saltos del electrón de una elipse a otra serían los causantes de las rayas espectrales deladoras de distintas frecuencias; la trayectoria del electrón no será una elipse cerrada sino una figura formada por elipses sucesivas que giran alrededor del núcleo describiendo una trayectoria en roseta como al del planeta Mercurio alrededor del Sol. Pág 30.
GRF65	La revolución relativista de Einstein, la “cuántica” de Plank, la nueva atomista de Bohr, la mecánica ondulatoria de Broglie... proceden en más o menos, de las investigaciones sobre la naturaleza de la luz. (Desiderio Papp “La doble faz del mundo fisico”)
GRF65	La revolución relativista de Einstein, la “cuántica” de Plank, la nueva atomista de Bohr, la mecánica ondulatoria de Broglie... proceden en más o menos, de las investigaciones sobre la naturaleza de la luz. (Desiderio Papp “La doble faz del mundo fisico”)
GRF65	44- Denominado “número cuántico de spin” representa el giro del electrón sobre su propio eje. Pág 33-34.

1965 b. 34 ítems encontrados.

Soriano Silvestre José R. y Valero Blanco Enrique. *Química para preuniversitario*. Tipografía Puertas, S. L. Valencia. 1965.

SSJVB65	2- Los rayos catódicos habían demostrado la existencia del electrón... Pág 62.
SSJVB65	4- y los rayos canales la de cargas eléctricas positivas unidas a la materia. Pág 62.
SSJVB65	5- Rutherford; puesto que como la partícula cargada positivamente solamente se conocía el protón y la partícula alfa, se supuso que los núcleos estaban constituidos por protones asociados a un cierto número de electrones. La asociación de cuatro protones con dos electrones resultaba particularmente estable y constituía la partícula α . Pág 63.
SSJVB65	9-Fue Rutherford quien dio la primera imagen del átomo, basándose en sus experiencias sobre el paso de partículas a través de láminas finísimas de oro de 0,0004 cm. de espesor, un haz muy estrecho de partículas alfa,

	procedentes del Radio –C, dejándolas luego incidir sobre una pantalla de sulfuro de cinc. Pág 62.
SSJVB65	10-Según sea el cuerpo emisor, el espectro puede tener distinta naturaleza. Un gas incandescente da lugar a un espectro formado por rayas, lo que indica que solamente emite radiaciones de ciertas longitudes de onda, características de cada elemento. Pág 65.
SSJVB65	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 66.
SSJVB65	12- Fue Rutherford quien... Pág 62.
SSJVB65	13- De estas experiencias dedujo Rutherford que el átomo debía ser semejante a un diminuto sistema solar. Según él, estaba constituido por un núcleo que contenía prácticamente toda su masa, dotado de carga eléctrica positiva y a su alrededor, a distancias relativamente enormes cierto número de electrones cuyas cargas negativas compensaban las del núcleo. Pág 62
SSJVB65	14- Puesto que el núcleo positivo ejercería una atracción sobre los electrones negativos, había que suponer que éstos giraban a gran velocidad, de manera que la fuerza centrífuga equilibrase la atracción electrostática. Pág 63. La atracción entre un electrón e y el núcleo de carga Ze era, según la ley de Coulomb, $\frac{Ze \cdot e}{r^2}$, donde r es el radio de giro, y esta atracción compensa la fuerza centrífuga del electrón girando que vale $\frac{mv^2}{r}$, siendo m su masa, es decir que, en definitiva, se cumple $\frac{Ze^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$. Y como también se cumple que la atracción entre el núcleo y el electrón está compensada por la fuerza centrífuga de este, es decir, que: $\frac{Ze^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$ Pág 63. Y como también se cumple que la atracción entre el núcleo y el electrón está compensada por la fuerza centrífuga de éste, es decir que: $\frac{Ze^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$. Pág 67.
SSJVB65	15- Estas objeciones fueron resueltas brillantemente por otro físico eminente: N. Bohr, de cuyo modelo atómico nos ocuparemos en breve. Pág 64.
SSJVB65	16-El inconveniente fundamental del modelo atómico presentado por Rutherford consistía en que de acuerdo con la teoría electromagnética admitida hasta entonces, un electrón que girase como se suponía debía emitir energía en forma de radiación (luz) de manera que la suya propia iría disminuyendo, reduciéndose el radio de giro y cayendo finalmente sobre el núcleo, de modo que estos átomos resultaban inestables. Pág 63. De acuerdo con la teoría electromagnética admitida hasta entonces, un electrón que girase como se suponía debía emitir energía en forma de radiación (luz) de manera que la suya propia iría disminuyendo, reduciéndose el radio de giro y cayendo finalmente sobre el núcleo, de modo que esos átomos resultaban inestables. Además las frecuencias emitidas tendrían frecuencias variables, de acuerdo con lo que se sabía entonces, mientras la experiencia había demostrado que los átomos de los elementos sólo emitían radiaciones cuando eran previamente excitados y entonces emitían solamente ciertas frecuencias

	bien determinadas.
SSJVB65	18-Es decir, que los únicos valores posibles para los radios de las órbitas crecen como el cuadrado de los números enteros. Pág 67.
SSJVB65	19-Resultaba que cada órbita estacionaria de Bohr se subdividía en otras, para determinar las cuales era necesario considerar el número cuántico radial y el número cuántico azimutal, cuya suma vale el número cuántico principal... Pág 69. Pero cada nivel se divide en varios subniveles que corresponden a los distintos valores posibles del cuanto secundario l y diremos que pertenecen al mismo subnivel los electrones que tienen, además del mismo cuanto principal, el mismo número cuántico secundario. Pág 85.
SSJVB65	20-En cuanto a la capacidad de las distintas capas para albergar electrones, se obtiene restando el número total de electrones de una configuración estable, el de la configuración estable inferior, el de la configuración estable anterior, Así resultan las siguientes para las capas primera, segunda, etc. 2, 8, 8, 18, 18, 32, que es desde luego el número de elementos que hay en los diferentes periodos horizontales del sistema periódico. Pág 83.
SSJVB65	21- Se forman grupos de niveles para los mismos valores de n, que se designan con las letras K, L, M, N... según n valga 1, 2, 3, 4... Pág 71.
SSJVB65	22-Los electrones de cada subnivel se representan, de acuerdo con todo lo anteriormente expuesto, por una letra (s, p, d, f). Pág 86.
SSJVB65	23- La energía de un átomo no puede crecer e un modo continuo sino escalonadamente o a saltos, y, como confirma la experiencia, aquellos niveles, aquellos números característicos cuya diferencia da las frecuencias emitidas, son verdaderamente niveles de energía. Pág. 68.
SSJVB65	24- Las órbitas electrónicas cuyos radios hemos calculado, son estacionarias, es decir, que en ellas se mueve el electrón sin emitir radiación, conservando por tanto toda la energía que posee.
SSJVB65	26- La energía puesta en juego es igual a la diferencia entre las que posee el electrón en ambas órbitas que es emitida o absorbida bajo la forma de cuantos de radiación de valor $h\gamma$, donde h es la constante de Planck y γ la frecuencia de la radiación de modo que $h\gamma=W_n-W_p$. Pág 68.
SSJVB65	28- Bohr postulo que no todas las órbitas son posibles, sino solamente aquellas para las cuales se cumple; $2\pi \cdot m v = nh$. Pág. 67.
SSJVB65	29- Sommerfeld pensó que el número de órbitas electrónicas, es decir, el número de niveles energéticos de los electrones en el átomo, debían ser superior a lo previsto por Bohr. Realmente el caso de las órbitas circulares tenía que ser un caso particular, puesto que en general, las órbitas deberían ser elípticas, como sucede en el caso de los planetas. Pág 69.
SSJVB65	30- Las órbitas deberían ser elípticas, como sucede en el caso de los planetas. Pág 69.
SSJVB65	31-n, l, m, s. Pág 71.
SSJVB65	32- Pauli (1925) enunció su famoso principio de exclusión, según el cual, en

	un átomo no pueden existir dos electrones para los cuales sean iguales sus cuatro números cuánticos. Pág 71.
SSJVB65	34-La hipótesis de Planck consiste en suponer que si un oscilador (un electrón) puede emitir una radiación de frecuencia γ , su energía no puede tener valores cualquiera, sino solamente valores discretos múltiplos de un valor mínimo $h\gamma$. La energía emitida, que es siempre igual a la diferencia de la que el oscilador posee antes y después de la emisión, lo es por cantidades también discretas o granos de energía, llamados fotones de valor $\epsilon=h\gamma$. Como se ve, esta hipótesis resucitaba de nuevo la teoría corpuscular de la luz de Newton, sustituida un día por la teoría ondulatoria, puesto que admitía de nuevo que la luz estaba formada por granos de energía o fotones cuyo contenido dependía de su frecuencia. Pág 65.
SSJVB65	35- Cuerpo negro; Cuando una esfera hueca se calienta suficientemente, y en su pared se practica un orificio, su interior aparece incandescente. Ese orificio, que emite energía radiante, constituye lo que en física se denomina cuerpo negro. Si se analiza la energía emitida por el cuerpo negro, se comprueba que está constituida por toda una serie de radiaciones simples, cada una de las cuales posee una frecuencia propia...Pág 64.
SSJVB65	36-Como se ve, esta hipótesis resucita de nuevo la teoría corpuscular de la luz de Newton, sustituida un día por la teoría ondulatoria, puesto que admitía de nuevo que la luz estaba formada por granos de energía o fotones cuyo contenido dependía de la frecuencia. Pág 65. La idea primaria de esta nueva teoría supone que la luz consiste en la emisión de partículas o granos de energía, llamados fotones, que van acompañados indisolublemente por un fenómeno ondulatorio, cuya frecuencia está ligada a la energía del fotón por la conocida expresión $\gamma = E/h$ de manera que el aspecto corpuscular (efecto fotoeléctrico) y el aspecto ondulatorio (interferencias) no son más que dos aspectos distintos, de una misma realidad.
SSJVB65	38-Corrección relativista. De la misma manera que la Tierra al girar alrededor del Sol aumenta de velocidad cuando se acerca a él y disminuye al alejarse, también la velocidad del electrón en su órbita tiene que ser variable y siendo además tan grande su masa no permanecerá constante, sino variable de acuerdo con la teoría de la relatividad de Einstein. El cálculo demostró que el electrón que el electrón no recorre ya una elipse sino una curva compleja que puede imaginarse suponiendo que al mismo tiempo que recorra una elipse, su eje mayor gira lentamente alrededor del foco. Pág 70.
SSJVB65	39- La idea primaria de esta nueva teoría supone que la luz consiste en la emisión de partículas o granos de energía, llamados fotones, que van acompañados indisolublemente de un fenómeno ondulatorio, cuya frecuencia está ligada a la energía del fotón por la conocida expresión $\gamma = E/h$ de manera que el aspecto corpuscular (efecto fotoeléctrico) y en el aspecto ondulatorio (interferencias) no son más que dos aspectos distintos de una

	<p>misma realidad. Además. De acuerdo con esta teoría, toda partícula material en movimiento lleva asociada una onda que determina, de cierta manera, la probabilidad que existe de que la partícula se encuentre en un momento dado en un punto u otro. Según de Broglie, la relación que liga la longitud de la onda asociada con la velocidad y la masa de la partícula es; $\lambda = h/mv$</p>
SSJVB65	<p>40- La ecuación más acertada para describir el comportamiento de los electrones intraatómicos es la establecida por Schrödinger, según el cual las probabilidades de las posiciones de un electrón enlazado al núcleo pueden representarse mediante una ecuación análoga a la que sirve para representar el movimiento de un punto de un acuerdo vibrante. Esta ecuación llamada ecuación de ondas de Schrödinger es muy general, pero puede simplificarse concretándola a un electrón en determinadas circunstancias, es decir, teniendo en cuenta su carga, su masa, la masa del núcleo, etc., y mediante variaciones adecuadas se llegan a ecuaciones que dan la probabilidad de la posición del electrón o la energía del mismo. Pág 74.</p>
SSJVB65	<p>41- En un instante determinado (sin error ninguno) no podemos saber en absoluto la energía del electrón (porque podemos cometer un error infinito) y si pretendemos que hemos determinado la energía del electrón perfectamente, entonces no sabemos el instante a que corresponde. Resulta por tanto evidente que como consecuencia de este principio de incertidumbre no se puede dar una descripción de la posición, forma y movimiento de los electrones en el sentido de la física clásica. Págs 72-73.</p>
SSJVB65	<p>42-El electrón se imagina en mecánica ondulatoria como una nube de carga eléctrica negativa extendida a una región relativamente grande, más densa en regiones donde es mayor la probabilidad de que se encuentre realmente y menos densa donde esa probabilidad es menor. Es muy interesante comprobar que esta nube de probabilidad con que se representa al electrón del átomo de hidrógeno se extiende alrededor de la posición del núcleo como centro, y que su mayor densidad, es decir, la mayor probabilidad de encontrar realmente al electrón, se encuentra a una distancia del centro que coincide con el radio de la órbita según Bohr. Pág 75. El número cuántico principal n, viene a ser una medida de la región ocupada por el electrón, o lo que es lo mismo, del volumen de la nube electrónica. Ecuaciones que dan la probabilidad de la posición del electrón o la energía del mismo. Pág 75.</p> <p>Decimos que existe un orbital en donde caben dos electrones de distinto spin. Pág 86.</p> <p>La idea primaria de esta nueva teoría supone que la luz consiste en la emisión de partículas o granos de energía, llamados fotones, que van acompañados indisolublemente de un fenómeno ondulatorio, cuya frecuencia está ligada a la energía del fotón por la conocida expresión $\gamma = E/h$ de manera que el aspecto corpuscular (efecto fotoeléctrico) y en el aspecto ondulatorio (interferencias) no son más que dos aspectos distintos de una</p>

	misma realidad. Además. De acuerdo con esta teoría, toda partícula material en movimiento lleva asociada una onda que determina, de cierta manera, la probabilidad que existe de que la partícula se encuentre en un momento dado en un punto u otro. Según de Broglie, la relación que liga la longitud de la onda asociada con la velocidad y la masa de la partícula es; $\lambda = h/mv$
SSJVB65	43- Los orbitales de los átomos de carbono del benceno se encuentran hibridados como en el caso de los dobles enlaces, es decir, que cada átomo de carbono posee tres orbitales híbridas sp^2 y una orbital pura p. Pág 239
SSJVB65	44- Goudsmit y Uhlenbech introdujeron el concepto de electrón rotatorio, según el cual el electrón gira sobre sí mismo al propio tiempo que alrededor del núcleo. Pág 71.

1965 c. 38 ítems encontrados.

Feo García R. e Izquierdo Asins J. M. *Química preuniversitario*. Primera edición. Imprenta J. Doménech. Valencia. 1965.

FGRIA65	2- Los rayos catódicos fueron descubiertos por Hittorf (1875) y estudiados posteriormente por Crookes (1885) Y Goldstein pero fue Sir J. J. Thomson quien en 1897 pudo llegar a descubrir la naturaleza de los rayos catódicos al comprobar que las partículas emitidas eran las mismas independientemente del gas contenido en el tubo y la sustancia que formara el cátodo, y sugirió que se trataba de cargas eléctricas negativas a las que llamó electrones (el nombre de electrón ya había sido propuesto por Stoney en 1891) Pág 67.
FGRIA65	3- Los fenómenos electrolíticos permiten conocer el valor de la carga del electrón, pero además, en 1911, Millikan midió directamente la carga del electrón, encontrando el valor $e=1,601 \cdot 10^{-19}$ coulombios (negativos), resultando, para la masa del electrón, el valor $m=0,901 \cdot 10^{-27}$ gramos = 1/1840 masa del átomo de hidrógeno. Pág 68.
FGRIA65	4-Cuando Goldstein, en 1886, descubrió los rayos canales, o positivos, se llegó a la conclusión de que los iones gaseosos están constituidos de una forma diferente que los iones electrolíticos. Pág 68.
FGRIA65	5-El neutrón es una partícula cuya masa material es prácticamente igual a la del protón (en realidad es ligeramente superior) pero no tiene carga eléctrica de ninguna clase. Los neutrones fueron descubiertos por Chadwick en 1932; se puede considerar los neutrones como partículas elementales de masa material unidad y carga eléctrica nula. Pág 72.
FGRIA65	6-Protones, neutrones, electrones, positrones, Mesones, Neutrinos, Antiprotones. Pág 72.
FGRIA65	8-Rutherford que no concebía la idea de los átomos como partes macizas e indivisibles como había sugerido Thomson en 1904, ya que este modelo no explicaba la siguiente experiencia realizada en 1911 por el propio Rutherford. Pág 74.
FGRIA65	9- El radio del átomo completo es del orden de 10^{-8} cm. según cálculos de

	Rutherford (realizados al medir la desviación que sufría un chorro de partículas con las que bombardeo una lámina de aluminio muy delgada). Pág 73. Se bombardea una lámina metálica delgada con un haz de rayos α procedente de una sustancia radioactiva y se observa, empleando pantallas de sulfuro de zinc que brillan en el punto que son alcanzadas por dichas partículas, las direcciones que toman tras haber chocado con los átomos de la lámina metálica. La experiencia muestra sin embargo que la mayor parte de las partículas α emitidas atraviesan la lámina metálica sin sufrir desviación. Pág 74.
FGRIA65	10-Para obtener el espectro de emisión de un cuerpo lo que se hace es descomponer, en el espectroscopio, la luz emitida por dicho cuerpo al calentarlo. Los espectros discontinuos producidos por gases incandescentes, pueden ser de rayas y de bandas; dichas rayas perfectamente definidas corresponden a frecuencias características de cada elemento pues cada elemento químico produce un espectro característico de él, que sirve para identificarlo. Pág 80.
FGRIA65	11-Lyman (1916), Balmer (1885), Paschen (1908), Brackett (1922) y Pfund (1924). Pág 80-81.
FGRIA65	12- El químico inglés Lord Rutherford propuso en 1911 un modelo... Pág 73.
FGRIA65	13- El químico inglés Lord Rutherford propuso en 1911 un modelo atómico en el que supone que el átomo consta de dos partes: una situada en el centro, denominada núcleo, en donde se encuentra la carga eléctrica positiva y otra, llamada corteza, formada por electrones en movimiento, describiendo órbitas alrededor del núcleo, de forma parecida a un pequeño sistema solar en que el núcleo es el Sol y los electrones los planetas. Pág 73.
FGRIA65	14- El movimiento de los electrones debe ser tal que la fuerza centrífuga se equilibre con la de atracción electrostática. $F = e^2/r^2$ y $F = mv^2/r$; si se igualan ambas fuerzas, hay equilibrio y se verifica $r = e^2/mv^2$; es decir, que es posible una órbita de cualquier radio, ya que v no tiene ninguna limitación teórica en este modelo. Pág 73. 1 ^{er} postulado: el electrón gira alrededor del núcleo en una órbita circular de tal modo que se equilibran la fuerza centrífuga y la atracción electrostática. Es decir: $mv^2/r = e^2/r^2$ Pág 83.
FGRIA65	15-propuso el danés Neils Bohr en 1913, unas modificaciones al modelo anterior, dando el llamado modelo atómico de Bohr. Pág 83.
FGRIA65	16-Con el modelo atómico de Rutherford no se pueden explicar determinados hechos tales como al estabilidad del átomo y la radiación discontinua característica de cada elemento; en efecto, la teoría electromagnética demuestra que cuando una carga está sometida a una aceleración debe emitir energía; según esto, y de acuerdo con el modelo de Rutherford, el electrón (carga eléctrica) sometido a la aceleración centrípeta debe perder energía continuamente con la consiguiente y gradual

	disminución del radio de la órbita que debe ser una espiral acercándose el electrón, cada vez más, al núcleo con lo cual el núcleo sería inestable, cosa que la práctica confirma no ser cierta. Por otra parte, la emisión de energía realizada de una forma continua, está en contradicción con el conocido hecho de que los espectros de emisión no son continuos sino de naturaleza discreta. Con este segundo postulado aún no se justifica el hecho de la exigencia de la teoría electromagnética de que ese electrón deba emitir energía y acabar cayendo sobre el núcleo, y para explicar esto, se atrevió Bohr a postular, sin ninguna justificación previa, un maravilloso principio que revolucionaba la teoría electromagnética de Maxwell. Pág 83.
FGRIA65	17- . Con este segundo postulado aún no se justifica el hecho de la exigencia de la teoría electromagnética de que ese electrón deba emitir energía y acabar cayendo sobre el núcleo, y para explicar esto, se atrevió Bohr a postular, sin ninguna justificación previa, un maravilloso principio que revolucionaba la teoría electromagnética de Maxwell. Pág 86.
FGRIA65	18- Es posible una órbita de cualquier radio, ya que v no tiene ninguna limitación teórica en este modelo (Rutherford). Pág 74. ...puede observarse que sólo son posibles aquellas órbitas que corresponden a los valores del radio obtenidos cuando se da al número cuántico principal n , los valores enteros 1, 2, 3,... etc. y que reciben respectivamente, los nombres de órbitas K, L, M, N, O, P Pág 85.
FGRIA65	19-Esta variedad de subórbitas (con la variedad de energías que esto entraña) da la explicación a la existencia de dobletes... Pág. 89. // En la práctica sólo han podido encontrarse, para l , los valores diferentes 0, 1, 2, y a lo sumo 3; y como estos subpisos o subórbitas electrónicas se ponen de manifiesto... Pág 89.
FGRIA65	20- El número máximo de electrones posibles en una capa viene dado por la expresión $2n^2$ en la que n puede tomar los valores 1, 2, 3, 4, etc. Pág 79.
FGRIA65	21- Todos los electrones no se encuentran a la misma distancia del núcleo sino que están agrupados en distintas capas o pisos, cada una de las cuales puede contener un número máximo de electrones que es característico de dicha capa. Las capas reciben los nombres de capa K, L, M, N, O, P y Q contándolas a partir del núcleo. Pág 79.
FGRIA65	22- En la práctica solo han podido encontrarse, para l , los valores diferentes de 0, 1, 2, y a lo sumo 3; y como estos subpisos o subórbitas electrónicas se ponen de manifiesto por la serie de rayas del espectro encontrado, se justifican los cuatro tipos distintos de series que habían sido encontrados por los espectroscopistas; de acuerdo con la terminología usada por éstos, tales series reciben los nombres de Sharp, s para $l=0$, principal, p para $l=1$, diffuse, d para $l=2$ y fundamental, para $l = 3$. Pág 89.
FGRIA65	23- Los electrones pueden pasar de una órbita a otra, pero no debe suponerse que dichas órbitas son las trayectorias de un movimiento sino que

	representan niveles de energía quedando reducido en realidad del átomo a unas fórmulas matemáticas que expresan las propiedades de los átomos y permiten calcular la distancia más probable de los electrones alrededor del núcleo, por lo que el paso de un electrón de una órbita a otra representa una variación de energía .Pág 79.
FGRIA65	24- Mientras un electrón permanece en cualquiera de las órbitas cuánticas no emite energía. Pág 86.
FGRIA65	26- Para que el electrón pase de una órbita cualquiera a otra más externa (de mayor energía) hay que suministrar al electrón la energía necesaria y cuando el electrón pasa de una órbita a otra más interna, cede la energía que había consumido en el proceso inverso, en forma de radiación cuya frecuencia γ viene dada por la expresión; $\gamma = E_2 - E_1 / h$ Pág 86.
FGRIA65	28- 2º postulado: Sólo son posibles aquellas órbitas en que se verifique que el producto de la longitud de la órbita ($2\pi r$) por la cantidad de movimiento (mv) sea múltiplo entero de la constante h , de Planck. Es decir, $2\pi r mv = nh$ Pág 84.
FGRIA65	29- Para encontrar justificación a estos hechos experimentales, Sommerfeld introdujo ciertas modificaciones. Pág 88.
FGRIA65	30- Sommerfeld sugirió que las órbitas circulares de Bohr no son sino casos particulares pues los electrones pueden describir también diversas órbitas elípticas, y Sommerfeld cuantificó el problema, generalizando la idea de Bohr de la siguiente forma: Las órbitas electrónicas son elípticas ocupando el núcleo uno de los focos de la elipse. Cada órbita estacionaria queda definida, no sólo por el número cuántico principal , n , sino que éste se descompone en otros dos números cuánticos enteros: número cuántico radial, KR , y número cuántico azimutal KA Pág 88.
FGRIA65	31- n, l, m, s . Pág 90.
FGRIA65	32- Pero este temor lo suprime el maravilloso principio de exclusión formulado por Pauli en 1925. el principio de Pauli dice: En un átomo determinado no pueden haber dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales. Pág 91.
FGRIA65	34- Max Planck en 1900 emitió la teoría de los cuantos. Esta teoría admite que la emisión y absorción de energía por un cuerpo, para una longitud de onda determinada no se verifica de un modo continuo (es decir, en cantidades cualesquiera y tan pequeñas como se quiera considerar) sino por saltos, o sea, discretamente, admitiendo que los cuerpos sólidos constan de una gran cantidad de pequeños osciladores, cada uno de los cuales sólo puede admitir o absorber radiación de una frecuencia determinada. La energía emitida por cada uno de estos osciladores (cuanto de energía) es proporcional a la frecuencia, γ , de la radiación emitida. La expresión analítica es; Energía de un cuanto = $h\gamma$. Pág. 82.

