

DECLARACIÓN DE RESPONSABILIDAD Y AUTORÍA DE LA MEMORIA DE LOS PRACTICUM Y DEL TFG o TFM*

D/D^a.: Manuel Pablo Mira Almira, con DNI 74382233-A, estudiante del Grado/Máster de Profesorado, de la Universidad de Alicante, realizado en el período 2018-19.

DECLARA QUE:

La Memoria del Practicum/El Trabajo Fin de Grado/El Trabajo Fin de Máster denominado, ¿Se presenta de forma adecuada el modelo atómico de Bohr en los libros de texto?

ha sido desarrollado respetando los derechos intelectuales de terceros, conforme las citas que constan en las páginas correspondientes y cuyas fuentes se incorporan en la bibliografía, así como cualquier otro derecho, por ejemplo de imagen que pudiese estar sujeto a protección del *copyright*.

En virtud de esta declaración, afirmo que este trabajo es inédito y de mi autoría, por lo que me responsabilizo del contenido, veracidad y alcance de la Memoria del Practicum, del Trabajo Fin de Grado, y/o del Trabajo Fin de Máster, y asumo las consecuencias administrativas y jurídicas que se deriven en caso de incumplimiento de esta declaración.

Para que así conste, firmo la presente declaración en

Alicante, a 27 de Mayo de 2019.

Fdo.: **MANUEL PABLO MIRA ALMIRA**
MANUEL PABLO MIRA ALMIRA
Fecha: 201905.27 13:54:28
+02'00'



Universitat d'Alacant
Universidad de Alicante

¿Se presenta de forma adecuada el modelo atómico de Bohr en los libros de texto?

Facultad de Educación

Máster en Profesorado de Educación Secundaria

Trabajo Fin de Máster

Alumno: Manuel Pablo Mira Almira

Tutor: Francisco Savall Alemany

Curso 2018-2019

Convocatoria de Junio

ÍNDICE

1. Introducción y objetivo	1
2. Análisis de las ideas sobre las que se construye el modelo de Bohr	3
2.1 Contexto histórico	3
2.2 Introducción de órbitas estables	4
2.3 Interpretación de la emisión de la radiación	5
2.4 Discusión de porqué los niveles no pueden ser equidistantes	7
2.5 Ideas clave del modelo de Bohr	7
3. Proceso de aceptación	9
3.1 Resultados experimentales que son explicados con el modelo de Bohr	9
3.2 Cuestiones que el modelo no explica	13
4. Cuestiones relativas al modelo que los libros de texto deberían contemplar	14
5. Análisis de libros de texto y resultados	15
6. Análisis de resultados	22
7. Conclusiones	25
8. Referencias bibliográficas	26

RESUMEN/ABSTRACT

Este Trabajo Final de Máster (TFM) consiste en analizar las ideas clave que utilizó Bohr para presentar su modelo atómico y los motivos por los que fue aceptado y después sustituido por otros modelos. Se analizan algunos libros de texto de Bachillerato, tanto de Física como de Química, para así comprobar si presentan de forma adecuada las ideas clave del modelo y dan cuenta del proceso de aceptación al que se vio sometido.

Palabras clave: Física cuántica, libros de texto, Bohr, modelo atómico, ideas clave

This Final Master's Project (FMP) consists of analyzing the key ideas that Bohr used to present his atomic model and the reasons why it was accepted and later substituted by other models. Some High School's textbooks are analyzed, both in Physics and Chemistry, in order to check if they adequately present the key ideas of the model and account for the acceptance process to which they were subjected.

Keywords: Quantum physics, textbooks, Bohr, atomic model, key ideas

1. INTRODUCCIÓN Y OBJETIVO

El modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno (1913) fue el primer modelo atómico que introdujo las revolucionarias hipótesis cuánticas formuladas por Max Planck en 1901. Hasta ese momento, la comunidad científica solo contaba con el modelo atómico de Thomson (1904), que según Blanco et al. (2013) sugería que el átomo "está constituido por una esfera sin fricción cargada positivamente en cuyo interior se encuentran los electrones" y con el cual intentó explicar sin éxito las propiedades de los elementos de la Tabla Periódica, la radiactividad, ... entre otros fenómenos.

El siguiente modelo importante previo al de Bohr fue el modelo nuclear de Rutherford (1911). Según Blanco et al. (2013), no es un modelo atómico propiamente dicho, pues nada afirma del estado de los electrones. Su innovación fue introducir la hipótesis de la existencia del núcleo atómico para poder explicar la dispersión que sufrían las partículas α al ser lanzadas contra una fina lámina de oro.

El objetivo del presente trabajo es averiguar si los libros de texto presentan de forma adecuada el modelo de Bohr, que como se ha afirmado anteriormente, fue el primero en introducir la hipótesis cuántica para establecer un modelo para el átomo de hidrógeno. Pues otra de las diferencias entre los modelos atómicos de Thomson y Rutherford con el de Bohr, es que el de este último está destinado a explicar el espectro discreto del gas hidrógeno a partir de un modelo atómico de dicho elemento.

La elección del trabajo es debida a la importancia de las hipótesis para la elaboración de un modelo atómico ya que éstas, según Blanco y Niaz (1998) citado a través de Blanco et al. (2013), son el vector de avance en la elaboración de dichos modelos. Por lo tanto, un mejor entendimiento del contexto científico de la época y de las hipótesis y barreras que debieron superarse para poder establecer dicho modelo, servirá a los estudiantes para hacerse una correcta idea de cómo avanza la Ciencia y su aprendizaje y cultura científica se verán favorecidos.