FGRIA65	35-El estudio de la emisión de energía por los cuerpos al calentarlos mostraba una contradicción entre los hechos observados y las conclusiones teóricas deducidas por la teoría electromagnética de Maxwell; mientras que la teoría conduce a la conclusión de que un cuerpo, calentado a cualquier temperatura debía emitir una cantidad infinita de energía por un cuerpo depende de su temperatura y que el máximo de emisión corresponde a radiaciones de longitud de onda características para cada temperatura. Pág. 82. Admitiendo que los cuerpos sólidos constan de una gran cantidad de pequeños osciladores, cada uno de los cuales sólo puede admitir o absorber radiación de una frecuencia determinada.
FGRIA65	36-La teoría de Planck fue corroborada por Einstein, en 1905, cuando explicó el efecto fotoeléctrico considerando la presencia de fotones, o cuantos de luz, cada uno de los cuales está dotado de una energía que viene dada por la fórmula de Planck, $E = h\nu$ Pág 83.
FGRIA65	37- A este defecto de masa le corresponde una energía de $E=mc^2$. Pág 244.
FGRIA65	39- La teoría mecánica-ondulatoria, desarrollada por Luis de Broglie en 1923 proporcionó una confirmación del segundo postulado de Bohr. En Física Sexto curso (página 239) se vio que de acuerdo con de Broglie, toda partícula de masa m que se mueve con una velocidad v lleva asociada una onda cuya longitud viene dada por; $\lambda=h/mv$. Pág 84
FGRIA65	40-. En 1925, los físicos alemanes Heisenberg y Schrödinger sugirieron que la idea de un átomo con electrones moviéndose por órbitas fijas no puede corresponder a la realidad ya que, según sus cálculos, el electrón se comporta no como una partícula sino como un conjunto de ondas estacionarias; es decir, como una carga eléctrica repartida alrededor del núcleo, y los valores de r ; $r=nh/2\pi mv$; son las distancias a las que se encuentra la mayor densidad de carga (que, según la teoría mecánico-ondulatoria, es la mayor probabilidad de que electrón se encuentre en dicho punto) Pág 85.
FGRIA65	41- Exponemos a continuación la imagen actual del núcleo ideada por Heisenberg. El núcleo atómico está formado por la reunión de protones y neutrones que se mantienen unidos por fuerzas de naturaleza eléctrica y otras, llamadas fuerzas nucleares; se puede comparar con una gota de líquido, y así como se pueden imaginar gotas de distinto grosor compuestas de moléculas del mismo líquido, también pueden formarse con protones y neutrones gotas de materia nuclear de distinto tamaño. Pág 74. En 1925, los físicos alemanes Heisenberg y Schrödinger sugirieron que la idea de un átomo con electrones moviéndose por órbitas fijas no puede corresponder a la realidad ya que, según sus cálculos, el electrón se comporta no como una partícula sino como un conjunto de ondas estacionarias; es decir, como una carga eléctrica repartida alrededor del núcleo, y los valores de r ; $r=nh/2\pi mv$; son las distancias a las que se encuentra la mayor densidad de carga (que,

	según la teoría mecánico-ondulatoria, es la mayor probabilidad de que electrón se encuentre en dicho punto) Pág 85.
FGRIA65	44- Para formar la molécula de metano se desarrolla una energía una energía que hace que el átomo de carbono pase previamente del estado “normal” $1s^2 2s^2 2p^2$ a un estado “excitado” $1s^2 2s^1 2p^3$ en el que se ha desapareado el orbital $2s^2$ pasando uno de sus electrones al orbital 2p (constituyendo lo que se llama hibridación); la formación del nuevo orbital sp hace que los cuatro electrones puedan considerarse como equivalentes. Pág 256. La teoría mecánica-ondulatoria, desarrollada por Luis de Broglie en 1923 proporcionó una confirmación del segundo postulado de Bohr. En Física Sexto curso (página 239) se vio que de acuerdo con de Broglie, toda partícula de masa m que se mueve con una velocidad v lleva asociada una onda cuya longitud viene dada por; $\lambda = h/mv$. Pág 84
FGRIA65	43- Para formar la molécula de metano se desarrolla una energía una energía que hace que el átomo de carbono pase previamente del estado “normal” $1s^2 2s^2 2p^2$ a un estado “excitado” $1s^2 2s^1 2p^3$ en el que se ha desapareado el orbital $2s^2$ pasando uno de sus electrones al orbital 2p (constituyendo lo que se llama hibridación); la formación del nuevo orbital sp hace que los cuatro electrones puedan considerarse como equivalentes. Pág 256.
FGRIA65	44- Goudsmit y Uhlenbeck propusieron la idea en 1925, de que el electrón, además del movimiento alrededor del núcleo, posee un movimiento de rotación sobre sí mismo, por lo que dichos investigadores le llamaron “spinning electron”; es decir, electrón rotativo, y llegaron a calcular su momento cinético. Pág 90.

1965 d. 31 ítems citados.

Colom Esquerra, J. *Química, curso preuniversitario*. Gráficas Per. Barcelona. 1965.

CE65	2- Los gases a presión ordinaria no conducen la electricidad pero si lo hacen a presiones bajas. Si tenemos un tubo como el de la figura (tubo de Crookes)... Aparecen una serie de descargas que llenan completamente el espacio comprendido entre los dos electrodos y que se conocen como rayos catódicos. Si entre ánodo y cátodo se interpone una placa de sulfuro de cinc se observaran relampagueos intermitentes, lo cual demuestra que el flujo de electricidad se realiza en porciones discretas, pues en caso contrario, el relampagueo seria continuo. Pág 53.
CE65	3-Millikan en 1913, consiguió el cálculo de la carga de estas partículas. A una gota de aceite se le comunico una carga eléctrica exponiéndola a la acción de los rayos X y se pudo mantener la gota en un campo eléctrico sin caerse o elevarse debido a que el campo eléctrico ejercía una fuerza hacia arriba (armadura negativa) igual al peso, con lo cual se veía que la gota había quedado cargada positivamente. Pág 54.
CE65	4-En el mismo experimento anterior de descarga eléctrica de gases, Goldstein

	descubrió que si se utiliza un cátodo perforado, detrás del cátodo aparecía una fluorescencia debida a otros nuevos rayos llamados rayos positivos: estos rayos tienen carga eléctrica positiva pues son desviados hacia la armadura negativa de un campo eléctrico. Pág 55.
CE65	5-El neutrón es una partícula sin carga eléctrica de masa aproximadamente igual a la del átomo de hidrógeno. Están situados en el núcleo del átomo. Pág 58. Con el fin de explicar la emisión de electrones y positrones por los núcleos hay que suponer la interconexión de estas partículas dentro del núcleo. Neutrón = protón + electrón; Protón = neutrón + positrón. Pág 59.
CE65	6-Protón, neutrón, electrón, positrón, mesones, neutrinos. Pág 59.
CE65	8- Thompson en 1998 emitió la hipótesis de considerar el átomo como una esfera de electricidad positiva en la que se encontraban embebidos los electrones necesarios para neutralizarla. Pág 58.
CE65	9- Los experimentos de Geiger y Marsden en 1909, hundieron por completo el modelo atómico de Thomson. Este experimento consistía en bombardear una lámina metálica delgadísima, generalmente de oro, con partículas α procedentes de una sustancia radioactiva. La mayoría de las partículas α atravesaban la lámina sin sufrir desviación, pero otras se desviaban y un número muy reducido de ellos se reflejaron y retrocedieron en sus trayectorias. Pág 58.
CE65	10-El origen del espectro característico está en el salto de electrones desde niveles de elevada energía potencial a niveles de más baja energía potencial. Al calentar un átomo, un electrón puede excitarse y saltar a un nivel más elevado y desde allí puede volver a caer a un nivel de energía vacante más bajo, emitiendo la diferencia de energía como radiación. El gran número de saltos posibles de electrones entre los distintos niveles de energía que tiene un átomo, da lugar a un gran número de energías emitidas y por consiguiente a un gran número de colores en el espectro del elemento. Pág 63.
CE65	11-Balmer, Lyman, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 67.
CE65	12-El modelo atómico de Rutherford, nos obliga ... Pág 58.
CE65	13-Alrededor del núcleo y a distancias relativamente grandes de este se sitúan los electrones, que giran en rápido movimiento alrededor de él para que la fuerza centrífuga originada compense exactamente la fuerza atractiva del núcleo. Pág. 58-59
CE65	14- El modelo atómico de Rutherford, nos obliga a admitir que los electrones giran en un rápido movimiento alrededor del núcleo para que la fuerza centrífuga contrarreste la acción nuclear. Pág 58-59. Y la igualación entre la fuerza centrífuga de repulsión mv^2/r y la centrípeta de atracción electrostática. $Ze \cdot e/r^2$ Pág 65.
CE65	15-Bohr introduce los siguientes postulados: Pág 64.
CE65	16- Toda carga eléctrica con movimiento acelerado pierde energía, luego el electrón debería describir cada vez órbitas más pequeñas hasta que acabaría

	por precipitarse sobre el núcleo. Al acercarse el electrón al núcleo disminuiría la energía potencial con lo cual debería aumentar su energía cinética y por tanto su velocidad. La frecuencia de las ondas emitidas crecería paulatinamente y los espectros de los gases incandescentes deberían ser continuos porque entre los innumerables átomos serán posibles todos los estados internos de energía, no obstante, estos espectros son discontinuos, formados por un número más o menos grande de líneas. Como se ve, este modelo atómico no puede existir. Pág 62.										
CE65	18-Esta relación nos indica que r varía en la relación 1, 4, 9, 16, 25... que son los cuadrados de los números enteros sucesivos. Pág 66.										
CE65	19-Para cada valor del número cuántico principal n hay n subniveles , diferenciándose uno del otro por un nuevo número cuántico l llamado número cuántico azimutal o secundario. Pág 68.										
CE65	20- El máximo número de electrones que puede haber en cada nivel de energía es $2n^2$ siendo n el número de la órbita. Pág 70.										
CE65	21-El orden de rellenado de niveles y subniveles de energía se hace de menor a mayor energía tal como indica el siguiente esquema: <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>K</td> <td>L</td> <td>M</td> <td>N</td> <td>O</td> </tr> <tr> <td>1</td> <td>2</td> <td>3</td> <td>4</td> <td>5</td> </tr> </table> Pág 70.	K	L	M	N	O	1	2	3	4	5
K	L	M	N	O							
1	2	3	4	5							
CE65	22- Los electrones con $l = 0, 1, 2, 3$, se llaman respectivamente s, p, d, f, cuya nomenclatura deriva de una vieja y empírica notación inglesa (s = sharp, neta; p = principal; d = diffuse; f = fundamental) Pág 68.										
CE65	23- A cada órbita le corresponde una energía determinada y por eso se llaman niveles de energía. Pág. 64.										
CE65	24- Bohr supone que hay unas órbitas estacionarias en que el electrón no pierde energía y por tanto son las únicas que puede haber. Pág 64.										
CE65	26- La energía liberada al caer el electrón de una órbita superior activada a otra más cerca del núcleo de menor o nula activación se emite en forma de una onda electromagnética elemental, un fotón cuya frecuencia viene dada por la expresión; $E_k - E_j = h\gamma$. Pág. 66.										
CE65	28- Únicamente son posibles aquellas órbitas para las cuales el momento angular del electrón (producto de su momento de inercia I por la velocidad angular ω) sea un múltiplo entero de $h/2\pi$el producto del impulso o cantidad de movimiento del electrón por la longitud de su órbita es un múltiplo entero del cuanto de acción de Planck. Pág. 64-65.										
CE65	30- Entre el número cuántico principal n y el secundario l existe la misma relación que el semieje mayor y menor de la elipse que describe el electrón en su movimiento alrededor del núcleo. Pág 68.										
CE65	31-n, l, m, s. Pág. 68-69.										
CE65	32- Un electrón de un átomo difiere de cualquier otro en su energía total y que puede haber tantos electrones en cada nivel cuantas sean las combinaciones										

	posibles de los números cuánticos. Pág 69.
CE65	34- Plank enunció que un oscilador es incapaz de emitir o absorber energía de un modo continuo, sino únicamente en forma de múltiplos enteros de una cantidad definida que depende de la frecuencia del oscilador. Según Plank, la energía del cuanto ϵ , viene dado por; $\epsilon = h\gamma$. Los valores posibles de ϵ serán $h\gamma$, $2h\gamma$, $3h\gamma$, ... etc. Pág 64.
CE65	35- Todos los cuerpos al calentarlos emiten energía radiante cuya calidad y cantidad depende de su temperatura. Para explicar esta emisión de energía los físicos consideraron que los cuerpos incandescentes están constituidos por una serie de osciladores. Planck enunció que un oscilador es incapaz de emitir o absorber energía de un modo continuo, sino únicamente en forma de múltiplos enteros de una cantidad definida que depende de la frecuencia del oscilador. Pág 63.
CE65	36- La teoría cuántica indujo a Einstein a enunciar que la radiación no solamente se absorbe o emite en cuantos, sino que realmente se propaga a través del espacio, con la velocidad de la luz, en cuantos definidos o fotones, iguales en energía a $h\gamma$, en donde γ es la frecuencia de vibración de la radiación. Pág 64.
CE65	42- Todos los electrones que tienen iguales valores de n , l y m , diferenciándose solamente en el spin, constituye un orbital. Pág 69.
CE65	44- El movimiento de giro del electrón sobre su eje. Pág 69.

1965 e. 29 ítems citados.

Burbano de Ercilla, S. y Martín Blesa, R. *Química. curso Preuniversitario*, 3ª edición. Ed. Librería general, Zaragoza, 1965.

BEMB65	5-Neutrón.- partícula sin carga eléctrica de masa aproximadamente igual a la del protón.
BEMB65	6-Protón, neutrón, electrón, positrón, antiprotón, mesón, neutrino.
BEMB65	10-Se llama serie espectral al conjunto de radiaciones emitidas por el paso de los electrones de diversos niveles energéticos a otro de nivel de energía menor, siempre el mismo para cada serie. Pág 74.
BEMB65	11-Lyman, Balmer, Paschen. Brackett y Pfund. Pág 74.
BEMB65	12-El modelo atómico de Lord Rutherford. Pág 70.
BEMB65	13-Lord Rutherford, en el año 1911, lanzó la hipótesis de considerar al átomo como un minúsculo sistema solar en cuyo Sol – núcleo del átomo- existiese una acumulación de masa con carácter eléctrico positivo y que girasen a su alrededor – a modo de satélites- unos corpúsculos negativos – los electrones- cuya carga fuese, en conjunto, la misma y de sentido contrario a la del núcleo. Pág 70.
BEMB65	14- La fuerza centrífuga compensa la atracción del núcleo y por tanto $-e^2/r^2 = -mv^2/r$ o sea $e^2/r^2 = mv^2$ Pág 71.
BEMB65	15-El sabio danés Neils Bohr (discípulo de Rutherford) Pág 70.

BEMB65	16- Una carga en movimiento acelerado emite energía “electromagnética”: Existiendo en los electrones giratorios una aceleración centrípeta, deberían emitir radiación a costa de una pérdida de energía que les haría precipitarse hacia el núcleo en un movimiento espiral, existiendo, en consecuencia, una inestabilidad en el átomo en desacuerdo con la realidad. Pág 70.
BEMB65	17- Tales ideas estaban en contradicción con la ley de Maxwell por la que una carga en movimiento acelerado emite una energía electromagnética :Existiendo en los electrones giratorios una aceleración centrípeta, deberían emitir radiación a costa de una pérdida de energía que les haría precipitarse hacia el núcleo en movimiento espiral, existiendo, en consecuencia, una inestabilidad en el átomo, en desacuerdo con la realidad. Pág 70. Donde afirma la ley de Maxwell que: “Los electrones que giran alrededor del núcleo deben radiar energía y caer en espiral hacia el interior del núcleo” Pág 70.
BEMB65	18- ...estas órbitas estables, y por lo tanto, posibles. Obtenemos la expresión que determina el radio de la órbita. Todos los valores que intervienen en esta expresión son constantes excepto n (n = 1, 2, 3, 4...). Los radios de las órbitas estables son proporcionales a los cuadrados de los números enteros. Pág 72.
BEMB65	19-esto hizo sospechar que dentro de los niveles energéticos (K, L, M...) deberían existir otros “subniveles” perfectamente definidos. Pág 75.
BEMB65	20- El número máximo de electrones en cada capa (o sea, los que corresponden a cada número cuántico principal) ya dijimos que es $2n^2$ (n=1, 2, 3, 4, 5...) Pág 78.
BEMB65	21- Así el electrón que gira en el piso K, puede pasar al L, M... si se le comunica energía suficiente. Número cuántico principal –n- que determina el nivel energético (K, L, M...) que está el electrón. Pág 75.
BEMB65	22- Los símbolos s, p, d, f son notaciones que dieron los espectroscopistas y que nos permiten distinguir los subniveles. Derivan de palabras inglesas sharp, principal, diffuse y fundamental. Tomando el ejemplo del cloro, (1s) ² , (2s) ² (3p) ⁶ , (3s) ² (3p) ⁵ Pág 78.
BEMB65	23- Para que un electrón pase de un nivel energético inferior a uno superior es necesario comunicarle energía de alguna forma (calor, por ejemplo) Pág 72.
BEMB65	24-1º postulado; Los electrones que giran alrededor del núcleo no radian su energía ni caen en espiral hacia el interior del núcleo. Pág 70. Dicho de otra manera: mientras un átomo no está “excitado” los electrones giran en sus órbitas propias, sin emitir ni absorber energía... Pág 70.
BEMB65	26-2º postulado; Solamente un átomo emite energía radiante cuando uno o más electrones saltan de una órbita de energía E ₁ a otra de energía E ₂ (E ₂ >E ₁) Cuando el electrón “cae” a su órbita primitiva E ₂ – E ₁ = hγ Pág 71.
BEMB65	28-...estas órbitas estables, y por lo tanto, posibles, cumplen la condición de que el momento cinético del electrón en ellos es igual a un número entero de veces h/2π... pero como por otro lado el primer postulado de Bohr, mvr=

	$nh/2\pi$ Pág 70-71.
BEMB65	29- Sommerfeld propuso sustituir las órbitas circulares por órbitas elípticas (la órbita circular no es mas que un caso concreto de las elípticas) Pág 75.
BEMB65	31-n, l, m, s Pág 76.
BEMB65	32- Principio de exclusión de Pauli, En un átomo no pueden existir dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales. “Dice que dos electrones no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales” Es como si el átomo de Bohr fuera una gran ciudad donde vivieran los electrones en apartamentos distintos. Cada apartamento tiene unas señas distintas. Un número cuántico indica la calle, otro la casa, otro el piso y el cuarto número, el apartamento. Pág 76.
BEMB65	34-Planck en el año 1900 postuló “La energía se emite o absorbe no de una manera continua, sino que se realiza por granos de energía llamados cuantos de energía” Pág 71. Ecuación de Planck $E = h\nu$
BEMB65	36- La emisión de luz no es de una manera continua sino grano a grano de luz, fotón a fotón. El fotón es la mínima energía posible de una radiación, el cuanto de tal radiación. El fotón es la mínima energía posible de una radiación: el “cuanto” de tal radiación. La energía del fotón viene determinada por la fórmula ya expresada; $E_2 - E_1 = h\nu$ Pág 73.
BEMB65	39- E Broglie. Parece que la luz tiene una doble naturaleza, comportándose unos casos como onda y en otros como corpúsculos, lo mismo podría pasarles a otros corpúsculos Como el electrón y el protón que si bien hasta ahora se habían sido considerados como corpúsculos, bien podrían considerarse quizás como ondas. $m = h/c\lambda$ Pág 80.
BEMB65	40- Schödinger: El electrón deja de ser una realidad y queda reducido a la medida de la probabilidad de que se encuentre en un lugar determinado. Pág 82.
BEMB65	41- Heisenberg. Si realizamos determinaciones muy precisas de la cantidad de movimiento de un electrón o de otra magnitud relacionada con ella (energía cinética por ejemplo) la imprecisión en la posición del electrón es enorme. Es imposible conocer de una forma precisa el movimiento y la posición del electrón. $\Delta p \cdot \Delta q = h$ Pág 82.
BEMB65	42- El electrón deja de ser una realidad y queda reducido a la medida de la probabilidad de que se encuentre en un lugar determinado. Con estas ideas desaparecen las órbitas como líneas y el electrón como partícula que saltaba de un piso a otro, en una palabra, desaparece el modelo mecánico del átomo. El electrón deja de ser una realidad y queda reducido a la medida de la probabilidad de que se encuentre en un lugar determinado. Pág 82.
BEMB65	44-Lo mismo que nosotros sabemos que los planetas giran sobre sus ejes, al mismo tiempo que se trasladan alrededor del Sol, así les ocurre a los electrones que tienen en movimiento de giro o “spin” sobre sí mismos. Pág

1966 a. 18 ítems citados.

P Juan Galmés S.I., *Química teórico-práctica*. Ed. Compañía bibliográfica Española. Madrid. 1966.

GJ66	5-Neutrón hallado por Bothe y Becker (1930), es también una partícula ponderal con una masa aproximadamente igual a la del protón, pero eléctricamente neutra, de aquí que Chadwick le diera el nombre de neutrón. Pág 12. Tanto el protón como el neutrón son partículas compuestas; el protón consta de un neutrón y un positrón ($p=n+\pi$) y el neutrón de un protón y un electrón ($n = p + \beta$) Pág 13.
GJ66	6-Electrón (nombre debido a Stoney, sin embargo, Anderson le dio el de negatrón) , positrón Fue observado por Anderson (1932) y más tarde hallado por Blauvelt y Occhialini), neutrino, protón (Descubierta por Marsden y Blackett (1914)),
GJ66	10-El átomo se halla en estado activado cuando alguno de sus electrones corticales ha saltado de un nivel superior, o sea, más lejano del núcleo, a otro inferior, más cercano al núcleo con emisión de energía. Precisamente estos saltos electrónicos explican la estructura fina del espectro atómico. Pág 18.
GJ66	12- Rutherford concibió el átomo como un sistema planetario. Pág 14.
GJ66	13- El átomo tal y como lo proponen Rutherford y Bohr, consta de dos partes: Núcleo y corona, llamada también corteza o envoltura. Pág 13. Rutherford concibió el átomo como un sistema planetario cuyo centro era el núcleo y los electrones girando alrededor de él cada uno en su órbita correspondiente, al modo de los planetas, con movimiento de traslación. Pág 14.
GJ66	15- Niels Bohr, físico danés nacido en 1885, creó el modelo atómico actualmente admitido. Pág 13.
GJ66	16- Pero los electrones a medida que dan vueltas en sus órbitas, gastan energía. Ahora bien, la reducción de esta energía les obliga, en consecuencia, a recorrer órbitas cada vez más pequeñas, y, por ende, más cercanas al núcleo hasta que vendrían a caer sobre él, lo cual ocasionaría la destrucción del mismo. Pág 14.
GJ66	18- La corona la forman una serie de órbitas concéntricas que rodean al núcleo. Pág 13. Rutherford concibió el átomo como un sistema planetario cuyo centro era el núcleo y los electrones girando alrededor de él cada uno en su órbita correspondiente. Pág 14.
GJ66	19-hay que notar que, aunque los esquemas atómicos sólo figuran las órbitas de número cuántico distinto. Sin embargo, todas las órbitas, a excepción de la órbita K, presentan niveles y subniveles distintos de energía. Pág 17.
GJ66	20-- Principio de exclusión de Pauli, Para cada órbita hay un grado de saturación en el número de los electrones que no puede ser rebasado. $2n^2$ Como en cada subnivel sólo puede moverse un par de electrones de spin

	antiparalelo, resulta que en la órbita M, en el nivel p habrá tres subniveles y en el nivel 3d 5 subniveles, etc. Pág 16.
GJ66	21- la forman una serie de órbitas concéntricas que rodean al núcleo. Se designan con las letras mayúsculas, K, la más cercana al núcleo, L, la inmediata siguiente... Pág 13.
GJ66	22- Núm cuántico principal, niveles, electrones y subniveles.. Pág 16. <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> 2 2s 2p 2,6 3 </div>
GJ66	23- Los electrones orbitales no se mueven arbitrariamente recorriendo una órbita cualquiera sino la correspondiente a su nivel de energía. Pág 15.
GJ66	24- Los electrones orbitales no se mueven arbitrariamente recorriendo una órbita cualquiera sino la correspondiente a su nivel de energía, En estas condiciones, el electrón se encuentra en estado estacionario, es decir, no absorbe ni emite energía. Pág 15.
GJ66	25-El movimiento de todo electrón puede ser modificado por la acción de una causa externa o espontáneamente. En tales casos habrá variación de energía del electrón. Ahora bien, como a cada órbita le corresponde una cantidad de energía (cinética y potencial) propia, entonces, este electrón, así modificado, tendrá que dejar la órbita hasta ahora propia. Si ha adquirido un aumento de energía saltará de una órbita cercana al núcleo a otra más alejada; al contrario, si ha cedido energía, se trasladará de una órbita más lejana del núcleo a otra más cercana. Pág 15.
GJ66	32- Principio de exclusión de Pauli, Para cada órbita hay un grado de saturación en el número de los electrones que no puede ser rebasado. $2n^2$ Como en cada subnivel sólo puede moverse un par de electrones de spin antiparalelo, resulta que en la órbita M, en el nivel p habrá tres subniveles y en el nivel 3d, 5 subniveles, etc. Wolfgang Pauli, investigador atómico austriaco. Desde 1939 trabajó en los Estados Unidos. Pág 16.
GJ66	44-Los electrones girando alrededor de él cada uno en su órbita correspondiente, al modo de los planetas, con movimiento de traslación y rotación en torno de su eje, llamado spin, el cual puede ser de izquierda a derecha o de derecha a izquierda. Spin paralelo si tienen el mismo sentido y antiparalelo si giran en contrario. Pág 14.
GJ66	45- Si los electrones tuvieran que llenar varios subniveles de un mismo nivel, por ejemplo, en la órbita M el nivel 3p, que tiene tres subniveles, los primeros tres electrones se distribuirán uno en cada subnivel y luego se irán doblando si hubiera electrones que colocar. Pág 17.

1966 b. 32 ítems citados.

Ríos Chacón, Ignacio. *Química General Preuniversitario*. Editorial "Prensa Española" Madrid. 1966.

RCI66	2- Si reducimos la presión hasta 0.1 ó 0.001 mm. El espacio oscuro de Crookes invade todo el tubo y al mismo tiempo aparece en la pared del tubo
-------	--

	opuesta al cátodo una fluorescencia que depende de la naturaleza del vidrio. Esto indica que bajo estas condiciones existe una radiación que sale del cátodo y que al incidir sobre la superficie del vidrio la pone fluorescente, son los rayos catódicos. Pág 39.
RCI66	3-Millican determinó experimentalmente el valor absoluto de la carga del electrón encontrando el valor de $e=1,602 \cdot 10^{-19}$ culom. Pág 40.
RCI66	4-Además de estos rayos catódicos, y si colocamos hacia la mitad del tubo y en él practicamos orificios detrás de él se observarán unos rayos luminosos. Estos rayos constituyen los rayos positivos o canales y se puede demostrar que están constituidos por partículas positivas. Pág 40.
RCI66	5-El neutrón es una partícula con masa unidad y sin carga eléctrica. Pauli, tratando de explicar el proceso de desintegración de los neutrones, sugiere que estos se descomponen en un protón, un electrón y una partícula nueva de masa muy pequeña y sin carga eléctrica llamada neutrino, confirmada por fin en 1954 por Cowan. Pág 41. Como consecuencia de esto la masa total de un átomo vendrá dada por las suma de las masas de los protones y de los neutrones. La existencia del neutrón nos permite, además, explicar el hecho de que los protones nucleares no se repelen mutuamente, suponiéndose un neutrón se desdoble en un protón más un electrón $n=p + e$ y estos electrones producidos estabilicen el núcleo. Pág 42.
RCI66	6-Protón, electrón, neutrón, positrón, antiprotón, mesón. Pág 41.
RCI66	8- En un principio se aceptaba que el átomo era una esfera de electrificación uniforme en que las cargas positivas y negativas se movían caóticamente, como en una especie de nebulosa. Pág 41.
RCI66	9-Las experiencias de Geiger y Marsden, al considerar las trayectorias que sufren las partículas α , al atravesar una delgada lámina metálica, de forma que sufren desviaciones más o menos acusadas, retrocediendo totalmente algunas de ellas, obligaba a aceptar que no podía ser producida por una carga nebulosa, sino que debía de serlo por una acumulación de cargas positivas. Págs 41-42.
RCI66	10-Se produce un espectro cuando se desdobra un haz luminoso heterogéneo en sus diferentes longitudes de onda, al atravesar un prisma o usar una rejilla de difracción. Existen espectros de absorción producidos por el paso del haz luminoso a través de una sustancia y espectros de emisión que son emitidos por la sustancia cuando se la excita adecuadamente. Pág 42.
RCI66	11-Lyman, Balmer. Pág 43.
RCI66	12- Llevaron a Rutherford a admitir la existencia en el átomo de un núcleo donde se concentraban las cargas positivas. Puesto que el átomo es eléctricamente neutro el número de cargas positivas en el núcleo debe ser igual al número de electrones periféricos. Si en este núcleo sólo existiesen los protones, el peso atómico coincidiría prácticamente con el número de éstos y, sin embargo, experimentalmente comprobamos que es generalmente más del

	dobles, por lo que hemos de admitir la existencia de partículas sin carga, pero con masa que formarían parte del núcleo junto a los protones. Estas partículas son los neutrones. Pág 42.
RCI66	13- Si bien el electrón gira alrededor del núcleo (de lo contrario se precipitaría sobre él por no existir la compensación centrífuga), no emite energía radiante (estado estacionario) en contra de la física clásica. Pág 43.
RCI66	14- Bohr Si bien el electrón gira alrededor del núcleo (de lo contrario se precipitaría sobre él por no existir la compensación centrífuga), no emite energía radiante (estado estacionario) en contra de la física clásica. Pág 43 Si en el caso de los átomos de hidrógeno igualamos la fuerza centrífuga de giro del electrón en su órbita con la atracción electrostática, podremos escribir; $mv^2/r = e^2/r^2$ Pág 44.
RCI66	15-Espectros y postulados de Bohr. Pág 42.
RCI66	16- ...no emite energía radiante (estado estacionario) en contra de la física clásica. Pág 43.
RCI66	18-...dando a “n” los valores 1, 2, 3,..., calcularemos los radios de las respectivas órbitas K, L, M, etc., según habíamos indicado en el segundo postulado de Bohr. Pág 45.
RCI66	19-Los estados que tienen igual número de n definen un nivel o capa electrónica. Los que tienen igual n y l definen un subnivel. Pág 50.
RCI66	20- N° total de electrones; 2, 8, 18, 32. Según sus números cuánticos. Pág 50.
RCI66	21- “n” es el llamado número cuántico principal y puede tomar valores 1, 2, 3..., a los que corresponden unos radios determinados que fijan las órbitas K, L, M, etc. Pág 43.
RCI66	22- Las s son esféricas, las p tienen forma de pesas de gimnasia, pudiendo estar dirigidas en las tres direcciones del espacio px, py, pz. Pág 52.
RCI66	23- Si por una activación energética cualquiera el electrón salta de un nivel energético en órbita a otra de energía superior... Págs 43-44.
RCI66	24- Si bien el electrón gira alrededor del núcleo (de lo contrario se precipitaría sobre él por no existir la compensación centrífuga), no emite energía radiante (estado estacionario) en contra de la física clásica. Pág 43.
RCI66	26-Si por una activación energética cualquiera el electrón salta de un nivel energético en órbita a otra de energía superior, volverá al cabo de un cierto tiempo a la primitiva, con una emisión de una energía luminosa cuya frecuencia viene dada por la relación; $E_2 - E_1 = h\nu$ Págs. 43-44
RCI66	28- El electrón no puede ocupar todos los estados energéticos posibles, sino unos solos determinados. Es decir, sólo son posibles aquellas órbitas para las cuales el momento de giro del electrón fuese un múltiplo entero de la constante de acción de Planck. $mv \cdot 2\pi r = nh$. Pág 43.
RCI66	29- Sommerfeld considera que el electrón describe órbitas elípticas, ocupando el núcleo uno de sus focos por el hecho de que, en general, un movimiento

	periódico bajo la acción de una fuerza central conduce a órbitas elípticas con el cuerpo central y el núcleo situado en un foco. Pág 46.
RCI66	30- ...bajo la acción de una fuerza central conduce a órbitas elípticas... Pág 46.
RCI66	31-n, l, m, s. Pág 49.
RCI66	32- Este principio dice que no pueden existir dos electrones que tengan iguales los cuatro números cuánticos, es decir, que no es posible que dos electrones ocupen el mismo estado. Pág 51.
RCI66	38-Sommerfeld demuestra que todas las órbitas tienen el mismo número cuántico principal “n” poseen la misma energía independientemente del valor de “k”, pero puesto que el electrón recorre su órbita con velocidad variable, es decir, a distancia mínima del núcleo (perihelio), lleva velocidad máxima, y a distancia máxima (afelio), velocidad mínima, la teoría de la relatividad exige una variación de masa, la cual da lugar a que la trayectoria del electrón no se cierre y adquiera una forma de espiral o “roseta”; se dice entonces que la elipse tiene un movimiento de precisión. Pág 46-47.
RCI66	39- Luis de Broglie sugiere la posibilidad de que toda partícula en movimiento lleve asociada una onda de longitud; $\lambda = h/mv$ y poder considerar así al electrón unas veces como partícula y otras como onda, de la misma manera que ocurre con los fenómenos luminosos, cuya explicación unas veces exige una naturaleza ondulatoria para la luz (interferencia, difracción...) y otras un carácter corpuscular (efecto fotoeléctrico). Pág 51.
RCI66	40- Partiendo de estas ideas, Schödinger (1926) renunció a un modelo concreto del átomo y aceptó que el estado de movimiento del electrón alrededor del núcleo viene representado por una función de ondas que describe dicho movimiento. Esta función ψ es la solución de la ecuación de ondas de Schrödinger y define una orbital atómica. Pág 51-52
RCI66	42- Los que tienen iguales los tres números cuánticos, n, l, m, definen una orbital. Estas orbitales pueden imaginarse como nubes difusas de cargas negativas mucho más densas en ciertas regiones donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima y las formas de estas orbitales depende del valor del número cuántico l. Estas orbitales pueden imaginarse como nubes difusas de cargas negativas mucho más densas en ciertas regiones donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima... Pág 52.
RCI66	44- Todavía existe otro número cuántico, que es el spin, que describe el estado de movimiento del electrón sobre si mismo. Pág 49.

1966. 12 ítems citados.

Ruiz Vázquez, Jesús. *Química*. Ediciones Ruiz. Madrid. 1966.

RVJ66	5-Neutrón (descubierto en 1932 por el físico inglés Chadwick). El neutrón fuera de los núcleos no es estable. Pág 2. Del núcleo pueden también desprenderse electrones y positrones, pero dichas partículas no pueden considerarse constituyentes permanentes del núcleo. Pág 3.
-------	--

RVJ66	6-Actualmente se consideran como partículas elementales las diferentes formas elementales en que puede presentarse la materia y la energía; Electrón (descubierto por Sir J. J. Thomson en 1895), protón (observado por primera vez en 1886), positrón (Anderson 1932) Págs. 1-2. Deuterón, partículas alfa. Tabla 1-1 Pág 5
RVJ66	12- En el modelo atómico anterior (capas concéntricas) los electrones, en virtud de la atracción electrostática, deberían precipitarse sobre el núcleo. Por este motivo, supuso Rutherford que los electrones giraban alrededor del núcleo. Pág 3.
RVJ66	13- Los átomos están formados por un núcleo central, cargado positivamente y en el que prácticamente se concentra la totalidad de la masa del átomo, rodeado por un número de electrones negativos igual a la carga positiva del núcleo, distribuidos en capas sucesivas. Pág 2.
RVJ66	14- En el modelo atómico anterior (capas concéntricas) los electrones, en virtud de la atracción electrostática, deberían precipitarse sobre el núcleo. Por este motivo, supuso Rutherford que los electrones giraban alrededor del núcleo. Pág 3.
RVJ66	15- Niels Bohr, supuso, en 1913, que en los átomos la energía de los electrones esta cuantizada, es decir, restringida a ciertos valores específicos. Pág 3.
RVJ66	16-Ahora bien, este modelo no puede explicarse mediante la física clásica. Pág 3.
RVJ66	18- ...rodeado por un número de electrones negativos igual a la carga positiva del núcleo, distribuidos en capas sucesivas. Pág 2.
RVJ66	20- Cada capa no puede contener más que un número máximo de electrones, cuyo valor numérico viene dado por $2n^2$. Pág 3.
RVJ66	21- El número de orden de los niveles de energía se indica generalmente por n y se denomina número cuántico principal. Dicho número define las capas electrónicas K, L, M, N... del átomo. Pág 3.
RVJ66	23- Niels Bohr, supuso, en 1913, que en los átomos la energía de los electrones esta cuantizada, es decir, restringida a ciertos valores específicos. Estos valores forman una serie discontinua de estados posibles o niveles de energía. Pág 3.
RVJ66	37-La energía equivalente de esta pérdida de masa puede calcularse a partir de la ecuación de Einstein, $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ Pág 18.

1967 a. 15 ítems citados.

Pineda Baños, Miguel, Química General, Adaptado al programa de Ingreso en la Escuela de Óptica. Academia Gauss, Madrid. 1967.

PBM67	5-Chadwick descubrió, en el núcleo del átomo, otra parte en su constitución, a la que llamo neutrón siendo esta partícula de carácter neutro, ya que se considera formado por un protón y un electrón. Pág. 10.
-------	---

PBM67	6- Protones, neutrones, electrones mesotrones y positrones. Pág. 10-11
PBM67	8-Thomson suponía que los electrones estaban como incrustados en una esfera cargada negativamente. Pág 9.
PBM67	12-Rutherford supone que el átomo formado por un núcleo central cargado positivamente y con la casi total masa del átomo; este núcleo está rodeado de electrones en cantidad igual a las cargas positivas del núcleo, por eso el átomo resulta neutro.Pág 10
PBM67	13-Rutherford supone el átomo formado por un núcleo central cargado positivamente y con la casi total masa del átomo; este núcleo está rodeado de electrones en cantidad igual a las cargas positivas, o protones, del núcleo; por eso el átomo resulta neutro. ..Los electrones están en movimiento alrededor del núcleo análogamente a nuestro sistema solar. Pág 10.
PBM67	14- El núcleo se encuentra rodeado de electrones, que giran a gran velocidad a su alrededor y sobre sí mismos; debido a esta velocidad adquieren una fuerza centrífuga capaz de contrarrestar la acción del núcleo. Pág. 12.
PBM67	15-La hipótesis mas aceptada actualmente en cuanto a la estructura del átomo se refiere, es la establecida por Bohr... Pág. 12.
PBM67	19-Los electrones están situados en órbitas, siendo idéntica la energía de cada electrón, situados en una misma órbita, a la que se denomina nivel energético...
PBM67	20-Cada capa no puede contener más que un número máximo de electrones, cuyo valor numérico viene dado por $2n^2$. Pág. 13.
PBM67	21- Un átomo no puede tener más de siete órbitas y éstas se representan por las letras K, L, M, N, O, P, Q. Págs. 12-13.
PBM67	23-Los electrones están situados en órbitas, siendo idéntica la energía de cada electrón, situados en la misma órbita a la que se denomina nivel de energético; cuanto más alejado está un electrón del núcleo mayor es su energía, puesto que su fuerza centrífuga será mayor. Pág. 12.
PBM67	26- Los electrones de un átomo pueden saltar de una órbita a otra más exterior, ganando energía o viceversa, en cuyo caso perderan energía. La energía ganada o perdida será la diferencia entre la energía inicial y la final, después del salto; se expresa en cuantos de energía y viene determinada por la fórmula. $E - E_i = h \cdot \gamma$. Pág 12.
PBM67	36-También tienen existencia en el interior del átomo otras partículas llamadas “fotones”, que son corpúsculos de energía, cuya carga es nula. Pág 11.
PBM67	42-Por ello se puede apreciar que el átomo está casi vacío, y en su espacio se mueven los electrones con una velocidad de casi el uno por ciento de la de la luz, de tal forma que rellenan todo el volumen atómico. Pág 10.
PBM67	44- El núcleo se encuentra rodeado de electrones, que giran a gran velocidad a su alrededor y sobre sí mismos. Pág 12.

1967 b. 30 ítems citados.