El ámbito de este trabajo pertenece a las asignaturas de Física y de Química, tanto de primero como de segundo de Bachillerato, concretamente a la sección de "Estructura del átomo".

Algunos de los conceptos más importantes expuestos en el trabajo son:

- **Modelo atómico:** representación de la estructura del átomo que está construida en base a un cuerpo teórico formado por unas hipótesis. Uno de sus objetivos es explicar las propiedades de los átomos y ser capaz de predecir fenómenos a nivel atómico.
- **Física Cuántica:** es la rama de la Física que estudia los sistemas a nivel atómico para los cuales la Física Clásica, que estudia los sistemas a nivel macroscópico, no es válida.
- **Hipótesis de Planck:** es la suposición de que la energía que se intercambia entre los sistemas físicos lo hace de forma discreta y no continua.
- **Electrón:** partícula de carga negativa y poca masa en comparación con el resto del átomo que forma parte de la estructura de éste.
- **Espectro:** conjunto de frecuencias de radiación electromagnética que emite o es absorbida por un cuerpo, sirve para distinguir unos elementos químicos de otros.

2. ANÁLISIS DE LAS IDEAS SOBRE LAS QUE SE CONSTRUYE EL MODELO DE BOHR

2.1. Contexto histórico

En la época en la que Bohr comenzó a investigar la estructura del átomo (1911) se acababa de considerar como válida la existencia del núcleo atómico propuesto por Rutherford, pero aún no se sabía cómo los electrones se distribuyen alrededor del núcleo. Simplemente, se intuía que deben estar orbitando alrededor de éste.

El átomo está formado por un núcleo de carga positiva y de pequeñas dimensiones en comparación con el tamaño del átomo. Dicho núcleo concentra la mayor parte de la masa del átomo mientras que el resto del átomo está constituido por unas partículas de carga negativa y poca masa en comparación con la del núcleo llamadas electrones, las cuales orbitan alrededor de éste. La carga positiva del núcleo es igual a la carga negativa del total de electrones y el sistema se mantiene unido por fuerzas de naturaleza eléctrica. Además, el número de electrones es aproximadamente la mitad del peso del átomo.

(Bohr,1913,pp.1)

La imagen 1 muestra qué forma tiene el átomo según el modelo nuclear de Rutherford:

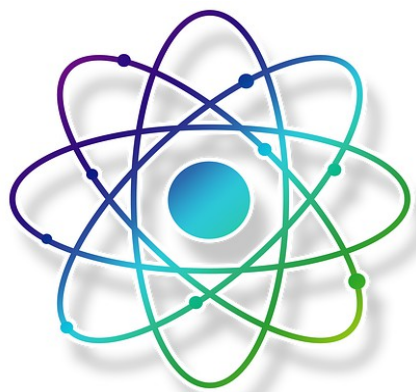


Imagen 1: modelo de Rutherford.¹

Según afirma Bohr (1922), en esta época se sabía que ni las leyes mecánicas ni la teoría de Maxwell explican la estabilidad del átomo, pues dichas leyes afirman que la existencia de éste no es posible, ya que predicen que los electrones deben ir decayendo

¹<https://pixabay.com/es/illustrations/icono-atom-s%C3%ADmbolo-personajes-1691300/>

hacia el núcleo emitiendo radiación de forma continua.

La imagen 2 muestra la trayectoria que seguiría un electrón que orbita alrededor de un núcleo atómico según la Física Clásica.

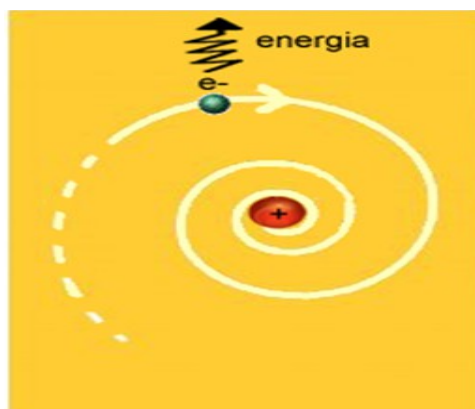


Imagen 2: colapso del átomo según la Física Clásica.²

2.2. Introducción de órbitas estables

Como señalan Holton y Brush (2001), Bohr consideró que la teoría electromagnética clásica no era la apropiada para analizar fenómenos a nivel atómico. Esta era una de las conclusiones extraíbles de los trabajos de Planck, que postuló que un conjunto de osciladores que oscilan a frecuencia f intercambian energía en saltos discontinuos del valor de hf , donde h es la constante de Planck. Entonces, si la energía se intercambia de forma discontinua no es posible que el electrón caiga hacia el núcleo emitiendo energía de forma continua.

Para solventar esta contradicción con la teoría clásica, Bohr consideró que mientras el electrón se encuentre en una órbita determinada no irradia energía. Según Bohr (1913) dicha órbita "sería circular aunque esta asunción no afecta a los cálculos". Además, tal y como indican Holton y Brush (2001), para irradiar o absorber energía, el electrón debe hacerlo mientras aumenta o disminuye el radio de su órbita, es decir, durante el tránsito de una órbita estable a otra. Estas órbitas estables se conocen con el nombre de niveles energéticos y cada transición entre órbitas viene acompañada por el correspondiente salto energético.

² <https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/modelo-atomico-rutherford-bohr.htm>

2.3. Interpretación de la emisión de la radiación

La Electrodinámica Clásica predice que una partícula con carga eléctrica que describa un movimiento circular, i.e. que sufre una aceleración normal, pierde energía por emisión de radiación electromagnética de la misma frecuencia f a la que está girando. Si se aplica esta teoría al caso del átomo de hidrógeno, el electrón iría decayendo hacia el núcleo emitiendo radiación electromagnética de frecuencia f , cambiando a medida que el electrón orbita cada vez más cerca del núcleo, y se obtendría un espectro continuo, cuando en la experiencia se obtiene uno discreto y además, el átomo de hidrógeno es estable.

La imagen 3 muestra los distintos tipos de espectros. El que predice la Electrodinámica clásica es el continuo, mientras el que se detecta en un laboratorio es el discreto (el de emisión).

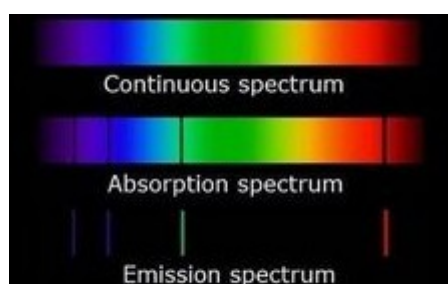


Imagen 3: tipos de espectros.³

Según afirman Holton y Brush (2001), Planck en su teoría suponía que la frecuencia de la radiación emitida era la misma que la frecuencia f del oscilador, que en el caso del átomo de hidrógeno sería el electrón. Esta suposición contradice el razonamiento de que si el electrón efectúa una trayectoria elíptica partiendo de un nivel estable hasta situarse en otro nivel estable, no puede hacerlo con una frecuencia (o período) constante, pues como la fuerza que gobierna la interacción entre el núcleo y el electrón es la fuerza eléctrica, que es de tipo central, se debe cumplir la Tercera Ley de Kepler $T^2 \propto r^3$. En consecuencia, al cambiar de órbita variaría su frecuencia, siendo imposible que la radiación se emita con una frecuencia constante durante la transición, ya que no se obtendría un espectro discreto, sino de continuos.

³<https://www.pinterest.es/pin/545217098627952623/visual-search/?x=12&y=7&w=376&h=225>

Por lo tanto, Bohr se vio obligado a afirmar que para estudiar la transición electrónica entre órbitas estables no se puede contar con las herramientas proporcionadas por la Electrodinámica Clásica.

Holton y Brush (2001) señalan que para poder mantener la idea de que el electrón emite una radiación de frecuencia única durante la transición entre niveles, Bohr propuso una nueva idea que está en total desacuerdo con la Física Clásica: la frecuencia ν de la radiación emitida es independiente de la frecuencia f de oscilación del propio electrón.

Bohr se basó en la hipótesis de Planck para postular que la diferencia de energía entre las órbitas del electrón en el átomo de hidrógeno se expresa como $\Delta E = h\nu$, que termina de romper con la idea clásica de que la frecuencia ν de la radiación emitida en una transición electrónica es la misma frecuencia f de oscilación del propio electrón.

Tal y como afirman Holton y Brush (2001), tras postular que el electrón intercambia energía de forma discreta y utilizando la conservación de la energía y la Tercera Ley de Kepler, Bohr pudo hallar la relación entre la energía E del electrón en cada órbita

estable y un número natural n , siendo ésta $E \propto \frac{1}{n^2}$ y la dependencia entre el radio r de la órbita del electrón y el número n , resultando ser $r \propto n^2$. Como se observa, tanto la energía E del electrón en una órbita como el radio r de ésta están cuantizados.

La postulación de dicho número n va en concordancia con la idea de que la energía se intercambia de forma discreta, siendo n el número de la órbita estable comenzando por la más cercana al núcleo. Por lo tanto, como señalan Holton y Brush (2001), la primera órbita estable sería $n=1$, la segunda órbita estable $n=2$, ... y así sucesivamente hasta llegar a infinito. Este número n actualmente es conocido como número cuántico.

A pesar de rechazar la idea clásica de que la frecuencia f de oscilación del electrón y la frecuencia ν a la que se emite la radiación cuando éste decae a una órbita estable inferior no son la misma, Bohr intuía que debía existir algún tipo de relación

entre ambas.

Según Bohr (1913), durante el decaimiento de un electrón que se encuentra muy alejado del núcleo (en el infinito), el cual oscila con una frecuencia casi nula $f_{\infty}=0$, hasta un nivel más interno del átomo de hidrógeno, se debe emitir una radiación homogénea de frecuencia ν , que es igual al valor promedio de las frecuencia de rotación del electrón $\nu = \frac{f_{\infty} + f}{2} = \frac{1}{2}f$ entre los estados inicial (muy alejado) y final (uno más interno), siendo f la frecuencia de rotación del electrón en el estado final.

2.4. Discusión de porqué los niveles no pueden ser equidistantes

Según Holton y Brush (2001), Planck había considerado que los niveles energéticos de los osciladores están equiespaciados, pero que lo estén significa que la diferencia de energía del electrón entre dos órbitas estables consecutivas cualesquiera siempre es la misma. Si se analizara el espectro de una sustancia cuyos electrones en sus átomos tuviesen ese tipo de organización de niveles se obtendría un espectro de emisión con rayas equiespaciadas, es decir, la distancia entre dos rayas consecutivas cualesquiera sería siempre la misma.