Eldelvives, *Química, curso preuniversitario*, Ed Luis Vives S.A. Zaragoza, 1967

ELD67	5- Rutherford, propuso en 1920 que podían existir partículas de masa unidad que no tuviesen carga. Bothe y Beckeren 1930, encontraron en efecto, que determinados átomos ligeros, en especial, el berilio, al ser bombardeados con partículas alfa, emitían una radiación altamente penetrante y hasta entonces desconocida. J. Chadwick en 1932, dedujo que se trataba de partículas con la masa del protón, pero sin carga, es decir los neutrones postulados por Rutherford. Pág 72.
ELD67	8- Si el átomo estuviera solamente formado por protones y electrones como postula Thomson, su masa coincidiría, prácticamente con su número atómico por ser despreciable la masa de los electrones. Pág 72.
ELD67	10- Estos saltos son el origen de las cinco series de rayas, que constituyen el espectro del hidrógeno. Pág 78.
ELD67	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág 78.
ELD67	12- El modelo atómico de Rutherford contrapone la fuerza centrífuga de los electrones con la atracción electrostática que los protones ejercen sobre los mismos electrones. Pág 74.
ELD67	13- Según Bohr, en el hidrógeno, el núcleo está en el centro del átomo. Su único electrón puede girar en una de las órbitas circulares caracterizadas por los números cuánticos: 1, 2, 3, 4, etc., o sea, en una de las capas K, L, M, N... Pág 78.
ELD67	14- El modelo atómico de Rutherford contrapone la fuerza centrífuga de los electrones con la atracción electrostática que los protones ejercen sobre los mismos electrones. Pág 74. Bohr admite que la fuerza atractiva entre protón y electrón del átomo de hidrógeno es igual a la fuerza centrífuga del electrón en su giro alrededor del núcleo. Se cumple, por tanto, $(e^2/r^2) = mv^2/r$. Pág 75.
ELD67	15- La teoría atómica de Bohr es uno de los más éxitos más resonantes en la historia de la Ciencia. Pág 78.
ELD67	16- Pero según las teorías clásicas los electrones en su giro alrededor del núcleo tendrían que emitir energía, o radiación electromagnética, y por tanto deberían perder velocidad hasta caer en el núcleo. Pág 74.
ELD67	18- Los demás posibles radios tomarán valores proporcionales a los cuadrados de los números naturales. Pág 77.
ELD67	19- Sommerfeld supone, en relación con esta estructura, que cada nivel determinado por el número cuántico n, está formado por una serie de subniveles muy próximos. Pág 81.
ELD67	21- n recibe el nombre de número cuántico principal. Puede tomar los valores enteros 1, 2, 3,... según designe las órbitas K, L, M, ... Pág 78.
ELD67	22- s 2 electrones, p 6 electrones, d diez electrones, f 14 electrones... Pág 87.
ELD67	23- Existen varias posibles órbitas para los electrones de un mismo átomo. A

	<p>cada una de ellas le corresponderá una determinada energía característica – nivel de energía-, que será la que poseen los electrones que se mueven en dicha órbita. Pág 75.</p>
ELD67	<p>24- Así, pues, para explicar el espectro del hidrógeno, introduce los postulados que siguen. Mientras un electrón se mueve en una órbita fija no emite energía. Pág 78.</p>
ELD67	<p>26- La energía liberada al caer un electrón de un nivel E_2 a otro de nivel E_1, produce una radiación de frecuencia. $E_2 - E_1 = h\gamma$. Pág 76.</p>
ELD67	<p>28- La energía de los movimientos circulares de los electrones en el átomo, también estará cuantizada. Sólo son posibles las órbitas en las que el momento cinético del electrón, es decir, el producto de la cantidad de movimiento ($m \cdot v$) por el radio de la órbita sea múltiplo de $h/2\pi$ o sea, que; $mv \cdot r = nh/2\pi$. Pág 75.</p>
ELD67	<p>29- Sommerfeld supone que cada nivel determinado por el número cuántico n, está formado por una serie de subniveles muy próximos. Las órbitas elípticas necesitan de dos números cuánticos para fijar su estado energético. Pág 81.</p>
ELD67	<p>30- Postula la existencia de órbitas elípticas junto a las circulares. Pág 81.</p>
ELD67	<p>31- n es un número entero, llamado número cuántico de la órbita. Puede tomar los valores 1, 2, 3, 4, a contar desde la órbita más cercana al núcleo. l, m, s Pág 83.</p>
ELD67	<p>32- Principio de exclusión de Pauli. En el mismo átomo nunca hay dos electrones con sus números cuánticos idénticos. Pág 86.</p>
ELD67	<p>34- Según Max Plank cada uno de los osciladores eléctricos (electrones) puede absorber o emitir energía, en pequeñas y determinadas cantidades múltiplos sencillos de una unidad elemental a la que llamo cuánto de energía. Planck además señaló que el cuánto de energía está relacionado con la frecuencia γ de la radiación energética según la ecuación; $E = h\gamma$. Pág 74.</p>
ELD67	<p>35- Según la física, entre el poder emisor y el poder absorbente de un cuerpo para una determinada radiación, existe una relación que solo depende de la temperatura. La energía radiada por los cuerpos se admite que es la suma de las energías emitidas por los electrones de los átomos. Al querer interpretar las curvas experimentales se obtienen resultados totalmente en desacuerdo con arreglo a las leyes de la física clásica. Por otro lado, los espectros atómicos ya estudiados son discontinuos, o formados por un número mayor o menor de líneas. Pág 74.</p>
ELD67	<p>36- Planck no pasó de señalar la discontinuidad de los valores de energía radiada. Cinco años después, 1905, Albert Einstein llegó a extender dicha discontinuidad a la naturaleza misma de la radiación. Einstein afirmó que la luz está formada por pequeños fragmentos, o paquetes de energía de valor $h\gamma$ a los que primero llamó cuantos de luz y después, fotones. Pág 74.</p>
ELD67	<p>39- Luis de Broglie sugirió la idea de que el electrón, como partícula en movimiento produce y lleva asociada una onda. Desde entonces se trata al</p>

	electrón como una nube de carga negativa que se extiende por una región relativamente grande. La relación $\lambda=h/m\cdot v$ Pág 80.
ELD67	40- Schödinger (orbitales); introduce el concepto de nube electrónica, y habla de la mayor o menor probabilidad de encontrar al electrón en un punto de la nube. Pág 84. Schrödinger desarrolla, en su mecánica ondulatoria, el estudio de las ondas materiales asociadas a partículas en movimiento. Ψ es la función orbital. Ψ^2 es nos mide la probabilidad de encontrar al electrón en el punto de coordenadas x, y, z. Pág 84.
ELD67	41- Según las nuevas teorías, nos encontramos con grandes limitaciones al querer especificar la velocidad y la posición de una partícula, en general, y por tanto, los electrones que son de las menores partículas existentes en la naturaleza creada. Heisenberg enunció así su principio de indeterminación, perfectamente aplicable a nuestro caso “es imposible conocer exacta y simultáneamente la velocidad y la posición de un electrón aislado” Pág 80-81.
ELD67	42- se trata al electrón como una nube de carga negativa. Dicha nube es densa, espesa, en las regiones del espacio que poseen elevada probabilidad de alojar al electrón, y muy difusa en las que tienen poca probabilidad. Pág 80. Se trata de probabilidad y por tanto, no cabe hablar de órbitas en las que, necesariamente, tengan que encontrarse los electrones, sino zonas de máxima probabilidad, pues también fuera de ellas hay probabilidad –mucho menor- de encontrarlos. La región de mayor densidad electrónica será su orbital. Pág 80.
ELD67	43- Esta equivalencia se logra al pasar de una distribución electrónica “fundamental” $2s^2p^2$ en átomo de C a un estado excitado sp^3 , dando origen a un orbital híbrido, que es el formado por la fusión de dos orbitales con sendos electrones desapareados. Pág 221.
ELD67	44-El electrón gira al mismo tiempo alrededor del núcleo y de su propio eje. Pág 83.

1967. 10 ítems citados.

Ramos Fernández, F y Ruiz Vázquez, J. *Química general*. Ediciones Ruiz, Madrid. 1967.

RFRV67	5-El neutrón es también uno de los constituyentes fundamentales de la materia. Fue descubierto en 1932 por el físico inglés Chadwick. El neutrón fuera de los núcleos no es estable. Pag 2
RFRV67	6-Electrón, protón, neutrón, positrón, Pag 2
RFRV67	13-Los átomos están formados por un átomo central, cargado positivamente y en el que prácticamente está concentrada la totalidad de la masa del átomo, rodeado de una nube de electrones Pag 2. En el modelo atómico anteriormente indicado, los electrones, en virtud de la atracción electrostática, deberían precipitarse sobre el núcleo. Por este motivo, Rutherford supuso que los electrones giraban alrededor del núcleo.
RFRV67	15- Neils Bohr, físico danés, supuso, en 1913, que en los átomos la energía de

	los electrones está cuantizada, es decir, restringida a ciertos valores específicos. Pag 3
RFRV67	16- En el modelo atómico anteriormente indicado, los electrones, en virtud de la atracción electrostática, deberían precipitarse sobre el núcleo. Por este motivo, Rutherford supuso que los electrones giraban alrededor del núcleo. Ahora bien, como este modelo no podía explicarse mediante la física clásica, Neils Bohr, físico danés, supuso, en 1913, que en los átomos la energía de los electrones está cuantizada, es decir, restringida a ciertos valores específicos. Pag 3
RFRV67	20-Cada capa no puede contener más que un número máximo de electrones, cuyo valor numérico viene dado por $2n^2$. Pag 3
RFRV67	23- Neils Bohr, físico danés, supuso, en 1913, que en los átomos la energía de los electrones está cuantizada, es decir, restringida a ciertos valores específicos. Estos valores forman una serie discontinua de estados posibles o niveles de energía. Pag 3
RFRV67	Para explicar esta diferencia se utiliza el principio de equivalencia de masa y energía, enunciado por Einstein en su teoría de la relatividad. Dicho principio establece que a una energía E le corresponde una masa m y que una variación de energía ΔE lleva consigo una variación de masa Δm . Por tanto: $E=mc^2$
RFRV67	42- Los átomos están formados por un átomo central, cargado positivamente y en el que prácticamente está concentrada la totalidad de la masa del átomo, rodeado de una nube de electrones. Pag 2 En la figura 5-5 se ha representado la nube electrónica que rodea a los dos protones en la molécula de H_2 Pag 42 Los seis electrones extra, que corresponden a los enlaces dobles del modelo de Kekulé, son movibles, desplazándose por encima y por debajo del plano del anillo. En la figura 28-2 se ha representado la nube electrónica formada por estos seis electrones. Tenemos pues un sándwich en el que los seis átomos de carbono y los seis átomos de hidrógeno constituyen la carne y el pan lo forma la nube electrónica. Pags. 200-201
RFRV67	21- El número de orden de los niveles de energía se indica generalmente por n y se denomina número cuántico principal. Dicho número define las capas electrónicas K, L, M, N, ..., del átomo. Pag 3

1968 b. 35 ítems citados.

Villanueva Sánchez, Pablo J. M. *Química, preuniversitario*. Hechos y dichos. Zaragoza. 1968.

VSP68	2- Si en un tubo lleno de gas sometemos a sus electrodos a una diferencia de potencial elevada, observamos que a presión ordinaria no pasa la corriente, pero si vamos rebajando la presión a unos milímetros de mercurio (10 ó menos) se observan descargas que se hacen más intensas y llenan el tubo si desciende aun más la presión del gas. Pág 58.
-------	--

VSP68	3- Millikan en 1913 pudo determinar la carga del electrón empleando el método llamado de la gota de aceite. Consiste en pulverizar dentro de una cámara, aceite, cuyas gotas si se les hace llegar un haz de rayos X se ionizan perdiendo electrones y quedando con cargas positivas. Pág 59-60.
VSP68	4- A la vez que se desplazan los rayos catódicos en dirección cátodo-ánodo se producen en sentido contrario según pudo observar Thompson otros rayos llamados canales (por atravesar el cátodo perforado) o positivos. Pág 60.
VSP68	5-Aquí hemos citado los fenómenos radioactivos porque gracias a ellos se pudo descubrir el neutrón, partícula existente en el átomo, de carácter neutro. Pág 61.
VSP68	6-Protón, neutrón, electrón, mesón, leptones, hiperones, neutrino. Pág 63.
VSP68	9- Rutherford observó que al atravesar las partículas alfa por láminas de muy pequeño espesor de diversos metales, sufrían desviaciones, que observadas le hicieron pensar en que el átomo no era macizo sino que estaba formado por una masa central positiva y compacta (núcleo) y los electrones rodeándola. Pág 64.
VSP68	10-Los gases y los vapores de los cuerpos volátiles, puestos en incandescencia producen un espectro de rayas. Los espectros de rayas son espectros atómicos y cada raya corresponde a la energía emitida en un salto electrónico de un nivel a otro de menor energía. Pág 69.
VSP68	11- Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund. Pág 69-70.
VSP68	12- Rutherford ideó un modelo atómico consistente en considerar al átomo como un diminuto sistema solar en el que el núcleo...
VSP68	13-Para explicar porque los electrones no eran absorbidos por el núcleo positivo, Rutherford ideó un modelo atómico consistente en considerar al átomo como un diminuto sistema solar en el que el núcleo hace las veces del sol y los electrones giran en órbitas elípticas a su alrededor, de forma que la fuerza de atracción eléctrica entre el núcleo y electrón es igual a la fuerza centrífuga debida a la velocidad de giro de dicho electrón. Pág 64.
VSP68	14- ...el que el núcleo hace las veces del sol y los electrones giran en órbitas elípticas a su alrededor, de forma que la fuerza de atracción eléctrica entre el núcleo y electrón es igual a la fuerza centrífuga debida a la velocidad de giro de dicho electrón. Pág 64. En un movimiento circular la fuerza centrífuga es igual a la centrípeta $f = \mu^2/r$; $f = e^2/r^2$ Igualando las dos anteriores $\mu^2/r = e^2/r^2$ Pág 72.
VSP68	15-Más tarde fue Bohr el que defendió el modelo atómico de su maestro introduciendo variaciones sustanciales y teniendo en cuenta los principios de la Mecánica cuántica desarrollada por Planck. Pág 64.
VSP68	16-Se estudia que una partícula cargada emite en su movimiento energía radiante y por tanto según la teoría electromagnética clásica, el electrón debe perder velocidad y ser absorbido por el núcleo. Pág 64.
VSP68	18-el valor del radio es proporcional al cuadrado de los números cuánticos n,

	cuyos valores son los números naturales (1, 2, 3...) Pág 73.
VSP68	19-Cuanto secundario (l).- Indica un subnivel de energía dentro de la capa; y viene relacionado con el anterior de forma que, toma todos los valores enteros desde (n-1) a 0. Pág 76.
VSP68	20-2 electrones s, 6 electrones p, 10 electrones d y 14 electrones f. (Lo explica según los números cuánticos) Pág 76.
VSP68	21-Los huecos dejados por estos son ocupados por otros electrones procedentes de las capas K, L, M, este cambio de posiciones va acompañado de una emisión de energía radiante, produciendo el espectro de los rayos X. Pág 67.
VSP68	22-Los tipos de electrones (s,p,d,etc.) corresponden a los orbitales en que se encuentran. Pág 77.
VSP68	23- Los electrones están en la parte exterior del átomo, circundando al núcleo a diversos niveles de energía. Pág 64.
VSP68	24- Un electrón de un átomo puede girar en órbitas determinadas (estacionarias) sin emitir energía radiante. Pág 71.
VSP68	26- Un electrón puede, al recibir energía, ser lanzado a una órbita superior (más exterior) de la cual, al caer a otra de menor energía, emite una cierta cantidad de energía luminosa; la emisión es de un fotón, cuya energía es igual a la diferencias de energías correspondientes a los estados inicial y final, y cuya frecuencia vendrá dada por la relación $h\nu = E_1 - E_2$ Pág 72.
VSP68	28- Aunque el electrón puede suponerse a cualquier distancia del núcleo, girando en una órbita, únicamente son posibles aquellas órbitas que cumplen con la condición cuántica de Bohr $mv \cdot 2\pi r = nh$ Pág 72.
VSP68	29-Se observa que las órbitas de Bohr defiende como circulares, deben de ser elípticas (Sommerfeld) Pág 75.
VSP68	30-Rutherford ideó un modelo atómico consistente en considerar el átomo como un diminuto sistema solar en el que el núcleo hace las veces de Sol y los electrones giran en órbitas elípticas a su alrededor, de forma que la fuerza de atracción eléctrica entre núcleo y electrón es igual a la fuerza centrífuga debida a la velocidad de giro de dicho electrón. Pág 64.
VSP68	31-n, l, m, s. Pág 76.
VSP68	32-El principio de exclusión de Pauli dice; En un mismo átomo no puede haber dos electrones que tengan sus cuatro números cuánticos iguales. Pág 76.
VSP68	34- Planck en 1900 dio una teoría que explicaba los resultados obtenidos, al observar la energía que irradiaban los cuerpos calientes. La luz en vez de ser considerada como una onda únicamente (teoría electromagnética clásica) puede considerarse como una partícula o grano de energía radiante (fotón) de valor $E=h\nu$. Pág 71.
VSP68	36- ...puede considerarse como una partícula o grano de energía radiante

	(fotón) de valor $E=h\nu$. Pág 71.
VSP68	37- La principal característica de la antipartículas es que chocando en determinadas condiciones con su “anti” se destruye su materia transformándose íntegramente en energía radiante según la fórmula de Einstein ($E=mc^2$) Pág 64.
VSP68	39-Luis de Broglie en 1924 propone que cada partícula material lleva una onda asociada; y desarrolla la teoría onda-corpúsculo. La relación fundamental en esta teoría es; $\lambda = h/mv$. Pág 75.
VSP68	40- Últimamente, pues, en vez de un modelo atómico se pretende introducir, para el estudio del átomo a escala superior, la ecuación de Schrödinger. En esta ecuación, dando valores adecuados, podemos conocer la energía de un sistema. Y mediante condiciones impuestas a la función de onda (ψ) se puede tener la certeza de existencia de un electrón en un espacio definido (orbital). Pág 75.
VSP68	41...ya que el principio de incertidumbre de Heisenberg nos dice que no es posible conocer el punto fijo sino el lugar donde es más probable la existencia del electrón. Pág 75.
VSP68	42-Cada electrón tiene probabilidad de “estar” en una parte del espacio cercana al núcleo. El espacio donde es probable la existencia del electrón recibe el nombre de orbital. Pág 64. Los tres primeros valores n, l, m determinan en la nueva teoría ondulatoria el orbital. El espacio donde es probable la existencia del electrón recibe el nombre de orbital. Y mediante condiciones impuestas a la función de onda (ψ) se puede tener la certeza de existencia de un electrón en un espacio definido (orbital) Pág 76. Los orbitales atómicos están ocupados por dos electrones cada uno como máximo que tienen los espines opuestos. Pág 76.
VSP68	43- Cuando el átomo se enlaza con otro, pueden producirse alteraciones en las posiciones de los electrones en los distintos orbitales. Estos cambios que generalmente obedecen a una uniformidad de comportamiento de electrones de distintos orbitales se llama hibridación. Pág 78. Esto significa que los cuatro electrones se han unificado en su comportamiento. Esto se produce porque lo primero un electrón de los s pasa a ocupar el orbital p_z quedando el átomo en un estado excitado que podemos representar: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.Pág 205.
VSP68	44- Por último, el electrón se supone gira sobre sí mismo con lo que tendrá valores de giro opuestos. Este número cuántico se llama spin (m_s) y su valor puede ser + o - 1 / 2. Pág 76.

1968. 15 ítems citados.

Marcos Constantino, Valls Francisco y Ascacibar Madrid. *Química para el curso preuniversitario*. Ediciones S. M. Madrid. 1968.

MCVF68	2- Si se disminuye hasta 1 mm de Hg o menos, se observa que la superficie del cátodo presenta una luminosidad especial llamada brillo catódico, a continuación viene una pequeña región oscura, llamada espacio oscuro de Crookes o de Hittorf, cuya longitud aumenta a medida que se disminuye la presión del gas. Pag 57
MCVF68	3- El aparato de Millikan. ...las gotitas estaban, en general, fuertemente cargadas a consecuencia del rozamiento producido por la inyección de la niebla y una de ellas era seguida con el anteojo mientras caía por efecto de su peso mg, o mientras subía por efecto del campo eléctrico E. Pag 60
MCVF68	4- Pero una luminiscencia azulada y nebulosa parece marcar el el paso de algo que se ha llamado rayos catódicos, por provenir del cátodo. Pag 57
MCVF68	5-El neutrón. Nuevos experimentos guiados por consideraciones energéticas, demostraron que se trataba de una nueva partícula de masa 1, 00897 y sin carga eléctrica, a la que se dio el nombre de neutrón. ... un nucleo inestable que contiene un exceso de neutrones puede estabilizarse convirtiendo un neutrón en un protón y emitiendo una partícula β . Pag 70
MCVF68	8-demostrada la existencia de los electrones en la descarga de la electricidad a través de los gases, en el efecto fotoeléctrico y en la emisión termoiónica, todo sugirió que el electrón es uno de los bloques de construcción con los que los átomos están edificados. Thomson sugirió que la electricidad positiva del de un átomo está distribuida uniformemente por toda una esfera que tiene el mismo radio que el átomo (aproximadamente 1 Anstrong) Dentro de esta esfera propuso que había un numero de electrones que estaban embutidos como las ciruelas en un budín. Los fotones de la luz, los choques con otros átomos podían expulsar un electrón de tal átomo. Pág 71
MCVF68	9- En 1911 Rutherford lanzó partículas alfa cargadas positivamente, procedentes de sustancias radioactivas, sobre finas hojas metálicas y observó cómo eran desviadas o dispersadas aquellas partículas. Pag 71
MCVF68	12- Modelo atómico de Rutherford. Pag 71
MCVF68	19- Los electrones que tienen el mismo valor de n constituyen un grupo (un piso), o nivel energético definido, que se designa por las letras K, L, M, N, O, P, Q... para los valores de n iguales a 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7... Estos electrones se reparten en n subgrupos (subpiso) o subniveles energéticos, según el distinto valor de l.
MCVF68	20- El estudio de los potenciales de ionización y volumen atómicos inducen a pensar que dichas agrupaciones (llamadas niveles o capas) están completas cuando el número total de electrones es 2, 10, 18, 36, etc... Los números 2, 8, 18 y 32 que son los números máximos de electrones que pueden tener los respectivos niveles K, L, M, N, son iguales a $2n^2$, siendo $n = 1, 2, 3, 4,$

	respectivamente.
MCVF68	21-Los electrones que tienen el mismo valor de n constituyen un grupo (un piso), o nivel energético definido, que se designa por las letras K, L, M, N, O, P, Q...
MCVF68	22- Cada nivel consta de dos o más subniveles que del interior al exterior se designan con las letras s, p, d, f.
MCVF68	29-Sommerfeld, en 1915, se fija en que las fuerzas que actúan sobre el electrón que gira en torno del núcleo, tiene expresión parecida a la de las que aparecen en el movimiento de los astros, y que las órbitas electrónicas habrían de ser, por tanto, elípticas y no circulares. Dice que además de las órbitas circulares puede haber también elípticas con el núcleo de uno de los focos; que las velocidades de los electrones varían según su distancia del núcleo, dentro de una misma órbita, y que éstas no son todas las posibles mecánicamente, sino sólo algunas determinadas por cálculos cuánticos.
MCVF68	30-El movimiento de un cuerpo alrededor de otro, por el que es atraído por una fuerza inversamente proporcional al cuadrado de la distancia, da una trayectoria elíptica.
MCVF68	31- n, l, m, s. Pág 110.
MCVF68	32-Pauli estableció en 1925, el principio o postulado siguiente: En un átomo cualquiera no puede existir dos electrones cuyos cuatro números cuánticos tengan respectivamente los mismos valores, es decir, dos electrones del mismo átomo no pueden tener el mismo estado cuántico.

1968 a. 35 ítems encontrados.

Guillen Monzonis, Claudio y Narciso Campillo, Claudio. *Química, curso preuniversitario*. Editorial Marfil, S. A, Madrid. 1968.