Al analizar las rayas del espectro de emisión del gas hidrógeno, que no son equiespaciadas, se puede calcular la frecuencia de la radiación correspondiente a cada raya espectral y así conocer la diferencia de energía $\Delta E = h\nu$ entre los niveles atómicos entre los que ha tenido lugar la transición electrónica. Por lo tanto, tal y como señalan Holton y Brush (2001), es posible calcular la diferencia de energía ΔE los niveles estables en los que orbita el electrón y así construir una escalera de diferencia de energías. Esta diferencia entre dos niveles consecutivos cualesquiera nunca es la misma, pues no están equiespaciadas.

2.5. Ideas clave del modelo de Bohr

A la vista del análisis anterior, se puede afirmar que las ideas clave (IC) sobre las que se construye el modelo atómico de Bohr son:

IC1. El átomo de hidrógeno es estable porque el electrón solo puede orbitar en ciertas órbitas (llamadas órbitas estables) para las cuales el electrón no emite radiación

electromagnética. En ellas, el equilibrio dinámico del electrón puede ser discutido con ayuda de la Mecánica Clásica. (Bohr, 1913, p. 5).

IC2. La transición entre órbitas estables de un electrón no puede ser explicada mediante de la Física Clásica. (Bohr, 1913, p. 5).

IC3. Dicha transición viene acompañada de la emisión/aceptación de energía electromagnética de frecuencia ν , la cual se da de forma discreta, siendo descrita por la fórmula de Planck $\Delta E = h\nu$. (Bohr, 1913, p. 5).

IC4. Durante la transición dicha frecuencia ν no coincide con la frecuencia f de oscilación del electrón en su órbita. (Bohr, 1913).

Cabe puntualizar que los apartados 3 y 4 son consecuencias del 2.

3. PROCESO DE ACEPTACIÓN

3.1. Resultados experimentales que son explicados con el modelo de Bohr

Tras la publicación del modelo no se tardó en obtener resultados experimentales que confirmaban su validez y contribuyeron a su aceptación por parte de la comunidad científica.

A partir de la ecuación que relaciona la energía E del electrón en una órbita con el número cuántico n , Bohr calculó una expresión que relaciona la frecuencia ν de la radiación emitida por una transición del electrón entre dos órbitas estables cualesquiera, y su correspondiente longitud de onda λ . Según Holton y Brush (2001), la expresión resulta ser idéntica a la fórmula empírica obtenida por Rydberg al analizar el espectro del hidrógeno con una precisión del 6% en dicha época, dándole un sentido físico a la constante de Rydberg: es una constante formada por otras constantes físicas.

La fórmula de Rydberg viene dada por la expresión:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Donde λ es la longitud de onda de las líneas espectrales del espectro del hidrógeno, R_H es la constante de Rydberg y n_1 y n_2 son dos números enteros que se corresponden con los niveles inicial y final de una transición electrónica.

Dicha constante viene dada por la expresión:

$$R_H = \frac{m_e e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2}$$

Donde m_e es la masa del electrón, e es la unidad de carga elemental, ϵ_0 es la permitividad eléctrica del vacío y h es la constante de Planck.

Además, tal y como señalan Holton y Brush (2001), el número cuántico $n=2$ se puede relacionar con la serie de Balmer, que está formada por las líneas espectrales producidas por la radiación emitida por el electrón durante su decaimiento desde un cierto nivel $n_2 > 2$ hasta $n_1 = 2$. El número cuántico $n=3$ está relacionado con la serie de Paschen, que son las rayas del espectro obtenido cuando el electrón decae desde $n_2 > 3$ hasta $n_1 = 3$. Mientras que la serie de Lyman, descubierta poco después, está relacionada con el decaimiento del electrón desde un nivel $n_2 > 1$ hasta el nivel $n_1 = 1$, es decir, hasta el llamado estado fundamental, único estado no excitado.

A continuación se expone la imagen 4, que muestra las distintas series del espectro del gas hidrógeno.

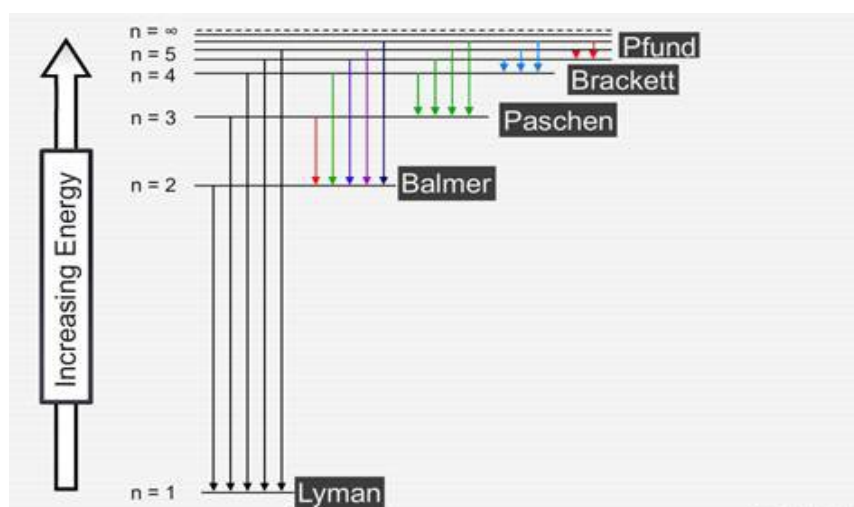


Imagen 4: distintas series espectrales del hidrógeno.⁴

Según Holton y Brush (2001), el cálculo de la energía de ionización del átomo de hidrógeno a partir del modelo se corresponde con el valor obtenido experimentalmente, pues el modelo arroja un resultado de $E = -2.18 \cdot 10^{-18} J$ frente a los $-2.17 \cdot 10^{-18} J$ medidos experimentalmente, que son prácticamente el mismo resultado. Dicho resultado se obtiene sustituyendo $n_1 = 1$ y $n_2 = \infty$ en la fórmula de Rydberg, pues la energía de ionización es la energía que se debe aportar para llevar al electrón desde su nivel más interno hasta el infinito. Así pues, se obtiene la longitud de onda λ de la radiación electromagnética incidente sobre el átomo de hidrógeno que lo ioniza. Tras obtener esta longitud de onda λ , podemos calcular el valor de la energía de ionización con la fórmula de Planck $E_f - E_i = h\nu$ obteniendo el resultado mostrado anteriormente, donde la relación entre λ y ν viene dada a través de $c = \lambda\nu$, siendo c la velocidad de la luz en el vacío.

Según Bohr (1922), el tamaño del átomo de hidrógeno predicho por el modelo se corresponde con el orden de magnitud del tamaño estimado que deben tener los átomos según la Teoría Cinética de gases, es decir, de unos $10^{-11} m$.

Estas pruebas, no fueron las únicas que dieron validez al modelo atómico de Bohr.

⁴<https://www.nextgurukul.in/wiki/concept/cbse/class-11/chemistry/structure-of-atom/atomic-spectra/3961510>

Además, con él fueron explicados otros fenómenos que aún carecían de sentido.

Holton y Brush (2001) señalan que a finales del siglo XIX Pickering describió una serie de rayas que aparecían en los espectros estelares y que no se corresponden con las frecuencias que predice el modelo. Estas mismas rayas fueron halladas en 1912 por Fowler al realizar descargas eléctricas a través de hidrógeno y helio. Este fenómeno fue explicado asumiendo que la formación de estas nuevas rayas que no predice el modelo están generadas por la radiación emitida en las transiciones de los electrones de un núcleo de helio ionizado: el He^+ , pues es similar al de un átomo de hidrógeno convencional al tener el mismo número de electrones: uno. En general, teniendo en cuenta el número atómico Z de un átomo hidrogenoide e incluyéndola en la fórmula de Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

se predicen las rayas espectrales que genera un gas formado por este tipo de átomos al ser excitado.

Al igual que el modelo de Bohr es capaz de explicar el fenómeno de emisión de radiación también debe explicar el fenómeno de absorción.

Holton y Brush (2001) afirman que en primer lugar, se había comprobado que la luz al atravesar un gas pierde ciertas frecuencias generando un espectro, llamado espectro de absorción, que sería el complementario al espectro de emisión generado por ese mismo gas si fuera excitado. Este fenómeno solo puede ser respondido razonando con el modelo de Bohr. Pues un electrón que se encuentra situado en una cierta órbita estable solo puede absorber una determinada cantidad de energía electromagnética, que se corresponde con la diferencia de energía $\Delta E = h\nu$ entre ese nivel estable y otro nivel estable cualquiera. Por lo tanto, el espectro de absorción está formado por todas las frecuencias ν que no son absorbidas por los electrones que forman el gas hidrógeno.

En segundo lugar, Holton y Brush (2001) señalan que el espectro de absorción de un gas es, generalmente, menos rico que su espectro de emisión. Como los electrones de los átomos de hidrógeno gaseoso tienden a estar en el estado fundamental (el de menor energía), la radiación con una energía distinta que la diferencia de energías ΔE entre

el nivel fundamental y otro nivel estable cualquiera no puede ser absorbida por éstos para promocionar a niveles superiores. Es muy improbable que un átomo que se encuentra en un nivel excitado absorba radiación y pase a otro nivel excitado de energía superior, puesto que es mucho más probable que se produzca un proceso de emisión de radiación. Por este motivo, es infrecuente que se detecten en los espectros de absorción las líneas correspondientes a las radiaciones que producen transiciones entre estados excitados. De hecho, para detectar por absorción la serie de Balmer se requiere que el hidrógeno se encuentre a alta temperatura, teniendo así un gran porcentaje de átomos en el segundo estado estacionario. Se explica así que el espectro de absorción sea menos rico en frecuencias que el de emisión para un determinado gas.

Según Holton y Brush (2001), otro éxito del modelo de Bohr fue explicar porqué a partir de cierta frecuencia para la radiación incidente sobre el gas hidrógeno no se obtenía un espectro de absorción discreto sino uno continuo para todo el conjunto de frecuencias. Esto se debe a que el átomo de hidrógeno queda ionizado a partir de una determinada frecuencia máxima que se corresponde con la energía de ionización del gas hidrógeno. Por lo que el conjunto de electrones que han sido arrancados de los átomos de hidrógeno que forman el gas quedan libres, y por lo tanto, al estar libres pueden absorber energía de cualquier valor dando lugar a un espectro de emisión continuo.

Como hemos visto, son muchas y muy diversas las cuestiones que explica el modelo: los espectros discretos de los átomos hidrogenides, da soporte experimental al valor de la energía de ionización del átomo de hidrógeno, obtiene un valor para el tamaño de este átomo que es coherente con el estimado por otras teorías clásicas, etc. Por lo tanto, se puede concluir que de todos estos resultados experimentales (R) que son explicados con el modelo de Bohr, los que deberían aparecer en los libros de texto son:

R1. La naturaleza del espectro del átomo de hidrógeno y el valor numérico de las frecuencias identificadas en él.

R2. Da un sentido físico a la constante de Rydberg, además de que tanto el valor teórico como el valor experimental coinciden.