GMCNC68	2- Cuando se hace pasar una corriente eléctrica por el seno de un gas a presión muy baja, en un tubo de Crookes, se produce un flujo de partículas eléctricas denominadas rayos catódicos. Los rayos catódicos son realmente haces de electrones y sus características son independientes tanto del material que constituye los electrodos como el gas residual contenido en el tubo de descarga. Pág 84.
GMCNC68	3-Posteriormente Millikan ideó un dispositivo mediante el cual expuso unas gotitas de aceite a la acción de rayos X con lo que se cargan negativamente. Suspendidas entre placas cargadas y en posición horizontal, midió la velocidad de desplazamiento hacia la placa positiva como función de la carga entre las placas. La información obtenida de este modo le permitió medir directamente la carga del electrón y a partir de ella estimar su masa. Pág 85.
GMCNC68	4- Otro fenómeno observado en los tubos de descarga, que ha sido de importancia fundamental para interpretar la naturaleza eléctrica del átomo, es la producción de los llamados rayos canales cuando en el cátodo

	perforado. Estos rayos circulan en sentido opuesto a los catódicos y se componen de partículas cargadas positivamente. Pág 87.
GMCNC68	<p>5-El neutrón libre tiene una vida corta, de unos minutos, desintegrándose espontáneamente según la ecuación;</p> ${}^1_0n \quad \text{-----}> \quad {}^1_1p \quad + \quad e^- \quad + \quad \bar{\nu}$ <p>El descubrimiento del neutrón por Chadwick y toda la experiencia posterior, ha permitido formar un modelo nuclear integrado por protones y neutrones, con exclusión de las demás partículas elementales. Pág 88.</p> <p>El electrón emitido procede del cambio neutrón = protón + electrón. Pág 93.</p>
GMCNC68	6-Electrón, positrón, protón, neutrón, neutrino. Pág 86.
GMCNC68	9-Posteriormente se descubrió que las partículas α pasan a través de una hoja delgada de metal. En esta experiencia se observó lo siguiente: Que la materia es permeable a las partículas α , lo que indica que la estructura del átomo está en gran parte vacía. Pág 89.
GMCNC68	10-Un espectro discontinuo puede estar constituido por una serie de líneas o rayas aisladas o también hallarse éstas tan íntimamente agrupadas que aparecen como bandas o zonas más o menos anchas. La energía adquirida hace que el electrón se desplace también en forma discontinua, es decir, por pasos o niveles. Pág 97.
GMCNC68	11-Lyman, Balmer, paschen, Brackett y Pfund. Pág 98.
GMCNC68	12- El modelo atómico de Rutherford consta de una parte central, el núcleo, dotada de carga positiva y de tamaño muy pequeño y de un conjunto de electrones distribuidos en torno suyo, en número igual al de cargas positivas del núcleo. Así el átomo resulta eléctricamente neutro. Pág 90.
GMCNC68	13-En 1904, Nagoaka demostró que matemáticamente que un átomo nuclear constituido sobre el principio del planeta Saturno sería estable, en el supuesto de que la atracción ejercida por el núcleo fuese grande y que los electrones se movieran velozmente alrededor del núcleo. Pág 89.
GMCNC68	14- Bohr, Para que la órbita sea estable, ambas fuerzas deberán ser iguales y de sentido contrario por lo que tendremos; $mv^2/r = Ze^2/r^2$ Pág 96.
GMCNC68	15- En 1913, Bohr propuso su teoría del átomo de hidrógeno, que podemos resumir en los siguientes postulados. Pág 95.
GMCNC68	16- Sólo son permitidas un número limitado de órbitas o “estados estacionarios” y el electrón mientras permanece en ellas, mantiene constante su energía. Estas ideas son contrarias a las leyes de la electrodinámica clásica. Pág 95.
GMCNC68	18- El electrón describe órbitas circulares alrededor del núcleo atómico central. La imagen que dio Bohr del átomo de hidrógeno lo presenta como un sistema constituido por un solo electrón con carga e que gira siguiendo

	una órbita circular de radio r alrededor de un núcleo de carga Ze . Pág 95-96.
GMCNC68	19-Los electrones de cada nivel principal de energía pueden distribuirse entre un número n de niveles subsidiarios o subniveles. Pág 107.
GMCNC68	20- De forma análoga puede deducirse que los números máximos de electrones en los niveles principales son 8, 18, 32, etc., o sea $2n^2$. Pág 111.
GMCNC68	21-Por lo que habitualmente se habla de niveles de energía del átomo. Los distintos niveles se designan por las letras K, L, M, N, etc. Pág 99.
GMCNC68	22- Los orbitales s poseen todos una simetría esférica. Los orbitales p son todas aquellas funciones para las que $l = 1$. las funciones d son más complejas. Pág 108.
GMCNC68	23- Bohr propuso la hipótesis de que los electrones ocupan normalmente en el átomo unos niveles de energía definidos y mientras permanecen en estos ni emiten ni irradian energía. Sólo son permitidas un número limitado de órbitas o “estados estacionarios” y el electrón mientras permanece en ellas, mantiene constante su energía. Es también la energía del sistema por lo que habitualmente se habla de niveles de energía del átomo. Pág 98.
GMCNC68	24- Sólo son permitidas un número limitado de órbitas o “estados estacionarios” y el electrón mientras permanece en ellas, mantiene constante su energía. Pág 95.
GMCNC68	26-Únicamente cuando el electrón pasa de una órbita a otra se produce absorción o emisión de energía, generalmente en forma de radiación. La energía de esta radiación es igual a la diferencia entre las energías que el electrón tiene en el estado inicial E_2 y el final E_1 , cuya frecuencia γ viene dada por la relación: $E_2 - E_1 = h\gamma$. Pág 95.
GMCNC68	28-Bohr introdujo en su teoría el concepto de cuantización, diciendo que los electrones tienen momentos angulares para los que sólo se permiten valores que son múltiplos enteros de $h/2\pi$; Esto quiere decir que el momento angular está cuantizado y las órbitas permitidas de Bohr vendrán determinadas por la relación; $mvr = n h/2\pi$. Pág 96.
GMCNC68	29- Bohr y Sommerfeld estudiaron la dinámica de las órbitas elípticas y concluyeron que para caracterizar a los estados estacionarios se necesitan dos números entero. Pág 106.
GMCNC68	30- ...la dinámica de las órbitas elípticas. Pág 106.
GMCNC68	32- No es posible que dos electrones de un mismo átomo tengan conjuntos idénticos para sus cuatro números cuánticos. Pág 110.
GMCNC68	34- En 1900, Planck llegó a la importante conclusión de que los cuerpos no pueden emitir o absorber energía radiante de forma continua sino sólo en cantidades definidas que son múltiplos de algún factor fundamental, la frecuencia. Así la energía radiante debe imaginarse como esencialmente discontinua y constituida por un número definido de elementos a los que Planck llamó cuantos. De acuerdo con Planck, la energía de un cuanto

	puede calcularse por la ecuación. $E=h\gamma$. Pág 94.
GMCNC68	36- Einstein interpretó el efecto fotoeléctrico aplicando la teoría cuántica. La radiación se propaga a través del espacio en cantidades definidas o “paquetes” de luz, llamados fotones. La energía de cada fotón o cuanto elemental de luz viene dado por la expresión $h\gamma$. El resultado se refleja en la expresión de la ley fotoeléctrica de Einstein; $\frac{1}{2}mv^2=h(\gamma-\gamma_0)$. // Así, la intensidad de la luz, o sea, la densidad de fotones en una región dada, se puede calcular utilizando la ecuación de onda correspondiente a dicha λ con la interpretación de que el cuadrado de la amplitud de la onda en cada punto es proporcional a la densidad de fotones, o dicho con otras palabras, a la probabilidad de encontrar a un fotón en un lugar dado. Pág 102.
GMCNC68	37-Ya hemos indicado cómo se expresa la masa en U.M.A. también suele expresarse por su equivalencia en energía, dada por la ecuación de Einstein; $E=mc^2$. Pág. 91.
GMCNC68	39- Se puede demostrar matemáticamente que una partícula que se mueve puede asociarse con un movimiento ondulatorio y que la velocidad de dicha partícula, o más correctamente el momento, es inversamente proporcional a la longitud de onda del movimiento ondulatorio representativo. Esta ley se expresa mediante la ecuación de de Broglie (1925); momento = $p = h/\lambda$ Pág 101-102
GMCNC68	40-Schrödinger (1926) desarrolló una ecuación de onda para el electrón y aunó la teoría clásica de las ondas con el principio de De Broglie: las soluciones de dicha ecuación dieron la forma matemática a las funciones de probabilidad y verdadero significado dinámicos a las constantes enteras de la fórmula de Ritz-Rydberg que habían sido introducidas por Bohr en forma de postulado. Pág 105.
GMCNC68	41- Por lo tanto, el electrón no podrá ser observado en un estado no perturbado. Esto nos lleva directamente a la conclusión de que los electrones en los átomos no pueden vincularse a un determinado punto o una región finita, bien definida del espacio. Cuando se supone que se difracta un solo electrón, surge inmediatamente el principio de indeterminación al interpretar el resultado de la experiencia. El principio de incertidumbre establece que si se trata de medir la energía del electrón en un instante dado, las condiciones necesarias para medir exactamente el tiempo son las que producen la máxima dificultad para medir con exactitud su energía y viceversa. Cúmplese $\Delta E \cdot \Delta t \sim \Delta h$. El principio de indeterminación de Heisenberg establece que las medidas precisas en la posición y la velocidad de un electrón no pueden llevarse a cabo simultáneamente.
GMCNC68	42- Sin embargo podemos representarnos el átomo mediante el modelo de la nube electrónica. En la mecánica ondulatoria del electrón ϕ^2 , significa la densidad de carga y la probabilidad de encontrar al electrón en un punto

	<p>dato. Representa un corte de dicha nube electrónica; la carga se concentra junto al núcleo y la probabilidad de encontrar al electrón a gran distancia es pequeña pero no nula. // para definir completamente una orbital atómica necesitaremos tres números cuánticos: n, l y m, que nos indican, respectivamente, el tamaño, la forma y la orientación de la orbital.</p>
GMCNC68	<p>43- Estos cuatro electrones mezclan sus energías y al hibridarse en la forma sp^3 adquieren un mismo carácter.</p>
GMCNC68	<p>44-esta nueva magnitud se deriva de la rotación del electrón sobre su propio eje y a ella se deben las propiedades magnéticas de la materia. La característica del spin está relacionada con la propiedad del momento angular que poseen todos los cuerpos en el espacio: el Sol, la Tierra, y las partículas atómicas. Por simplicidad podemos pensar que estos cuerpos están dotados de un movimiento de rotación. En virtud de las leyes que rigen la mecánica cuántica, el spin de cualquier partícula o conjunto de partículas esta cuantizado; esto quiere decir que el spin tomara valores que son múltiplos enteros o semienteros de $h/2\pi$</p>
GMCNC68	<p>45- El principio de máxima multiplicidad de Hund, en virtud del cual, cuando los electrones penetran en un subnivel de valores dados de n y l, las orbitales disponibles serán ocupadas por un solo electrón en tanto en cuanto queden orbitales completamente vacías en él y sólo después que todas las orbitales estén a la mitad de su capacidad se iniciará el apareamiento de los electrones.</p>

1969 a. 31 ítems citados.

Valls Francisco, Ascacibar Javier, Marcos Constantino, Química, curso preuniversitario, Ediciones S.M., Madrid, 1969.

VFAJ69	<p>2-Por tanto podemos concluir: los rayos catódicos son partículas cargadas negativamente y constituyentes de la materia. A estas partículas se les dio el nombre de electrones. Pág. 26.</p>
VFAJ69	<p>3-El aparato de Millikan para medir la carga del electrón se representa esquemáticamente en la figura 2.9. Pág. 29.</p>
VFAJ69	<p>4-Los rayos positivos en el hidrógeno están constituidos por átomos de este elemento que han perdido un electrón y se denominan protones. Pág. 28.</p>
VFAJ69	<p>5-Chadwick demostró que esta supuesta radiación estaba constituida por partículas neutras de masa muy próxima a la del protón. Por carecer de carga les llamó neutrones. Pág. 29.</p>
VFAJ69	<p>8-Con anterioridad (1888) Thomson había expuesto la idea del átomo como una esfera de electricidad positiva uniformemente distribuida en cuyo interior los electrones negativos están embutidos como “pasas en un pastel”. Pág. 31.</p>
VFAJ69	<p>9-El hecho de que algunas partículas alfa con una masa y una carga considerables y una gran velocidad no llegasen a traspasar la fina lámina metálica y rebotasen en ella era, según expresión de Rutherford, “tan increíble</p>

	como si habiendo lanzado un obus contra un papel de seda fuese devuelto contra nosotros. “ Pág. 31.
VFAJ69	10-Estos espectros de rayas brillantes se llaman espectros de emisión. Pág. 36.
VFAJ69	12-esta idea, pero más desarrollada, la expuso Rutherford en 1911 como consecuencia de las experiencias y observaciones que a continuación describiremos. Pág. 31.
VFAJ69	13-En 1904, el japonés Nagaoka lanzó por primera vez la idea de un núcleo central rodeado de electrones. Pág. 31. En el átomo existe una parte central y pequeña llamado núcleo en donde está concentrada toda la carga positiva. También está ahí concentrada la masa del átomo menos la de los electrones. Pág. 32. Hay que abandonar por lo tanto la idea de un electrón en torno al núcleo describiendo una trayectoria definida igual que la Tierra en torno al Sol. Pág. 44.
VFAJ69	14-Los electrones giran en torno del núcleo describiendo órbitas circulares. De ese modo su fuerza centrífuga debida a la rotación, neutraliza la atracción que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 32.
VFAJ69	15-Esta contradicción la resolvió Bohr basado en la teoría de los cuantos de Planck. Pág. 40.
VFAJ69	16- Es sabido que una carga eléctrica en movimiento acelerado origina un campo electromagnético variable y, por tanto, se propaga una onda electromagnética con la consiguiente emisión de energía. Este es el caso del electrón, que por describir una trayectoria curvilínea tiene aceleración. En estas condiciones el electrón irá perdiendo energía poco a poco y, por tanto, se acercará cada vez más al núcleo, siguiendo una trayectoria en espiral, cosa que en la realidad no sucede. Pág. 33.
VFAJ69	17-Según Maxwell, una carga eléctrica con movimiento acelerado, origina un campo electromagnético variable y por tanto, se propaga una onda electromagnética variable con la consiguiente emisión de energía. Pág. 40.
VFAJ69	18- Los electrones giran en torno del núcleo describiendo órbitas circulares. Pág. 32.
VFAJ69	19-Dentro de cada nivel los orbitales correspondientes a cada subnivel difieren en un poco de energía. Pág. 46.
VFAJ69	20-Observese que según esta distribución, el número máximo de electrones en cada nivel, viene dado por la fórmula $2n^2$, siendo n el número de nivel. Nótese también que cada orbital alberga como máximo dos electrones. Pág. 48.
VFAJ69	21- Los diferentes niveles de energía en los que puede estacionarse un electrón se llaman niveles de energía. Se representan con los números enteros 1, 2, 3, etc., o las letras K, L, M,... en orden de mayor proximidad a lejanía del núcleo. Pág. 42
VFAJ69	22- Cada subnivel se representa por la letra s, p, d, f precedida del número 1, 2, 3, 4... según el nivel al que pertenecen. Pág. 46.
VFAJ69	23-Los diferentes niveles de energía en los que puede estacionarse un electrón

	se llaman niveles de energía. Se representan con los números enteros 1, 2, 3, etc., o las letras K, L, M,... en orden de mayor proximidad a lejanía del núcleo. Pág. 42.
VFAJ69	24-Entre las infinitas órbitas posibles para un electrón, en un átomo neutro en condiciones ordinarias, aquel gira con velocidad constante en órbitas circulares estacionarias, caracterizadas porque el electrón que las describe no emite radiación alguna. Pág. 41.
VFAJ69	26-La energía se emite solamente cuando un electrón salta de una órbita más lejana a otra más próxima al núcleo, y la energía radiada es la diferencia entre las energías que poseen los electrones en estas dos órbitas estacionarias, viniendo dada por la siguiente relación, llamada relación de frecuencias de Bohr. $h f = E_2 - E_1$. Pág. 41.
VFAJ69	28-Las órbitas circulares que el electrón sólo puede ocupar son aquellas para las cuales se verifica: $m \cdot v \cdot r = nh/2\pi$. Pág. 42.
VFAJ69	31-n, l, m, s. Pág. 46.
VFAJ69	32- En un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones cuyos cuatro números cuánticos tengan los mismos valores. Pág. 47.
VFAJ69	34-Fue el alemán Max Planck quien, abandonando la teoría de Maxwell, estableció la emisión y absorción de energía en porciones separadas, muy pequeñas pero perfectamente definidas. Cada porción de energía se llama cuanto de energía o fotón. La cantidad de energía contenida en un cuanto viene dada por la expresión: $E = h f = hc/\lambda$ Pág. 41.
VFAJ69	36- Cada porción de energía se llama cuanto de energía o fotón. La cantidad de energía contenida en un cuanto viene dada por la expresión: $E = h f = hc/\lambda$ Pág. 41.
VFAJ69	39-Algunos años después de presentar Bohr su modelo atómico, el francés Luis de Broglie sugirió la idea de que también el electrón, hasta entonces considerado sólo como una partícula, debía tener propiedades de onda. Pág. 44.
VFAJ69	41-Admitida la naturaleza ondulatoria del electrón es imposible determinar simultáneamente, según la mecánica ondulatoria, su posición y su velocidad de forma exacta. Hay que abandonar por lo tanto la idea de un electrón en torno al núcleo describiendo una trayectoria definida igual que la Tierra en torno al Sol. Pág. 44.
VFAJ69	42- Admitida la naturaleza ondulatoria del electrón es imposible determinar simultáneamente, según la mecánica ondulatoria, su posición y su velocidad de forma exacta. Hay que abandonar por lo tanto la idea de un electrón en torno al núcleo describiendo una trayectoria definida igual que la Tierra en torno al Sol. Pág. 44. La situación del electrón viene ahora indicada en términos de probabilidades, es decir, se indica un espacio orbital en el cual existe la máxima probabilidad de que se encuentre el electrón considerado. Pág. 44. Las ecuaciones matemáticas de la mecánica ondulatoria indican que

	cada orbital electrónico posible de un átomo, puede ser descrito por cuatro números, llamados números cuánticos. Pág. 44.
VFAJ69	43-la combinación de dos o más orbitales del mismo nivel de energía pero diferente subnivel, originando orbitales nuevos de igual energía. Pág. 70.
VFAJ69	44-...llevaron a la conclusión de que los electrones tienen un movimiento de giro sobre sí mismos (como el movimiento de rotación de la Tierra) y que éste se verifica en el sentido de las agujas del reloj y en sentido contrario. Pág. 46.

1972 a. 16 ítems citados.

Gordo Blanco, Carlos, *Química*, Depósito legal M – 24172 – 1972, Madrid, 1972.

GBC72	5-Neutrón.- Es la unidad elemental de masa y no posee carga. Pág. 2.
GBC72	12-El primer modelo atómico fue dado por Rutherford y su objeto... Pág. 4.
GBC72	13-En el átomo hay dos regiones totalmente diferenciadas llamadas corteza y núcleo. En el núcleo se encuentran los protones y los neutrones y en la corteza los electrones. Pág. 2. A su vez la corteza se divide en pisos llamados capas y a su vez las capas se dividen en otros pisos llamados subcapas o subniveles. A las capas también se les llama órbitas por ser las trayectorias que describen los electrones en su movimiento. Pág. 2. El modelo atómico de Rutherford que concebía al átomo como un sistema planetario fue admitido durante varios años hasta que los descubrimientos de Maxwell demostraron que toda carga eléctrica en movimiento emitía energía electromagnética. Pág. 5.
GBC72	14- El primer modelo atómico fue dado por Rutherford y su objeto, como ya se ha dicho, era explicar la distribución de las partículas atómicas en el interior del átomo, distribución que Rutherford concebía considerando que los neutrones y los protones se concentraban en el núcleo, mientras que los electrones giraban en las órbitas de la corteza compensándose la fuerza centrífuga que tiende a hacer salir al electrón de su órbita con la fuerza electrostática atractiva que ejercerían los protones del núcleo sobre él. Pág. 4.
GBC72	15-Para conciliar ambas teorías (modelo de Rutherford y descubrimientos de Maxwell), el físico danés Niels Bohr dio tres postulados. Pág. 5.
GBC72	16- El modelo atómico de Rutherford que concebía al átomo como un sistema planetario fue admitido durante varios años hasta que los descubrimientos de Maxwell demostraron que toda carga eléctrica en movimiento emitía energía electromagnética. Pág. 5
GBC72	17- El modelo atómico de Rutherford que concebía al átomo como un sistema planetario fue admitido durante varios años hasta que los descubrimientos de Maxwell demostraron que toda carga eléctrica en movimiento emitía energía electromagnética. Este descubrimiento destrozaba el modelo de Rutherford pues como el electrón es una partícula con carga eléctrica, al moverse en su órbita emitiría energía y por tanto la perdería con lo que experimentaría en consecuencia una disminución de velocidad. Debido a esto la fuerza centrífuga sería cada vez menor y ya no compensaría a la

	fuerza atractiva electrostática con lo que, al prevalecer la acción de esta, las orbitas circulares serían cada vez más reducidas y el electrón, describiendo una especie de espiral, acabaría cayendo sobre el núcleo destruyéndose así el modelo atómico propuesto. Pág. 5
GBC72	18- A las capas también se les llama órbitas por ser las trayectorias que describen los electrones en su movimiento. Pág. 2.
GBC72	19- A su vez la corteza se divide en pisos llamados capas y a su vez las capas se dividen en otros pisos llamados subcapas o subniveles. A las capas también se les llama órbitas por ser las trayectorias que describen los electrones en su movimiento. Pág. 2.
GBC72	20-El número máximo de electrones que contiene cada capa viene dado por la fórmula $N=2n^2$
GBC72	21-Las capas se designan con las letras K, L, M, N, O, P, Q, siendo la K la capa más cercana al núcleo y la Q la más lejana. Pág. 2.
GBC72	22- Según hemos dicho antes cada capa se divide en 4 subcapas o subniveles que se designan con las letras s, p, d, f, contadas a partir del núcleo. Pág. 3.
GBC72	24-El electrón cualquiera que sea su órbita no emite ni absorbe energía electromagnética (órbitas estacionarias).
GBC72	25- Al recibir una excitación energética el electrón salta de su órbita a otra de mayor energía pero al cesar la excitación vuelve a la órbita primitiva emitiendo una energía igual a la diferencia de las energías características de las dos capas.
GBC72	28- El producto de la cantidad de movimiento del electrón multiplicado por la longitud de la órbita descrita es un múltiplo del “Quanto” de acción de Planck. O sea: $m \cdot v \cdot 2\pi r = n \cdot h$. Pág. 6.
GBC72	33- El producto de la cantidad de movimiento del electrón multiplicado por la longitud de la órbita descrita es un múltiplo del “Quanto” de acción de Planck. O sea: $m \cdot v \cdot 2\pi r = n \cdot h$. Pág. 6.