R3. El valor del tamaño del átomo de hidrógeno que predice es del mismo orden de magnitud que predice la Teoría Cinética de gases.

R4. El gran acuerdo entre el valor experimental de la energía de ionización del átomo de hidrógeno y el valor teórico.

R5. Las líneas espectrales de los átomos hidrogenoides (como el He^+) eran explicadas tras una simple modificación de la fórmula de Rydberg.

3.2 Cuestiones que el modelo no explica

Aun así, el modelo de Bohr no fue capaz de explicar todos los fenómenos atómicos conocidos. Es por ello que con el tiempo fue superado por otros modelos que sí explicaban un mayor número de resultados experimentales. Entre los resultados que no pudo explicar (N) se pueden destacar los siguientes:

N1. El efecto Zeeman, que consiste en el desdoblamiento de las rayas espectrales generadas por un gas cuando se veía sometido a un campo magnético.

N2. El desdoblamiento de algunas líneas espectrales detectado al aumentar la resolución del aparato óptico con el que se observaba el espectro del hidrógeno, pues en realidad aparecían dos o más líneas donde a simple vista solo se distinguía una.

N3. La regularidad en las propiedades de los elementos que conforman la Tabla Periódica.

4. CUESTIONES RELATIVAS AL MODELO QUE LOS LIBROS DE TEXTO DEBERÍAN CONTEMPLAR

Los libros de texto deberían presentar correctamente las ideas principales sobre las que se construye el modelo de Bohr. Sin embargo, según diversos autores de investigaciones en Didáctica de las Ciencias como Blanco et al. (2013), la enseñanza tradicional no es capaz de proporcionar a los estudiantes una imagen adecuada de las ideas clásicas que los científicos debieron superar para poder establecer los principales postulados de sus teorías o modelos y en qué contexto y por qué motivo se estableció la validez o invalidez de dichas ideas.

Es por ello que, tal y como afirma Blanco et al. (2013), es importante estudiar el contexto científico de la época para favorecer el aprendizaje de la Física y contribuir de forma adecuada a la imagen que los alumnos se pueden hacer de la Ciencia y los motivos por los que son aceptados o rechazados determinados conceptos o ideas científicas.

Por lo tanto, los libros de texto deberían presentar las ideas clave IC1, IC2, IC3 e IC4 antes expuestas para poder dar a los alumnos una imagen adecuada de cómo Bohr construyó su modelo, en base a qué hipótesis y cómo superó las ideas clásicas de la Mecánica y el Electromagnetismo, las cuales en un principio habían tenido durante años un gran soporte experimental.

Además de presentar claramente el contexto histórico en el que estaba la Física Atómica a principios del siglo XX, los libros de texto deberían mostrar al menos algunos de los fenómenos que el modelo de Bohr explicaba o los valores que predecía y estaban de acuerdo con los resultados obtenidos, es decir, algunas de las pruebas que debió superar el modelo para ser aceptado como válido. Como se ha propuesto con anterioridad, éstos deberían ser los resultados R1, R2, R3, R4 y R5.

También es importante que los libros de texto presenten los resultados y fenómenos que el modelo no explicaba. Pues es el principal motivo por el cual el debió ser ampliado y mejorado. Los propuestos anteriormente eran los N1, N2 y N3.

5. ANÁLISIS DE LIBROS DE TEXTO Y RESULTADOS

A continuación, se exponen y se analizan los resultados obtenidos al estudiar cómo se presenta el modelo atómico de Bohr en diferentes libros de texto de Física y Química de Bachillerato, tanto los del primer curso como los del segundo, además de dos libros de un curso introductorio de Física universitaria.

En la tabla 1 se muestran los resultados obtenidos. En la primera columna están los libros analizados, en el resto de columnas "IC" significa idea clave del modelo de Bohr, "R" significa resultado o fenómeno experimental que explica y "N" significa resultado o fenómeno experimental que no explica.

Tabla 1: resultados obtenidos.

IC = Idea Clave del modelo; R = el modelo lo explica; N = el modelo no lo explica

Libros analizados	IC1	IC2	IC3	IC4	R1	R2	R3	R4	R5	N1	N2	N3
1 Oxford 1º-FyQ (2006)	SÍ	NO	NO	NO	SÍ	NO	NO	NO	NO	SÍ	SÍ	NO
2 Edebé 2º-Q (2007)	SÍ	NO	SÍ	NO	SÍ	SÍ	SÍ	NO	NO	SÍ	SÍ	NO
3 Edebé 2º-F (2006)	SÍ	NO	SÍ	NO	SÍ	NO	NO	NO	SÍ	SÍ	NO	NO
4 Santillana 2º-Q (2003)	SÍ	NO	SÍ	NO	SÍ	NO	NO	NO	NO	SÍ	SÍ	SÍ
5 McGraw-Hill 2º-F (2016)	SÍ	NO	SÍ	NO	SÍ	NO	NO	NO	NO	NO	NO	NO
6 McGraw-Hill 2º-Q (2016)	SÍ	NO	SÍ	NO	SÍ	NO	NO	NO	SÍ	SÍ	SÍ	SÍ
7 Oxford 2º-F (2009)	SÍ	NO	SÍ	NO	SÍ	SÍ	NO	NO	NO	NO	NO	SÍ
8 SM 1º-FyQ (2008)	SÍ	NO	SÍ	NO	SÍ	NO	NO	NO	SÍ	NO	SÍ	SÍ
9 Anaya 2º-Q (2016)	SÍ	NO	SÍ	NO	SÍ	NO	NO	NO	NO	SÍ	SÍ	SÍ
10 Reverté: Tipler (2008)	SÍ	NO	SÍ	NO	SÍ	SÍ	NO	NO	NO	NO	NO	SÍ
11 Pearson: Sears (2009)	SÍ	NO	SÍ	SÍ	SÍ	SÍ	SÍ	SÍ	SÍ	NO	NO	NO
Total (sobre 11)	11	0	10	1	11	4	2	1	4	6	6	6

Respecto a los postulados y a las ideas principales sobre las que se construye el modelo

- IC1. La Física Clásica sirve para explicar la estabilidad del átomo si se asume que el electrón solo puede orbitar en niveles estables para las que no se irradia energía.