1973 a. 30 ítems citados.

Fernández González, Manuel, *Introducción a la Química Superior I*, Ediciones Anaya, S. A. Madrid, 1973.

FGM73	2-Thomson descubrió así en 1897 el electrón, partícula constituyente de los llamados rayos catódicos. Pág. 24.
FGM73	4-Wien y más tarde Thomson, en 1906, identificaron el protón en los rayos canales o positivos cuando el tubo se había llenado previamente de hidrógeno. Pág. 24.
FGM73	5-Lo realizo Chadwick en 1932, identificando las partículas producidas al bombardear berilio con partículas α . Pág. 24.
FGM73	8-La primera hipótesis acerca de la estructura del átomo fue dada por Thomson poco después de descubrir el electrón. El átomo sería una esfera material de electricidad positiva dentro de la cual, como gránulos, se

	encontrarían los electrones negativos. Pág. 24-25.
FGM73	9- Rutherford llego a esta conclusión haciendo incidir partículas α sobre una delgada lámina metálica. Observo que algunas partículas sufrían desviaciones considerables, incluso podían emerger por el mismo lugar que entraban. Pág. 25.
FGM73	10-Fig 2-3.-fragmento del espectro del átomo de hidrógeno. Pág. 26.
FGM73	12-Un paso decisivo en el estudio de la estructura del átomo fue dado por Rutherford al descubrir que el átomo poseía un núcleo central. Pág. 25.
FGM73	13-La totalidad de la carga positiva se hallaba concentrada en él y los electrones giran a su alrededor como si fuera un sistema planetario en miniatura. Pág. 25. El atractivo modelo de Bohr-Sommerfeld que representa al átomo como un microsistema solar ha sido hoy día abandonado. Pág. 26.
FGM73	14-Bohr se apuntó un gran triunfo al conseguir explicar en 1913 el espectro del átomo de hidrógeno (el más sencillo de todos) Su mayor aportación consistió en aplicar al modelo de Rutherford la teoría cuántica de la radiación dada por Planck. Pág. 25.
FGM73	16-El modelo de Rutherford, no obstante, estaba en contradicción con las teorías electromagnéticas clásicas y además no explicaba el espectro de los gases continuo, formado por rayas a unas frecuencias características. Pág. 25.
FGM73	18-los electrones no pueden girar a cualquier distancia alrededor del átomo sino en ciertas órbitas solamente. Pág. 25.
FGM73	19- Persiste el concepto de nivel cuántico (o capa, según Bohr). Los orbitales dentro de un nivel cuántico no son todos iguales. Difieren en forma. Estos constituyen los subniveles dentro del nivel energético correspondiente. Pág.
FGM73	20-Del principio de exclusión de Pauli se deduce de inmediato que en el primer nivel pueden existir un máximo de 2 electrones, en el segundo, 8; en el tercero, 18; en el cuarto, 32, etc. Pág. 33.
FGM73	21-El electrón en estos niveles cuánticos o permitidos (corresponden a las antiguas capas K, L, M, etc., de la Teoría de Bohr)... Pág. 29.
FGM73	22- los distintos tipos de orbitales se designan por las letras s, p, d, f. Pág. 30.
FGM73	23-Persiste el concepto de nivel cuántico (o capa, según Bohr). Los orbitales dentro de un nivel cuántico no son todos iguales. Difieren en forma. Estos constituyen los subniveles dentro del nivel energético correspondiente. Pág. 27.
FGM73	26-Cuando un electrón salta de una órbita de mayor energía a otra (más cercana al núcleo), la diferencia de energía se emite en forma de radiación (fotón) de frecuencia determinada según la ecuación de Planck $E=h \cdot \nu$. Pág. 25.
FGM73	27.Cada nivel cuántico o de energía está dividido en un cierto número de subniveles, según los tipos diferentes de orbitales que contenga. Pág. 29.
FGM73	29-Sommerfeld (1916) consideró que las órbitas podían ser también elípticas.

	Pág. 26.
FGM73	30- Sommerfeld (1916) consideró que las órbitas podían ser también elípticas. Pág. 26.
FGM73	31- n, l, m, s. Pág. 32. Los números cuánticos introducidos arbitrariamente en el modelo anterior salen aquí de forma natural como únicos valores que hacen posible la resolución de las ecuaciones de la Mecánica Ondulatoria aplicadas al átomo. Pág. 26.
FGM73	32- Principio de exclusión de Pauli. Este principio afirma que en un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Pág. 33.
FGM73	36- Cuando un electrón salta de una órbita de mayor energía a otra (más cercana al núcleo), la diferencia de energía se emite en forma de radiación (fotón) de frecuencia determinada según la ecuación de Planck $E=h\cdot\nu$. Pág. 25.
FGM73	37- La diferencia entre ambas masas (inicial y final) se la llama defecto másico y ese defecto másico multiplicado por 931 nos da el valor de la energía liberada en Me V (megaelectrón – voltio). O sea es: Defecto másico= $M - m$; M = masa inicial y m = masa final. Pág. 14.
FGM73	39-Ya De Broglie en 1923 había propuesto que el electrón, y con él toda la materia, posee una naturaleza dual; puede comportarse como onda y como corpúsculo. Pág. 26.
FGM73	40- La Mecánica Cuántica u Ondulatoria, desarrollada entre 1925-1927 principalmente por Schrödinger, Heisenberg y Dirac, tiene su origen en la hipótesis de De Broglie y engloba el principio de Heisenberg e ideas cuánticas. Pág. 26.
FGM73	41-Heisenberg afirmó en 1926 que es imposible predecir simultáneamente con absoluta certeza donde se encuentra el electrón y como se está moviendo (Principio de incertidumbre) Pág. 26.
FGM73	42- Bohr se apuntó un gran triunfo al conseguir explicar en 1913 el espectro del átomo de hidrógeno (el más sencillo de todos) Su mayor aportación consistió en aplicar al modelo de Rutherford la teoría cuántica de la radiación dada por Planck. Pág. 25. La Mecánica Cuántica u Ondulatoria, desarrollada entre 1925-1927 principalmente por Schrödinger, Heisenberg y Dirac, tiene su origen en la hipótesis de De Broglie y engloba el principio de Heisenberg e ideas cuánticas. Pág. 26. El movimiento del electrón en un determinado nivel cuántico sólo puede predecirse como una probabilidad, mediante el complicado aparato matemático de la Mecánica Ondulatoria. Pág. 26. Desaparece el concepto de órbita, circular o elípticas, por la que se mueve el electrón y queda sustituido por el concepto de orbital, que es un cierto volumen dentro del cual existe la máxima probabilidad de encontrar al electrón. Pág. 27. Un orbital es un volumen del espacio por donde puede moverse un electrón (O más rigurosamente, donde existe la máxima

	probabilidad de encontrar al electrón). Pág. 30.
FGM73	43-Nos encontramos en la molécula de CH ₄ con orbitales híbridos. La forma de todos ellos es la de un orbital p que prácticamente ha perdido uno de sus lóbulos. Su orientación depende ya del tipo de hibridación. Los híbridos sp ³ demuestra la Mecánica Ondulatoria que se disponen tetraédricamente, resultando con esta geometría el CH ₄ . Pág. 66.
FGM73	44-Un cuarto número cuántico, s, que indica el sentido de giro del electrón sobre sí mismo. Pág. 31.
FGM73	45- Se sigue aquí el principio de Multiplicidad de Hund, que no sólo señala que los electrones ocupan el mismo tipo de orbitales tendiendo a que ninguno permanezca vacío, sino que además indica que los electrones desapareados se disponen con los espines paralelos. Pág. 63.

1975. Categorías 33.

Valls Francisco, Ascacibar Javier, Marcos Constantino, *Química, Curso de Orientación Universitaria*, Ediciones S.M., 1975, Madrid.

VFAJ75	2-Salen perpendicularmente al cátodo y se propagan en línea recta, ya que proyectan sobre la pared opuestas sombras francas de cualquier objeto colocado en su trayectoria. Pág. 29.
VFAJ75	3-El aparato de Millikan para medir la carga del electrón... Pág. 33.
VFAJ75	4-Los rayos positivos en el hidrógeno están constituidos por átomos de este elemento que han perdido un electrón y se denominan protones. Pág. 32.
VFAJ75	5-Chadwick demostró que esta supuesta radiación estaba constituida por partículas neutras de masa muy próximas a la del protón. Pág. 33.
VFAJ75	8- Con anterioridad (1898) Thompson había expuesto la idea del átomo como una esfera de electricidad positiva uniformemente distribuida en cuyo interior los electrones negativos están embutidos como “pasas en un pastel” Pág. 35.
VFAJ75	9-Según expresión de Rutherford, “tan increíble como si habiendo lanzado un obús contra un papel de seda fuese devuelto contra nosotros” Pág. 35.
VFAJ75	10-Si un haz de luz blanca muy estrecho pasa a través de un prisma de vidrio... Pág. 39.
VFAJ75	12- Experiencias de Rutherford. Pág. 35.
VFAJ75	13- Hay por tanto que abandonar la idea de un electrón describiendo una trayectoria definida igual que la Tierra en torno al Sol. Pág. 48.
VFAJ75	14-De este modo su fuerza centrífuga debida a la rotación, neutraliza la atracción que el núcleo ejerce sobre ellos. Pág. 36.
VFAJ75	15- Esta contradicción la resolvió Bohr basado en la teoría de los cuantos de Planck. Pág. 44.
VFAJ75	16-Este es el caso del electrón, que por describir una trayectoria curvilínea tiene aceleración. En estas condiciones el electrón ira, perdiendo energía poco a poco y, por tanto, se acercará cada vez más al núcleo, siguiendo una trayectoria en espiral, cosa que en la realidad no sucede. Pág. 37.

VFAJ75	17-Según Maxwell, una carga eléctrica con movimiento acelerado, origina un campo electromagnético y variable y por tanto, se propaga una onda electromagnética variable con la consiguiente variación de energía. Pág. 44.
VFAJ75	18-Los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. Pág. 36.
VFAJ75	19- Cada subnivel se representa por la letra s, p, d, f precedida del número 1, 2, 3, 4... según el nivel al que pertenezcan. Pág. 50.
VFAJ75	20-Siendo el número de electrones máximo en cada nivel, viene dado por la fórmula $2n^2$, siendo n el número de nivel. Pág. 52.
VFAJ75	21-El espectro de cada elemento consiste en varias líneas o grupos de líneas llamados series K, L, M, con una disposición siempre idéntica. Pág. 42. Se representan con los números enteros 1, 2, 3, etc., o las letras K, L, M,... en orden de mayor proximidad a lejanía del núcleo. Pág. 46.
VFAJ75	22- Cada subnivel se representa por la letra s, p, d, f precedida del número 1, 2, 3, 4... según el nivel al que pertenezcan. Pág. 50.
VFAJ75	23-Los diferentes niveles en los que pueden estacionarse un electrón se llaman niveles de energía. Pág. 46.
VFAJ75	24-Entre las infinitas órbitas posibles para un electrón, en un átomo neutro en condiciones ordinarias, aquel gira con velocidad constante en órbitas circulares estacionarias, caracterizadas porque el electrón que las describe, no emite radiación alguna. Pág. 45.
VFAJ75	26-... llamada relación de frecuencias de Bohr: $h \cdot f = E_2 - E_1$. Pág. 45.
VFAJ75	28-Las órbitas circulares que el electrón puede ocupar no sólo aquellas para las cuales se verifica: $m \cdot v \cdot r = n \frac{h}{2\pi}$ Pág.46.
VFAJ75	31-n, l, m, s Pág. 50.
VFAJ75	32- En un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones cuyos cuatro números cuánticos tengan los mismos valores. Pág. 51.
VFAJ75	34- la cantidad de energía contenida en un cuanto viene dada por la expresión: $E = h \cdot f = hc/\lambda$ Pág. 45.
VFAJ75	36-Cada porción de energía se llama cuanto de energía o fotón. Pág. 45.
VFAJ75	37-Siempre hay una variación de masa, la energía $E = \Delta m \cdot c^2$ debe ser absorbida o emitida. Pág. 262.
VFAJ75	39- El francés Luis de Broglie sugirió la idea de que también el electrón, hasta entonces sólo considerado como una partícula, debía tener propiedades de onda. Pág. 48.
VFAJ75	41- Admitida la naturaleza ondulatoria del electrón es imposible determinar su posición y su velocidad, según la mecánica ondulatoria. Pág. 48.
VFAJ75	42- Admitida la naturaleza ondulatoria del electrón es imposible determinar su posición y su velocidad, según la mecánica ondulatoria. Hay por tanto que abandonar la idea de un electrón describiendo una trayectoria definida igual que la Tierra en torno al Sol. Pág. 48. La situación del electrón viene ahora indicada en términos de probabilidad, es decir, se indica un espacio orbital en

	el cual existe la máxima probabilidad de que se encuentre el electrón considerado. Pág. 48.
VFAJ75	43-el carbono se une solamente por enlaces sigma, adopta la hibridación sp ³ , en la que los cuatro orbitales híbridos están orientados hacia los cuatro vértices de un tetraedro regular. Pág. 268.
VFAJ75	44-...llevaron a la conclusión de que los electrones tienen un movimiento de giro sobre sí mismos (como el movimiento de rotación de la Tierra) y que éste se verifica en el sentido de las agujas del reloj y en sentido contrario. Pág. 50.
VFAJ75	45- Obsérvese que al constituirse los orbitales p, primero se van ocupando todos con un electrón (principio de máxima multiplicidad de Hund)

1976. 38 ítems citados.

Martínez Lorenzo, Antonio y Garau Marqués, Sebastián, *Química COU, Plan de 1975*, Coeditan Editorial Bruño y Magisterio Español, Madrid, 1976.

MLAGM76	2- Cuando la presión interior de los tubos se hace inferior a 0,001 mm. De mercurio, observó Crookes que el vidrio se hacía fluorescente y atribuyo este hecho a la existencia de unos rayos llamados catódicos. Pág. 87.
MLAGM76	3- Ajustando convenientemente el potencial entre las placas del condensador se consigue equilibrar el peso de la gota (cargada eléctricamente o por rozamiento o por radiaciones electromagnéticas) con la fuerza debido al campo eléctrico. Pág. 91. Experimento de Millikan. Pág. 92.
MLAGM76	4-Si se perfora el cátodo de un tubo de rayos catódicos con unos pequeños orificios o rendijas, quedando detrás de él un espacio libre, algunos de los iones positivos del gas producidos por el choque de los electrones pasan por los agujeros y prosiguen su marcha, dando origen a los rayos canales. Pág. 88.
MLAGM76	5-En 1932, Chadwick identificó una partícula de masa parecida a la del protón, pero sin carga eléctrica, a la que denominó neutrón, obtenida al bombardear berilio con partículas α . Pág. 91.
MLAGM76	6- Positrón, mesones mu y pi, el neutrino y el antineutrino. Pág. 94.
MLAGM76	8-para Thomson, la carga positiva del átomo se distribuye uniformemente como una esfera, llevando embutidos en ella los electrones, de un modo u otro, según la naturaleza de los elementos. Pág. 93.
MLAGM76	9-Para ello bombardeó con partículas α provenientes de sustancias radioactivas unas láminas delgadas de diferentes metales... Pág. 93.
MLAGM76	10- Espectros atómicos. Pág. 103.
MLAGM76	11-Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund. Pág. 108.
MLAGM76	12- Estructura del átomo, según Rutherford. Pág. 93.
MLAGM76	13- Para explicar por qué los electrones no caen sobre el núcleo al ser atraídos por la carga positiva, supuso Rutherford que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares (de modo análogo a

	como los planetas giran en torno al Sol) compensando la fuerza atractiva con la fuerza centrífuga adquirida por los electrones en el giro. Pág. 93.
MLAGM76	14- Para explicar por qué los electrones no caen sobre el núcleo al ser atraídos por la carga positiva, supuso Rutherford que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares (de modo análogo a como los planetas giran en torno al Sol) compensando la fuerza atractiva con la fuerza centrífuga adquirida por los electrones en el giro. Pág. 93.
MLAGM76	15-Postulados de Bohr y estructura del átomo de hidrógeno. Pág. 105.
MLAGM76	16-Se sabía por la teoría de la electricidad que siempre que una partícula cargada gira constantemente alrededor de otra está perdiendo energía de continuo. Pág. 105.
MLAGM76	18- supuso Rutherford que los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. Pág. 93.
MLAGM76	19- ..., son en realidad, dobles, triples o múltiples y a cada una de esas órbitas corresponde una energía, por lo que se debe hablar de subniveles energéticos dentro de cada nivel energético principal. Pág. 114.
MLAGM76	20-Según este cálculo se demuestra que el número de electrones que caben en cada nivel de energía es $2n^2$, siendo n el número cuántico principal. Pág. 116.
MLAGM76	21-Los espectros característicos de los elementos dan tres series de líneas llamadas K, L, M, de las cuales K es la de menor longitud de onda. Pág. 95.
MLAGM76	22-El número cuántico principal n se representa simplemente por su valor, pero el orbital o azimutal l se le designa por las letras s, p, d y f, según que tome los valores 0, 1, 2, 3, ..., respectivamente. Pág. 111.
MLAGM76	23- ..., son en realidad, dobles, triples o múltiples y a cada una de esas órbitas corresponde una energía, por lo que se debe hablar de subniveles energéticos dentro de cada nivel energético principal. Pág. 114.
MLAGM76	24-Primer postulado: En el dominio atómico se puede admitir que un electrón se mueve en una órbita circular sin emitir energía. Pág. 105.
MLAGM76	26-Segundo postulado; la energía liberada al saltar el electrón de una órbita activada a otra inferior de menor o nula activación es igual a la diferencia de energía entre los estados activado y primitivo. $E_2 - E_1 = h \cdot \gamma$ Pág. 106.
MLAGM76	28-Tercer postulado; sólo son posibles aquellas órbitas en las cuales se cumple que el producto del impulso del electrón por la longitud de la órbita que describe es un múltiplo entero de h. $m \cdot v \times 2 \pi r = nh$. Pág. 106.
MLAGM76	29-Sommerfeld completó la teoría de Bohr diciendo que el movimiento de los electrones entorno del núcleo debía seguir trayectorias elípticas, porque dicho movimiento está engendrado por una fuerza constante inversamente proporcional al cuadrado de la distancia. Pág. 111.
MLAGM76	30-por tanto, en cada nivel energético existe la posibilidad de diferentes

	órbitas circulares o elípticas de más o menos excentricidad cuyo eje mayor es el mismo para todas, pero el menos depende del valor de l . Pág. 111
MLAGM76	31- n, l, m, s . Pág. 111.
MLAGM76	32-No pueden existir dos electrones en el mismo átomo con los cuatro números cuánticos iguales. Pág. 115.
MLAGM76	34-La energía no puede ser absorbida ni emitida de forma continua, sino en cantidades pequeñas y determinadas, que son múltiplos de una unidad fundamental que llamo cuanto y que corresponde a la menor cantidad posible de energía. $E=h\cdot\gamma$ Pág. 104.
MLAGM76	36-Los cuantos de energía reciben hoy en día el nombre de fotones. Pág. 104.
MLAGM76	37-Por otra parte, de la ecuación de Einstein, $E =m\cdot c^2$ Pág. 110.
MLAGM76	39-Louis de Broglie sugirió la idea de que el electrón era una partícula en movimiento que lleva asociada una onda, cuya longitud está relacionada con la velocidad y la masa del electrón por la igualdad. $\lambda=h/mv$. Pág. 109.
MLAGM76	40-Como en la teoría de Bohr, admite también Schrödinger que el átomo no sólo puede tomar ciertas energías discontinuas, pudiendo asignar a los distintos niveles energéticos los números 1, 2, 3, 4..., que reciben el nombre de números cuánticos. Pág. 112.
MLAGM76	41-El principio de indeterminación de Heisenberg (1924) “es imposible conocer exactamente y al mismo tiempo la velocidad y la posición de un electrón aislado” Pág. 111.
MLAGM76	42-De aquí que hoy se hable del electrón como de una nube de carga negativa que se extiende ocupando una región en torno al núcleo, relativamente grande y no tanto como de una partícula. Dicha nube es densa, espesa, en las regiones del espacio en las que se dé elevada probabilidad de encontrarse el electrón y más tenue y difusa en las de poca probabilidad. Pág. 110. Existen, sin embargo, ciertas regiones bastante bien definidas alrededor del núcleo donde es más probable encontrar el electrón: estas regiones reciben el nombre de orbitales. Pág. 112.
MLAGM76	43-Los cuatro electrones mezclan ahora sus energías y llegan a tener el mismo carácter por un proceso llamado de hibridación. Así, cuando el carbono se une con el hidrógeno, pueden formarse cuatro orbitales híbridos sp^3 . Pág. 268.
MLAGM76	44-Finalmente se admite un cuarto número cuántico s , llamado spin, para explicar el desdoblamiento de las líneas del efecto Zeeman, debido a que el electrón posee, además del movimiento de traslación, un movimiento de rotación sobre su eje que puede hacer en dos sentidos. Pág. 111.
MLAGM76	44-Finalmente se admite un cuarto número cuántico s , llamado spin, para explicar el desdoblamiento de las líneas del efecto Zeeman, debido a que el electrón posee, además del movimiento de traslación, un movimiento de rotación sobre su eje que puede hacer en dos sentidos. Pág. 111.

MLAGM76	45- Los electrones se distribuyen en los orbitales, de tal modo que el desapareamiento sea máximo (Hund)
---------	--

1977 a. 38 ítems citados.

Cañadas Cruz, Miguel, Avidad Castañeda, Ramiro, *Química, Curso de Orientación Universitaria*, Sociedad General Española de Librería, S.A., Madrid, 1977.

CCMA77	2-La superficie del cátodo presenta una luminosidad especial llamada brillo catódico. Pág. 26.
CCMA77	4-En 1886, Golstein observó que si se empleaba un cátodo agujereado se podía comprobar la presencia de una radiación dirigida en sentido contrario a los rayos catódicos y de carga positiva. Pág. 27.
CCMA77	5-Chadwick identificó, en 1932, una partícula de masa parecida a la del protón, pero sin carga eléctrica, a la que denominó neutrón. Pág. 28.
CCMA77	6-Positrón, neutrino, mesones, el negatón. Pág. 25.
CCMA77	9-Las partículas que al atravesar la lámina se desvían un ángulo Q caen en una pantalla fluorescente... Pág. 30.
CCMA77	10-Cuando los elementos químicos o sus compuestos se calientan a la llama o mediante un arco eléctrico, emite energía en forma de luz. Pág. 30.
CCMA77	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág. 32.
CCMA77	12-...según la teoría nuclear de Rutheford, el átomo está constituido por un núcleo central en el que reside la casi totalidad de la masa del átomo... Pág. 32.
CCMA77	13- Esta idea de un minúsculo sistema planetario para el átomo, tan sugestiva, fue inmediatamente aceptada, pero, no obstante, no podía ser totalmente correcta, ya que dicho sistema, paradójicamente, no podía ser estable. Pág. 32.
CCMA77	14- Para explicar el hecho de que los electrones no caen sobre el núcleo como resultado de la atracción electrostática, se supuso que deben girar en rápido movimiento alrededor del núcleo para que la fuerza centrífuga originada compense exactamente la fuerza atractiva. Pág. 32.
CCMA77	15-Borh estableció su modelo atómico utilizando las ideas de Planck para explicar la distribución de la energía radiante emitida por un cuerpo a una temperatura elevada. Pág. 33.
CCMA77	16-La teoría electromagnética de la luz muestra que una carga eléctrica acelerada emite energía radiante en forma de ondas constituidas por un campo eléctrico y una magnético mutuamente perpendiculares... Pág. 32.
CCMA77	18-... pero no tuvo más remedio que dar un rodeo a este inconveniente y aceptar las órbitas circulares, ya que la teoría de los cuantos de Planck no era aplicable a sistemas de más de una variable y la elipse presenta dos (sus ejes), mientras que la circunferencia sólo tiene una (el radio). Pág. 38.
CCMA77	19- Pero si en cada nivel hay varias órbitas, a cada una de ellas corresponde

	una energía y hemos de hablar de subniveles energéticos, cuyos valores serán muy parecidos entre sí para un mismo valor de n. Pág. 39. Estos electrones se reparten en subgrupos o subniveles energéticos, según el distinto valor de l. Pág. 40.
CCMA77	20- Grupos 2, 8, 18. Subgrupos 2; 2, 6; 2, 6, 10
CCMA77	21-Los electrones que tienen el mismo valor que n constituyen una envoltura o nivel energético (algunos autores le llaman grupo) definido que en la notación de rayos X se designa por las letras K, L, M, N, O, P, Q, ..., para valores de n iguales a 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, ... Pág. 40.
CCMA77	22- los subniveles s, p, d, f poseen 1, 3, 5 y 7 orbitales, respectivamente. Pág. 63.
CCMA77	23-Cada órbita fue considerada primero como un estado estacionario, pero como a cada órbita le corresponde una energía determinada, se toman hoy como niveles de energía del electrón o del átomo. Pág. 34.
CCMA77	24-Cualquiera que sea la órbita descrita por el electrón, éste no emite energía radiante. Pág. 34.
CCMA77	26- La energía liberada al caer el electrón de una órbita superior activada a otra, más cerca del núcleo, de menor o nula actividad, se emite en forma de una onda electromagnética elemental, un fotón, cuya frecuencia viene dada por la relación: $E_k - E_j = h \cdot \gamma$. Pág. 36.
CCMA77	28- Aunque se puede imaginar al electrón a cualquier distancia del núcleo, únicamente son posibles aquellas órbitas para las cuales el momento cinético del electrón es proporcional a $h/2\pi$ Pág. 34.
CCMA77	29 –Extensión se Sommerfeld, órbitas elípticas. Pág. 38.
CCMA77	30-...pues las órbitas electrónicas pueden ser elípticas. Pág. 38.
CCMA77	31- n, l, m, s. Pág. 42.
CCMA77	32- En un átomo cualquiera no pueden existir dos electrones con el mismo estado cuántico; esto es, el grupo de valores asignados a los cuatro números cuánticos debe ser diferente para los distintos electrones del átomo. Pág. 40. De acuerdo con esto y con el principio de exclusión de Pauli, en cada orbital podrá haber, como máximo, dos electrones, que tendrán spines opuestos. Pág. 46.
CCMA77	34- Las energías posibles del oscilador vienen dadas por la expresión: $e_n = n e$, siendo n un número entero y $e = h \cdot \gamma$... Pág. 34.
CCMA77	35-La ley de Stefan-Boltzmann dice que la energía radiante emitida en la unidad de tiempo y por unidad de superficie por el cuerpo negro (sustancia ideal, capaz de absorber todas las radiaciones que sobre ellas inciden)... Pág. 33.
CCMA77	36- ...sino que tiene carácter discontinuo, existiendo en forma de partículas discretas, denominadas cuantos de luz o fotones de energía igual a $h \cdot \gamma$. Pág. 34.

CCMA77	37-En, 1905, Einstein predijo que la materia y la energía son de la misma esencia y transformables la una en la otra. La ecuación que rige las relaciones entre energía y materia es; $E=mc^2$ Pág. 15.
CCMA77	38-Por razones que caen fuera de nuestro objeto, Sommerfeld, aplicando la teoría de la relatividad de Einstein, introdujo la ecuación del semieje menor un factor de corrección haciendo $l=k-1$ Pág. 38.
CCMA77	39-DeBroglie avanzó la hipótesis complementaria de que toda materia tenía propiedades de onda. Postulo que con toda partícula en movimiento se encuentra asociada una radiación cuya longitud de onda es $\lambda=h/mv$. Pág. 42.
CCMA77	40- Erwin Schrödinger presento, en 1926, la famosa ecuación de onda que lleva su nombre, mediante la cual se establece la relación entre la energía de un sistema y sus propiedades ondulatorias. Pág. 45.
CCMA77	41- Mediante su célebre principio de incertidumbre, que es imposible determinar simultáneamente y con absoluta exactitud la posición y la cantidad de movimiento del electrón. Pág. 43.
CCMA77	42- Puesto que la imagen de órbitas electrónicas no se ajusta exactamente a la realidad, para soslayar esta confusión mental se habla actualmente de orbitales. Pág. 41. Las hipótesis completamente relativas a la naturaleza ondulatoria de las partículas en movimiento y la naturaleza corpuscular de las ondas proporcionan los fundamentos para una teoría completamente nueva de la estructura electrónica de los átomos. Esta teoría se llama mecánica cuántica. Pág. 43. No se puede, por consiguiente, asignar un radio definido al átomo; al contrario, se caracteriza por una nube electrónica difusa que no tiene límites definidos. Por tanto, solamente se podrá hablar de posibilidad de encontrar al electrón en una posición determinada. Pág. 44.
CCMA77	43-Se comprueba también que los cuatro enlaces son equivalentes, lo que nos obliga a admitir la formación de cuatro orbitales híbridos sp^3 , equivalentes entre sí. Pág. 174.
CCMA77	44-Para explicarlo se supone que el electrón gira sobre sí mismo, lo que se conoce como spin electrónico. Pág. 40.
CCMA77	44-Para explicarlo se supone que el electrón gira sobre sí mismo, lo que se conoce como spin electrónico. Pág. 40.
CCMA77	45- este caso no es más que un ejemplo del principio de máxima multiplicidad, según el cual cuando se esta rellenando un nivel de valores dados en los átomos, la ordenación más estable es la que tiene el mayor número posible de electrones desapareados. Pág. 64.

1978 a. 32 ítems citados.

Enciso Eduardo, Fernández Abascal, José Luis, Martín Rosa, Martínez Mercedes, *Curso de Orientación Universitaria, Química*, Editorial Noguer, S.A. Madrid, 1978.

EEFA78	3-Millikan calculó en 1909 la masa del electrón. Pág. 37.
EEFA78	8-En este primer modelo los electrones se suponían embebidos en una esfera de carga positiva de forma análoga a como se incrusta la fruta en un pudding. Pág. 37.
EEFA78	9-Rapidamente fue desechado el modelo por las experiencias de Rutherford bombardeando láminas metálicas, Pág. 37.
EEFA78	10-El conjunto de las radiaciones absorbidas recibe el nombre de espectro de absorción y es característico de cada sustancia. Pág. 43.
EEFA78	11-Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág. 44.
EEFA78	12-Experimento de Rutherford. Pág. 38.
EEFA78	13-Con las diversas correcciones a la teoría de Bohr quedaba explicado el espectro del átomo de hidrógeno mediante un modelo atómico en el que el movimiento del electrón es análogo al planetario y definido por cuatro números cuánticos: n, l, ml, ms. Pág. 49.
EEFA78	14-Para solucionarlo pensó que los electrones giran alrededor del núcleo y es la fuerza centrífuga la que compensaría la atracción electrostática. Pág. 38.
EEFA78	15-Basadas en las experiencias citadas en el presente capítulo, Niels Bohr propuso en el año 1913 una teoría atómica capaz de explicar el espectro del átomo de hidrógeno en sus aspectos fundamentales. Pág. 44.
EEFA78	16-Sin embargo, el modelo tenía un grave defecto que lo hacía incompatible con la teoría electromagnética: según ésta, toda carga en movimiento emite radiación en forma de ondas perdiendo energía. Pág. 39.
EEFA78	18-Como la fuerza centrífuga depende del radio de la órbita descrita por el electrón, este radio estaría completamente determinado, siendo tanto más grande cuanto mayor sea la energía del electrón. Pág. 38.
EEFA78	19-El conjunto de estados diferentes con el mismo valor de n y l se le llama subcapa o subnivel. Pág. 59.
EEFA78	20- El número de orbitales diferentes para una capa dada puede demostrarse que es n^2 . N° estados en la capa; 2, 8, 18, 32. Pág. 61. De esta forma el número máximo de electrones que se pueden meter en una capa cuyo número cuántico principal es n coincide con el número de estados diferentes que como vimos es $2n^2$...
EEFA78	22- s, p, d, f, g, Pág. 60.
EEFA78	23-Representación de los niveles de energía del átomo de hidrógeno y los transitos electrónicos que originan cada línea del espectro. Pág. 47. El conjunto de los diferentes valores de los otros números cuánticos para un n dado recibe el nombre de capa o nivel electrónico. Pág. 59.
EEFA78	24-No hay emisión de energía mientras el electrón no cambie de órbita. Pág. 45.

EEFA78	26-Cuando un electrón pasa de un estado excitado al fundamental, o a otro de menor energía, tiene lugar una emisión de energía en forma de cuantos (y la absorción de fotones provoca el salto de electrones desde una órbita a otra de mayor energía) $E_m - E_n = h \cdot \gamma$ Pág. 46.
EEFA78	28-Sólo son posibles aquellas órbitas en las que el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$. Pág. 45.
EEFA78	29-Correcciones de Sommerfeld – Efecto Zeeman. Pág. 47.
EEFA78	30-Sommerfeld modificó el tratamiento de Bohr y supuso que – al igual que los planetas en movimiento gravitatorio- las órbitas descritas por el electrón en su movimiento eran elípticas. Pág. 47.
EEFA78	31-n, l, m, s. Pág. 60.
EEFA78	32- ...en un átomo no pueden existir dos electrones con sus números cuánticos iguales. Pág. 74.
EEFA78	34-Planck la obtuvo al explicar las radiaciones de los cuerpos a altas temperaturas para lo que tuvo que suponer que la luz se debe propagar en forma de cuantos, es decir, pueden existir paquetes de luz de energía muy pequeña, por lo que hasta entonces no se había descubierto esa forma de propagación. La energía de los cuantos depende de la frecuencia y viene dada por la ecuación: $E = h \cdot \gamma$. Pág. 41.
EEFA78	36-Las hipótesis de Planck sobre la luz sirvieron a Einstein para explicar el efecto fotoeléctrico. La energía de los cuantos, también conocidos con el nombre de fotones, al incidir sobre un metal... Pág. 41.
EEFA78	39-Louis de Broglie tuvo la genial intuición de proponer que los entes materiales pueden manifestarse también como ondas y dio la longitud de onda que los caracteriza $\lambda = h/p$ Pág. 50.
EEFA78	40-La complejidad del aparato matemático de la mecánica ondulatoria imposibilita la explicación del origen de la ecuación de Schrödinger que es la relación por la que se obtiene la función de onda del sistema. Pág. 57.
EEFA78	41-Este principio establece que es imposible determinar simultáneamente con exactitud el impulso lineal (cantidad de movimiento) y la posición de un cuerpo. Pág. 55.
EEFA78	42- Esta contradicción con una teoría perfectamente establecida no fue resuelta durante los años siguientes, a pesar de que se postularon modelos más avanzados, y solo encontró explicación con el advenimiento de la mecánica cuántica. Pág. 39. Como la probabilidad de encontrar el sistema en el punto definido por las coordenadas... Pág. 57. Por esta razón se habla de ψ^2 como densidad electrónica, nube de carga o nube de probabilidad. Pág. 58. Esta analogía en el papel que representan las nubes de carga es la causa por la que la nube de probabilidad recibe el nombre de orbital. Pág. 59. El conjunto de estos tres números cuánticos definen cada orbital de átomo. Pág. 60.
EEFA78	43-Los OAs resultantes de la combinación de los OAs de valencia se les conoce como orbitales híbridos. Al ser todos equivalentes pueden adoptar la

	configuración tetraédrica como forma geométrica que supone menor solapamiento de los nuevos orbitales formados. Pág. 148.
EEFA78	44-Uhlenbeck y Goudsmit lo explicaron suponiendo que el electrón, además de su giro alrededor del núcleo tiene un movimiento de rotación alrededor de sí mismo que puede tener dos sentidos diferentes. Pág. 48.
EEFA78	44-Uhlenbeck y Goudsmit lo explicaron suponiendo que el electrón, además de su giro alrededor del núcleo tiene un movimiento de rotación alrededor de sí mismo que puede tener dos sentidos diferentes. Pág. 48.
EEFA78	45- La regla de Hund establece que el desapareamiento sea el máximo posible. Pág. 75.

1978. 34 ítems citados.

Martínez Lorenzo, A., Couselo Esperón J., González Martínez T., Lomillo Gallo R., Carpintero del Reguero A. *Química COU-78*, Primera Edición, Editorial Bruño, Madrid, 1978.

MLAC78	2-El descubrimiento por Crookes (1879) de los rayos catódicos en tubos de descarga eléctrica... Pág. 29
MLAC78	3-Millikan (experimento de las gotitas de aceite) halló su carga... Pág. 29.
MLAC78	8-J. J. Thomson concebía el primer modelo atómico como una esfera de carga positiva uniforme en la cual estaban incrustados los electrones. Pág. 31.
MLAC78	9-Rutherford quedó muy sorprendido cuando observó lo que ocurría en sus experimentos de dispersión de las partículas alfa (He^{++}) por láminas metálicas muy delgadas de oro, plata, cobre, aluminio... Pág. 31.
MLAC78	10-Con el estudio de diversas regiones del espectro del hidrógeno se fueron descubriendo las leyes empíricas que rigen las frecuencias de las series de rayas de su espectro. Pág. 31.
MLAC78	11- Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Pág. 31.
MLAC78	12-Rutherford calculó el radio... Pág. 32
MLAC78	14-los electrones giran a grandes distancias del núcleo de modo que su fuerza centrífuga es igual a la atracción electrostática. Pág. 33.
MLAC78	15-Modelo de Bohr. Pág. 33.
MLAC78	16- Según la ya probada teoría electromagnética de Maxwell, al ser el electrón una partícula cargada en movimiento debe emitir radiación constantemente y, por tanto, perder energía. Pág. 33.
MLAC78	17-Según la ya probada teoría electromagnética de Maxwell, al ser el electrón una partícula cargada en movimiento debe emitir radiación constantemente y, por tanto, perder energía. Pág. 33. El tercer postulado está en contradicción con el electromagnetismo de Maxwell y tiene su justificación en la observación de los espectros. Pág. 34.
MLAC78	18-Los electrones giran alrededor del núcleo a grandes distancias en órbitas circulares. Pág. 33.

MLAC78	19-Cada nivel de electrones contiene a su vez subniveles o subcapas de energía que se designan por el número cuántico del momento angular l llamado también número cuántico u azimutal. Pág. 39.
MLAC78	20- EL número de electrones que caben en cada nivel de energía es $2n^2$ siendo n el número cuántico principal. Pág. 39.
MLAC78	21-Estos niveles se suelen denominar por K ($n=1$), L ($n=2$), M ($n=3$), N ($n=4$), O ($n=5$), P ($n=6$) y Q ($n=7$) Pág. 39.
MLAC78	22- s, p, d, f, Pág. 41.
MLAC78	23-Donde E es la energía del electrón que gira en su órbita n siendo n el número cuántico principal al que se le asocia una órbita que se suele llamar nivel de energía. Pag. 34.
MLAC78	24-Mientras giran los electrones en sus órbitas no emiten energía: son órbitas estacionarias. Pág. 34.
MLAC78	26-Un átomo emite luz de una energía determinada frecuencia cuando algún electrón salta desde un nivel a otro de menor energía. Según la teoría de Bohr la diferencia de energía entre niveles es $\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \gamma$ Pág. 30.
MLAC78	28-De las infinitas órbitas dadas por el radio de Rutherford sólo son posibles aquellas órbitas en las que el momento angular orbital de los electrones este cuantizado. $r \cdot mv = h/2 \cdot \pi$ Pág. 33.
MLAC78	29-Hacia 1915, Wilson y Sommerfeld, independientemente uno de otro... Pág. 35.
MLAC78	30-Cuantizando las integrales de acción de la mecánica clásica y considerando órbitas elípticas orientadas en el espacio llegaron a la conclusión... Pág. 35.
MLAC78	31- n, l, m, s Pág. 40.
MLAC78	32- Dos electrones de un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales. Pág. 46.
MLAC78	34-Planck, en 1900, postuló que “la energía de emisión o de absorción no era continua sino en forma de cuantos (quanta) de energía siendo la energía del cuanto (Quantum) $E = h \cdot \gamma$ ” Pág. 30
MLAC78	35-...y ser capaces, al mismo tiempo, de explicar esos mismos fenómenos, como la radiación de los cuerpos negros, los espectros atómicos... Pág. 30.
MLAC78	39-Hipótesis de Luis de Broglie (1924); todas las partículas elementales pueden considerarse como corpúsculo o como ondas, con una longitud de onda asociada. Pág. 36.
MLAC78	40- Schrödinger: tiene en cuenta la naturaleza ondulatoria del electrón. Pág. 36.
MLAC78	41-Heisenberg: con desarrollos matemáticos sumamente abstractos casi hace desaparecer en gran parte el sentido físico. Pág. 36. El principio de indeterminación de Heisenberg. (1927) “es imposible conocer simultáneamente con exactitud la posición y la velocidad de una partícula elemental” Pág. 36.

MLAC78	42- en la mecánica cuántica la información se consigue mediante la función de estado ψ a la que, por analogía con las órbitas de Bohr, llamaremos orbital atómico O.A. Pág. 37. El electrón que es partícula discreta en el modelo de Bohr, llega a ser con esta teoría una nube de carga o de probabilidad de encontrarlo en una región determinada. Pág. 37.
MLAC78	43-Como se ha visto, en la formación de enlaces sencillos el átomo de carbono pone en juego cuatro electrones que forman otros tantos orbitales híbridos sp^3 . Pág. 297.
MLAC78	44-Sin embargo, es incorrecto suponer que el spin del electrón es un movimiento de giro sobre sí mismo que lleva asociado un momento angular de spin capaz de producir un momento magnético de spin que interacciona con el campo magnético exterior aplicado al átomo cuando se realiza su espectro. Pág. 41.
MLAC78	44-Sin embargo, es incorrecto suponer que el spin del electrón es un movimiento de giro sobre sí mismo que lleva asociado un momento angular de spin capaz de producir un momento magnético de spin que interacciona con el campo magnético exterior aplicado al átomo cuando se realiza su espectro. Pág. 41.
MLAC78	45- principio de máxima multiplicidad de spin: suele llamarse también Principio de Hund y establece que cuando se llena orbitales diferentes que poseen la misma energía (niveles degenerados) como los orbitales p, d o f, los electrones permanecen desapareados al máximo y mantienen sus espines paralelos. Pág. 47.

Anexo III

Titulación y posición de los autores de textos universitarios.

Ipiens Lacasa, Antonio	Catedrático numerario de la Universidad de Valencia. 1934. Catedrático numerario de dicha asignatura (Química general) en la facultad de ciencias, de la Universidad de Madrid, 1934.
López Franco, Antonio	Ingeniero de Caminos, Canales y Puertos y profesor de la escuela del cuerpo. (1928)
De Gregorio Rocasolano, Antonio	Catedrático por oposición de Química General de la Facultad de Ciencias de la Universidad de Barcelona, y actualmente catedrático de la misma asignatura en la Universidad de Zaragoza (1924) Doctor en Ciencias Físico-Químicas, Catedrático de Química general y de Química Técnica en la Universidad de Zaragoza, Fundador y director del laboratorio de investigaciones bioquímicas de la Facultad de Ciencias de Zaragoza. (1928) Catedrático por oposición de Química general en la Facultad de Ciencias de la Universidad de Zaragoza. Doctor honoris causa por la Universidad de Toulouse. (1935) De la Universidad de Zaragoza, Vicepresidente del CSIC; de la real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales; del instituto de España, de la Pontificia Accademia della Science, Nuovi Linceo; de Die Gesellschaft der Wissen chaffen su Göttinger (1941)
Vitoria, Eduardo	Doctor en Ciencias, Director del laboratorio químico del Ebro. Tortosa. (1910) Doctor en Ciencias, Ex director del Instituto Química de Sarria. (1940) 1868-1958.
Pla Dalmáu, José María	Profesor y catedrático. (1935) Profesor y Químico farmacéutico (1942)
Bermejo Vida, Luis	Académico electo de la Real Academia de Medicina. Ex catedrático de Química general en la Universidad de Santiago de Compostela y Valencia y actualmente catedrático de Química orgánica en la Facultad de Ciencias de la Universidad de Madrid. (1940)
Calvet, Enrique	Profesor de Química de la Escuela Industrial de Tarrasa.(1934)
Lora Tamayo, Manuel.	Catedrático de la Universidad de Sevilla (1935)
Fernández, Obdulio.	Catedrático de la Universidad de Madrid, Académico de Ciencias y de medicina. (1935)
Eugenio Saz, S. J.	Ex director del Instituto Químico de Sarriá y ex profesor de análisis químico en el mismo

	establecimiento. (1943)
Canivel Morcuende, Ramiro	Catedrático de la E.T.S. de Ingenieros Industriales de Bilbao (1961)
Esteban Bermudez, J. M.	Licenciado en Ciencias Químicas, profesor ayudante de Química inorgánica de la Universidad de Madrid. Miembro de la Real Sociedad Española de Física y Química. 1967
Cavanillas Rodriguez, J. M.	Licenciado en Ciencias Químicas. Profesor de la Escuela de Peritos de Montes y peritos Agrícolas, de la de Artes y Oficios y del C.H.A.
Sancho Gómez, Juan.	Catedrático de Química-Física de la Universidad de Murcia. (1964) Catedrático de Química de la Universidad Autónoma de Madrid. (1976)
Díaz Luis	Profesor de Química inorgánica en la Escuela Técnica Superior de Ingenieros Industriales de Barcelona.
Doadrio López, Antonio.	Catedrático de Química inorgánica de la Facultad de Farmacia de Madrid. (1972)
Estevez Sevilla, Antonio	Catedrático de la Escuela Universitaria de Ingeniería Técnica Industrial de Valencia (1981)
Usón Lacal, R.	Catedrático Director del Departamento de Química Inorgánica y Química General de la Facultad de Ciencias de Zaragoza. (1970)
Luzón Cuesta, Rafael.	Doctor en Ciencias, Catedrático de Química (1972).