Como se observa en la tabla, todos los libros de texto dan cuenta de esta idea clave del modelo, aunque casi siempre parcialmente. La mayoría suele presentar el primer postulado de una forma equivalente a ésta: "*El electrón se mueve alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. El espacio que rodea al núcleo está cuantizado, es decir, hay órbitas permitidas, llamadas niveles, y otras que no lo son*" (2, p. 18). Es decir, no resalta que la Física Clásica sí sirve para explicar la estabilidad siempre que se haga la suposición de que existen órbitas estables en las que el electrón no irradia energía.

De los libros analizados, ocho mezclan este primer postulado con la condición de que las órbitas estables cumplen la condición de momento angular cuantizado, afirmando que "*el electrón no puede girar en cualquier órbita, solo puede hacerlo en aquellas órbitas que cumplen que el momento angular del electrón es múltiplo de*

$$\frac{h}{2\pi}$$

" (5, p. 307). Por lo que se ajustan parcialmente a la IC1, pues tampoco resaltan que la Física Clásica explica la estabilidad del átomo para las órbitas estables del electrón, además de inventarse una condición que no forma parte de las principales ideas del modelo de Bohr, pues la cuantización del momento angular fue establecida por él en un desarrollo posterior.

Respecto a los libros de física universitarios, éstos sí que presentan el primer postulado de una forma parecida a como lo presentó Bohr, afirmando que "*el electrón en un átomo se desplaza siguiendo órbitas circulares [...] alrededor del núcleo positivo, siguiendo la ley de Coulomb y las de la mecánica clásica [...]. Solo están permitidas ciertas órbitas, llamadas estados estacionarios, en las que el electrón no radia*" (10, pp. 1229-1230). Por lo que se ajustan perfectamente a las ideas originales de Bohr.

- IC2. La Física Clásica no sirve para explicar la transición entre niveles.

Ninguno de los libros analizados especifica que la Física Clásica no sirve para explicar la transición entre niveles, pues todos lo dan a entender afirmando que Bohr se basó en la hipótesis de Planck de cuantización de la energía, exponiendo que "*el átomo solo puede pasar de unas órbitas permitidas a otras absorbiendo [...] o emitiendo fotones [...] La energía emitida en ese salto será: $\Delta E = E' - E = hf$* " (7, p. 358)

Los libros que sí que señalan que la Física Clásica no funciona para explicar la estabilidad del átomo se limitan a señalar que "*la Física Clásica indica que el electrón al girar en torno a un núcleo debe irradiar energía. Con ello, su movimiento consistiría en una espiral de caída continua hacia el núcleo, lo que se comprueba experimentalmente que no ocurre*" (6, p.14)

Por lo tanto, ningún libro se preocupa de ir más allá y explicar el problema conceptual que esta cuestión supuso, ni la relaciona con el no cumplimiento de la Tercera Ley de Kepler durante la transición electrónica.

- IC3. Una transición electrónica viene acompañada de la emisión/aceptación de energía electromagnética de frecuencia ν , la cual se da de forma discreta, siendo descrita por la fórmula de Planck $\Delta E = h\nu$.

Diez de los libros analizados sí tienen en cuenta que en una transición electrónica entre niveles estables, se emite energía de forma discreta según la fórmula de Planck. Sin embargo, no todos los libros afirman que la energía emitida sea en forma de ondas electromagnéticas, pues muchos de ellos hablan de fotones.

De los libros analizados, hay seis que utilizan el concepto de fotón como original de Bohr en su modelo, afirmando que "*el electrón solo puede cambiar de órbita absorbiendo o emitiendo un fotón con energía y longitud de onda determinadas*" (3, p. 326).

Otros tres libros o no especifican la naturaleza de la energía emitida o directamente hablan de *cuantos*, haciendo referencia a fotones y no a ondas electromagnéticas. Pues exponen que "*siempre que un átomo emite o absorbe energía, lo hace mediante cuantos completos de valor $h\nu$* " (2, p. 18)

Los tres libros restantes, sí que especifican que se emite energía en forma de

radiación electromagnética, explicando que *"un átomo emite energía cuando un electrón cambia de una órbita de mayor energía a otra de menor energía; esta energía se emite en forma de onda electromagnética"* (9, p. 49)

Los libros universitarios analizados también hablan de fotones en lugar de radiación u ondas electromagnéticas. Mientras uno de ellos afirma que *"se emite un fotón de energía hf "* (10, p. 1230), en el otro se puede leer *"la energía se irradia en forma de fotón"* (11, p. 1323).

- IC4. La frecuencia a la que oscila el electrón no es la misma a la que se emite la radiación.

Ninguno de los libros de Bachillerato analizados dan cuenta de esta idea fundamental del modelo. Cuando hablan de la frecuencia ν de la radiación emitida, omiten la relación que debería tener con la frecuencia f de oscilación del electrón. Básicamente, no entran en la cuestión de a qué frecuencia f oscila el electrón, mencionando solo la frecuencia ν a la que se emite la radiación.