Titulaciones y posición de los autores de textos preuniversitarios.

Mir Peña, Juan	Doctor en Ciencias y en Farmacia. Catedrático que fue, por oposiciones, de Historia Natural y Fisiología e Higiene, y en la actualidad, por oposiciones, Catedrático de Física y de Química del Instituto y Profesor Auxiliar de la Facultad de Farmacia de la Universidad de Granada. 1933.
Puig Ignacio	Ex profesor del Instituto Química de Sarriá, Barcelona. Director del Observatorio de S. Miguel, Argentina. 1940.
Romero Vergara, Manuel.	Licenciado en Ciencias Químicas. 1964.
Martín Blesa, Ramón.	Catedrático de Física y Química en el Instituto nacional de Enseñanza Media de Cádiz. 1965.
Feo García, Roberto.	Catedrático del Instituto Nacional de Enseñanza Media “San Vicente Ferrer” de Valencia. 1965.
Izquierdo Asins, José Manuel.	Licenciado en Ciencias Físico-Químicas. 1965.
Colom Esquerda, J.	Licenciado en Ciencias Químicas.
Burbano de Ercilla, Santiago.	Profesor Adjunto de la Facultad de Ciencias de Zaragoza. 1965
Galmés S. I. Juan	Ex profesor del Instituto Químico de Sarriá. 1966.
Ríos Chacón, Ignacio	Catedrático. 1966.
Ruíz Vázquez, Jesús	Catedrático. 1966.
Constantino Marcos, S. M.	Licenciado en Ciencias. 1968.
Francisco Valls S. M.	Licenciado en Ciencias. 1968.
Javier Ascacibar, S. M.	Licenciado en Ciencias. 1968.
Villanua Sánchez, Pablo J. M.	Licenciado en Ciencias Químicas, Profesor Encargado de Química de la Universidad de Zaragoza, Profesor del Colegio del Salvador de Zaragoza. 1968.
Guillem Monzonis, Claudio	Profesor adjunto de Química inorgánica. Universidad de Valencia. 1968.
Narciso Campillo, José Luis	Catedrático de Física y Química del Instituto Nacional de Enseñanza Media de Castellón. 1968.

ANEXO IV. TABLAS Y GRÁFICAS.

TABLAS:

- Tabla 1.. Comparación de índices de dos libros de textos de Química general. pp. 21.
- Tabla 2. Comparación de índices de temas entre textos anteriores y posteriores a 1950. pp. 24.
- Tabla 3. Evolución quinquenal de los índices de obsolescencia por áreas. pp. 26.
- Tabla 4. *Alumnos matriculados en las distintas facultades de Ciencias. Fuente: Estadística de la Secretaría del Ministerio de Instrucción Pública. Curso 1907-1908.* pp. 74.
- Tabla 5. *Curriculum para la Facultad de Químicas a principios del siglo XX.* pp.74.
- Tabla 6. *Asignaturas de los estudios de Química en 1922.* pp. 77.
- Tabla 7. *Plan de 1922 en la Facultad de Químicas.* pp. 77.
- Tabla 8. Plan Callejo de 1928 para la Facultad de Químicas de Valencia. pp. 80.
- *Tabla 9. Plan de estudios de la de la sección de químicas aprobado en junta de facultad el día 4 de octubre de 1930.* pp. 81.
- *Tabla 10. Comparación entre los planes de estudio de 1931 y 1935. Valencia.* pp. 82.
- *Tabla 11. Planes de la sección de Físico-Química (1928).* pp. 82.
- *Tabla 12. Títulos y grados de licenciatura expedidos por la Universidad de Valencia entre 1919 y 1933.* pp 84.
- Tabla 13. Evolución anual de los artículos de Química publicados por autores españoles en los Anales de la RSEFQ entre 1940 y 1965. pp. 91.
- *Tabla 14. Relación de los autores químicos más prolíficos de la preguerra y su continuidad en la postguerra.* pp. 99.
- Tabla 15. Evolución quinquenal de las referencias idiomáticas de los artículos. pp. 105.
- *Tabla 16. Artículos publicados en Anales, realizados en colaboración con extranjeros (1940-1965).* pp. 108.
- *Tabla 17. Trabajos realizados en España, en colaboración, publicados en Anales (1940-1965).* pp. 109.
- Tabla 18. Distribución de artículos por centros de trabajo, evolución quinquenal (1940-1965). pp. 111.
- Tabla 19. Evolución quinquenal de Artículos con autoreferencias, por áreas entre 1940 y 1965. pp.114.
- Tabla 20. Libros que aporta la bibliografía del libro de C.O.U de Norberto Cuartero. pp. 123.
- Tabla 21. Fechas significativas en las teorías clásicas y cuánticas del modelo atómico. pp. 129.
- Tabla 22. Códigos separados por teorías; clásica, precuántica y cuántica. pp.135.
- Tabla 23. Ítems considerados en esta parte del estudio. pp. 136.
- Tabla 24. Numeración correspondiente a los libros universitarios y preuniversitarios consultados y empleados en los anexos I y II. pp. 139.
- .
- Tabla 25. Número de libros consultados según periodos y niveles. pp. 144.

- Tabla 26. Libros de Química en el segundo periodo. pp. 147.
- Tabla 27. Presencia de ítems en categorías clásica, precuántica y cuántica en libros preuniversitarios en los cuatro periodos. pp. 152.
- Tabla 28. Comparación de ítems que presentan libros universitarios y preuniversitarios según categorías clásica, precuántica y cuántica en los distintos periodos. pp. 161.
- Tabla 29. Distribución de la investigación química en la Universidad de Granada en el periodo comprendido entre 1900 y 1936. pp. 164.
- Tabla 30. Artículos en colaboración y su distribución porcentual por quinquenios y áreas temáticas. pp. 168.
- Tabla 31. Distribución de la investigación química en la Universidad de Granada desde 1937 a 1955. pp. 168.
- Tabla 32. Plan de estudios de la facultad de Química en la universidad de la Laguna anterior a 1973. pp. 170.
- Tabla 33. Plan de estudios “especialidad fundamental” en la universidad de la Laguna a partir de 1973. pp. 170.
- Tabla 34. Especialidad de Química Cuántica en la U.A.M. 1971. pp. 171.

GRÁFICAS:

- Gráfica 2. Capítulos o temas de estructura atómica dentro del general de capítulos o temas del texto. pp. 20
- Gráfica 2. Evolución de la investigación química española (1907-1990). pp 89.
- Gráfica 3. Valores acumulativos de las publicaciones españolas en química. pp. 90.
- Gráfica 4. Comparación entre la investigación española y la mundial. pp. 91.
- Gráfica 5. Evolución del número medio de autores por artículo en la investigación química española. (CANO PAVÓN, J. (1993), p. 489.) pp. 107.
- Gráfica 5. Libros consultados en nuestro estudio por periodos y niveles. pp. 123.
- Gráfica 6. Presentación en el tiempo de los ítems en los libros universitarios. pp. 137.
- Gráfica 7. Presentación en el tiempo de los códigos en los libros preuniversitarios. pp. 137.
- Gráfica 8. Titulación y lugar de trabajo de los autores de los textos de nuestro estudio. pp. 141.
- Gráfica 9. Ítems según periodos y categorías clásica, precuántica y cuántica en textos universitarios. pp. 145.
- Gráfica 10. Porcentaje de ítems por categorías y periodos en textos universitarios. pp. 146.
- Gráfica 11. Relación porcentual de ítems por periodos en texto universitarios. pp. 146.
- Gráfica 12. Presencia de códigos (ítems) en los libros universitarios en el primer periodo. pp. 147.

- Gráfica 13. Presencia de códigos (ítems) en libros universitarios en el segundo periodo. pp. 148.
- Gráfica 14. Presencia de códigos (ítems) en libros universitarios en el tercer periodo. pp. 149.
- Gráfica 15. Presencia de códigos (ítems) en libros universitarios en el cuarto periodo. pp. 150.
- Gráfica 16. Códigos (ítems) según categorías clásica, precuántica y cuántica en libros preuniversitarios por periodos. pp. 152.
- Gráfica 17. Comparación de los tantos por ciento de los distintos ítems que superan el 70% por categorías y periodos. pp. 153.
- Gráfica 18. Relación entre categorías por periodos en textos preuniversitarios. pp. 154.
- Gráfica 19. Presencia de códigos (ítems) en libros universitarios en el primer periodo. pp. 155.
- Gráfica 20. Presencia de códigos (ítems) en libros universitarios en el segundo periodo. pp. 156.
- Gráfica 21. Presencia de códigos en libros preuniversitarios en el tercer periodo. pp. 157.
- Gráfica 22. Presencia de ítems en libros universitarios en el cuarto periodo. pp. 158.
- Gráfica 23. Ítems que igualan o superan el 67% de las citas en los textos por periodos y categorías a nivel preuniversitario. pp. 159.
- Gráfica 24. Relación porcentual de ítems que superan o igualan el 67% de las citas por periodos y categorías a nivel preuniversitario. pp. 159.
- Gráfica 25. Porcentaje de citas por periodos a nivel preuniversitario. pp. 160.
- Gráfica 26. Comparación entre categorías según periodos en textos universitarios y preuniversitarios. pp. 162.
- Gráfica 27. Ítems citados por encima del 70% según categorías y periodos en libros preuniversitarios y universitarios. pp. 162.
- Gráfica 28. Ítems que su cita supera el 67% por categorías en los niveles universitarios y preuniversitarios. pp. 163.
- Gráfica 29. Porcentajes de citas de los espectros y espectroscopistas, equilibrio entre fuerzas en la órbita e inestabilidad de una carga eléctrica para mantener el equilibrio de textos universitarios y de preuniversitarios respectivamente. pp. 173.
- Gráfica 30. Presencia de los porcentajes de citas del fotón y las citas de Einstein ($E=mc^2$), la densidad electrónica, nube electrónica y las citas del autor de Broglie y de las órbitas elípticas y Sommerfeld en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente. pp. 174.
- Gráfica 31. Porcentaje de citas del autor Rutherford y el modelo planetario y del autor Planck y su fórmula en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente. pp. 176.

- Gráfica 32. Porcentaje de las citas al autor Bohr, los niveles de energía, las órbitas estacionarias, $\Delta E = h \cdot \gamma$ y $mvr = h/2\pi$ en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente. pp. 177.
- Gráfica 33. Porcentaje de presencia de citas de capas, subcapas, niveles, subniveles, órbitas definidas y órbitas estacionarias en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente. pp. 178.
- Gráfica 34. Porcentaje de citas de los postulados de Bohr, K,L,M,N... y s, p, d, f, las órbitas como niveles de energía y los orbitales a nivel universitario y preuniversitario respectivamente. pp. 179.
- Gráfica 34. Porcentajes de citas de la fórmula de Planck y de Einstein, de las citas al autor de Broglie, el spin y los números cuánticos en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente. pp. 180.
- Gráfica 35. Porcentaje de citas a los autores Rutherford, Bohr, Maxwell, Sommerfeld, Planck, de Broglie, Schrödinger y Heisenberg en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente. pp. 181.
- Gráfica 36. Porcentajes de citas del modelo de Thomson, experiencia de Geiger y Marsden, los electrones nucleares, el neutrón, modelo planetario y la teoría de Lorentz-Einstein en textos universitarios y preuniversitarios respectivamente. pp. 183.
- Gráfica 37. Ítems citados en textos universitarios por periodos. pp. 185.
- Gráfica 38. Ítems clásicos en textos universitarios por periodos. pp. 186.
- Gráfica 39. Autores de las líneas espectrales citados en textos universitarios por periodos. pp. 187.
- Gráfica 40. Ítems precuánticos en los textos universitarios por periodos I. pp. 188.
- Gráfica 41. Ítems precuánticos en los textos universitarios por periodos II. pp. 189.
- Gráfica 42. Ítems precuánticos en los textos universitarios por periodos III. pp. 190.
- Gráfica 43. Ítems cuánticos en los textos universitarios por periodos. pp. 191.
- Gráfica 44. Porcentaje de las distintas categorías en los textos universitarios del primer periodo. pp. 192.
- Gráfica 45. Porcentaje de las distintas categorías en los textos universitarios del segundo periodo. pp. 192.
- Gráfica 46. Porcentaje de las distintas categorías en los textos universitarios del tercer periodo. pp. 193.
- Gráficas 47. Porcentaje de las distintas categorías en los textos universitarios del cuarto periodo. pp. 193.
- Gráfica 48. Porcentaje de las medias de los ítems presentados en las distintas categorías por periodos en los textos universitarios. pp. 196.
- Gráfica 49. Recta que representa el aumento en los distintos periodos de los porcentajes de los ítems de la categoría cuántica en el nivel universitario. pp. 196.
- Gráfica 50. Ítems citados en textos preuniversitarios por periodos. pp. 197.

- Gráfica 51. Porcentaje de la categoría clásica en los textos preuniversitarios por periodos. pp. 198.
- Gráfica 52. Porcentaje de la categoría clásica y precuántica en los textos preuniversitarios por periodos. pp. 199.
- Gráfica 53. Porcentaje de la categoría precuántica en los textos preuniversitarios por periodos. pp. 200.
- Gráfica 54. Porcentaje de la categoría precuántica en los textos preuniversitarios por periodos II. pp. 201.
- Gráfica 55. Porcentaje de la categoría cuántica en los textos preuniversitarios por periodos. pp. 202.
- Gráfica 56. Porcentaje de las distintas categorías en los textos preuniversitarios del primer periodo. pp. 202.
- Gráfica 57. Porcentaje de las distintas categorías en los textos preuniversitarios del segundo periodo. pp. 203.
- Gráfica 58. Porcentaje de las distintas categorías en los textos preuniversitarios del tercer periodo I. pp. 203.
- Gráfica 59. Porcentaje de las distintas categorías en los textos preuniversitarios del tercer periodo II. pp. 204.
- Gráfica 60. Porcentaje de las distintas categorías en los textos preuniversitarios del cuarto periodo. pp. 205.
- Gráfica 61. Variación con el tiempo de ítems por periodos y categorías del nivel preuniversitario. pp. 206.
- Gráfica 62. Presentación en los libros de texto universitarios de contenidos relacionados con la órbita en los dos primeros periodos. pp. 214.
- Gráfica 63. Ítems relacionados con la idea de órbita graduados por su presencia en textos universitarios durante los tres primeros periodos. pp. 215.
- Gráfica 64. Ítems relacionados con la idea de órbita en textos preuniversitarios organizados por su presencia durante los tres primeros periodos. pp. 220.
- Tabla 35. Citas en libros universitarios del principio de Pauli. pp. 223.
- Gráfica 65. Ítems de las citas de Planck, Einstein y de Broglie en los textos universitarios en los dos primeros periodos. pp. 224.
- Gráfica 66. Ítems de las citas de Planck, Einstein y de Broglie en los textos preuniversitarios en los dos últimos periodos. pp. 226.
- Gráfica 67. Porcentaje de citas de los ítems universitarios en la categoría cuántica en el periodo de 1970/1974. pp. 227.
- Gráfica 68. Porcentaje de citas de los ítems preuniversitarios en la categoría cuántica en el periodo de 1970/1974. pp. 228.
- Gráfica 69. Comparación de porcentajes en los niveles preuniversitarios y universitarios de citas en el último periodo de nuestro estudio en la categoría cuántica. pp. 228.

- Gráfica 70. Valor absoluto de la diferencia de citas entre el nivel universitario y preuniversitario en el último periodo de los ítems estudiados para el modelo atómico en las categorías clásica y precuántica. pp. 229.
- Gráfica 71. Comparación de la presencia de los ítems relacionados con el modelo atómico en todas las categorías en las décadas de los setenta (media de los dos niveles) y ochenta en libros preuniversitarios de COU. pp. 233.

ANEXO V. PORCENTAJE DE PRESENCIA DE ÍTEMS POR NIVELES UNIVERSITARIOS Y PREUNIVERSITARIOS.

% de ítems en textos universitarios en los cuatro periodos.	1927-1939	1940-1959	1960-1969	1970-1974
Tubo de Crookes	88	86	75	80
Millikan	38	57	50	20
Exp de Goldstein	75	100	63	80
Neutrón=protón+electrón	63	14	0	0
Neutrón	0	86	100	80
Átomo de Thomson	38	14	63	40
Experiencia de Geiger y Marsden (Rutherford)	25	57	50	80
Espectros de emisión.	25	86	75	100
Balmer, Lyman, Paschen, Brackett y Pfund.	25	43	63	80
Cita a Rutherford	100	100	88	100
Modelo planetario.	50	71	50	60
Fc = Fe (estable)	63	86	100	40
Cita a Bohr.	88	100	88	80
Fc = Fe (inestable)	75	86	75	80
Cita a Maxwell.	25	0	13	20
Órbitas definidas.	88	100	88	80
capas	75	100	100	100
Subcapas	38	43	88	80
Nivel	13	72	88	100
Subnivel	0	15	63	40
$2n^2$, 2,8,18,32.	63	100	100	80
K, L, M, N...	75	86	100	20
s, p, d, f.	0	57	100	100
Órbitas como niveles de energía.	38	71	100	100
Órbitas estacionarias no emiten energía.	25	71	88	100
$\Delta E = h\nu$ pero no aporta la fórmula.	38	43	13	0
$\Delta E = h\nu$. Aportando la fórmula.	25	71	88	100
$\Delta E = h\nu$	63	100	100	100
$mvr=h/(2\pi)$. No aporta la fórmula.	0	0	0	0
$mvr=h/(2\pi)$	13	43	88	80
$mvr=h/(2\pi)$ total	13	43	88	80
Sommerfeld.	50	86	75	80
Órbitas elípticas.	63	71	75	60
Números cuánticos.	13	71	88	100
Principio de exclusión de Pauli.	0	71	63	80
Planck. No aporta la fórmula.	13	0	13	0
Planck. Aporta la fórmula. $E = h\nu$.	88	71	75	100

Planck total	100	71	88	100
Cuerpo negro.	0	14	38	20
Fotón.	25	86	75	100
$E = mc^2$.	63	43	75	100
Teoría de Lorentz-Einstein.	25	14	25	0
De Broglie	13	43	88	80
Schrödinger.	13	0	38	80
Heisenberg.	0	29	13	80
Densidad, nube electrónica, orbital, probabilidad, nueva mecánica...	0	43	100	100
Densidad	0	0	13	60
Nube electrónica	0	0	13	60
Orbital	0	14	88	100
Probabilidad	0	0	63	80
Nueva mecánica	25	29	63	60
Hibridación	0	14	63	100
Spín	0	71	100	100
Principio de Hund	0	14	0	100

% de ítems en textos preuniversitarios en los cuatro periodos.	1927-1939	1940-1959	1960-1969	1970-1974
Tubo de Crookes	80	67	67	71
Millikan	0	0	38	57
Exp de Goldstein	20	67	48	57
Neutrón=protón+electrón	100	0	0	0
Neutrón	0	100	100	100
Átomo de Thomson	0	17	57	71
Experiencia de Geiger y Marsden (Rutherford)	40	17	67	86
Espectros de emisión.	40	67	71	86
Balmer, Lyman, Paschen, Brackett y Pfund.	0	33	62	57
Cita a Rutherford	60	33	95	100
Modelo planetario.	80	67	62	86
$Fc = Fe$ (estable)	20	50	86	100
Cita a Bohr.	40	50	86	86
$Fc = Fe$ (inestable)	80	80	86	100
Cita a Maxwell.	60	60	24	43
Órbitas definidas.	80	100	81	100
Capas	60	67	86	100
Subcapas	20	17	86	100
Nivel	0	17	95	100
Subnivel	0	0	62	100

$2n^2$, 2,8,18,32.	60	67	90	100
K, L, M, N...	0	83	95	86
s, p, d, f.	0	0	76	100
Órbitas como niveles de energía.	20	50	95	86
Órbitas estacionarias no emiten energía.	0	17	71	86
$\Delta E = h\nu$ pero no aporta la fórmula.	20	33	10	14
$\Delta E = h\nu$. Aportando la fórmula.	0	17	76	86
$\Delta E = h\nu$	0	50	86	100
$mvr = h/(2\pi)$. No aporta la fórmula.	0	0	0	0
$mvr = h/(2\pi)$	0	0	67	71
$mvr = h/(2\pi)$ total	0	0	67	71
Sommerfeld.	0	50	62	83
Órbitas elípticas.	0	67	67	83
Números cuánticos.	17	0	67	100
Principio de exclusión de Pauli.	0	17	81	100
Planck. No aporta la fórmula.	0	33	0	0
Planck. Aporta la fórmula. $E = h\nu$.	0	0	62	83
Planck total	0	0	62	83
Cuerpo negro.	0	0	29	83
Fotón.	0	33	71	57
$E = mc^2$.	0	17	48	100
Teoría de Lorentz-Einstein.	0	0	19	17
De Broglie	0	0	57	100
Schrödinger.	0	0	38	83
Heisenberg.	0	0	38	100
Densidad, nube electrónica, orbital, probabilidad, nueva mecánica...	0	0	67	100
Densidad	0	0	14	33
Nube electrónica	0	0	38	57
Orbital	0	0	57	100
probabilidad	0	0	48	83
Nueva mecánica	0	0	24	83
Hibridación	0	0	43	100
Spín	0	33	81	100
Principio de Hund	0	0	10	100