De los libros universitarios analizados, solo uno de ellos nombra esta cuestión en la introducción al modelo, pero presentándola de forma difusa y para nada parecida a cómo lo hizo Bohr originalmente. Uno de ellos expone lo siguiente: *"de acuerdo con la teoría clásica, la frecuencia de las ondas electromagnéticas emitidas debería ser igual a la frecuencia de revolución [...] como resultado de un argumento bastante complicado, (Bohr logró hallar la expresión) que relacionaba la frecuencia angular de la luz emitida con las rapidez angular de los electrones en los niveles muy excitados..."* (10, p. 1322). Este libro afirma simplemente que Bohr relacionó ambas frecuencias, pero no hace hincapié en el problema conceptual que supuso que ambas frecuencias no eran las mismas, tal y como predecía la Física Clásica.

Respecto a los resultados y fenómenos que explica el modelo

- R1. Los libros de texto dan cuenta de que el modelo explica el espectro atómico del hidrógeno y las distintas líneas espectrales.

Como se observa en la tabla, absolutamente todos los libros de texto, tanto de Bachillerato como universitarios, resaltan en mayor o menor medida, que el modelo de

Bohr explica el espectro atómico del hidrógeno y predice las distintas líneas espectrales. Concretamente, especifican que "*se podían calcular las longitudes de onda asociadas a las rayas espectrales del hidrógeno*" (9, p. 51).

Por lo tanto este resultado R1 que es explicado por el modelo está bien remarcado en los libros.

- R2. El modelo le da un sentido físico a la constante de Rydberg y su valor teórico y experimental coinciden.

Solo un tercio de los libros analizados contemplan este resultado, pues la mayoría de ellos sí que presentan la fórmula de Rydberg y dan un valor a su constante.

Sin embargo, tras presentar el modelo solo cuatro libros dan cuenta de que dicha constante está formada por otras constantes físicas elementales, y que el valor obtenido teóricamente sí que se ajusta al medido experimentalmente. Presentan la cuestión del siguiente modo: "*al sustituir los valores de las constantes físicas en la expresión*

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{m_e e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

se obtiene la constante de Rydberg" (7, p. 360)

Además, hasta cinco libros, especifican que el valor obtenido por Bohr "*concuera perfectamente con la expresión obtenida por Rydberg*" (2, p. 18)

Los libros universitarios sí resaltan y dan una especial importancia a esta parte, pues afirman que "*esta concordancia proporciona una confirmación muy fuerte y directa de la teoría de Bohr*" (11, p. 1325) y "*Bohr vio [...] que el resultado que obtenía coincidía (dentro de los límites de las imprecisiones en las constantes), con el valor obtenido mediante espectroscopía*" (10, p. 1232).

- R3. El modelo arroja un valor para el tamaño del átomo de hidrógeno que coincide con el valor dado por la Teoría Cinética de Gases.

Aunque hasta ochos de los libros analizados calculan el valor del tamaño (radio) del átomo de hidrógeno utilizando el modelo, solo dos de ellos resaltan que ese valor es del mismo orden de magnitud que el valor estimado con otras teorías, como la teoría cinética de gases.

Únicamente uno de los libros de Bachillerato afirma que este valor "*coincidía con el valor hallado experimentalmente*" (2, p. 19)

Respecto a los libros universitarios analizados, solo uno de ellos resalta este resultado, afirmando que "*este resultado, de un diámetro aproximado del átomo de más o menos $10^{-10}=0.1\text{ nm}$, es consistente con las dimensiones atómicas estimadas por otros métodos*" (11, p. 1324).

- R4. El modelo arroja un valor teórico para la energía de ionización del átomo de hidrógeno que coincide con el valor experimental.

Hasta cinco de los libros analizados, especialmente los de 2º de Bachillerato y los universitarios, presentan el valor de la energía de ionización del átomo de hidrógeno o utilizan el modelo para calcularlo.

Sin embargo, solo en uno de los libros universitarios se resalta que "*[...] obtenemos una energía de ionización de 13.606 eV. Esta energía también puede medirse en forma directa, y el resultado es de 13.60 eV. Estos dos valores concuerdan en un 0.1%*" (11, p. 1325). Como se observa, hace hincapié en que tanto la teoría como el experimento concuerdan.

- R5. El modelo sirve para explicar el espectro de los átomos hidrogenoides (con un único electrón) pero no arroja valores correctos para el resto de átomos.

Únicamente cuatro libros de texto amplían el éxito del modelo a la hora de explicar el espectro de los átomos hidrogenoides. Los pocos que lo hacen suelen presentar esta cuestión contraponiéndola al hecho de que no explicara átomos complejos.

Por lo tanto, los libros presentan esta cuestión como un fracaso y no como un éxito parcial, afirmando que "*el modelo atómico de Bohr sólo resultó válido para el átomo de hidrógeno y los átomos hidrogenoides*" (3, p. 326) o que "*solo se aplicaba de forma estricta al hidrógeno y a otros iones sencillos con un solo electrón en la corteza*" (6, p. 18).

Los libros universitarios analizados van en la misma dirección al contrastar el éxito del modelo para los átomos hidrogenoides con su fracaso para los átomos polielectrónicos.

Respecto a los fenómenos que el modelo no explica

- N1. El modelo no es capaz de explicar el efecto Zeeman.

Seis de los libros de texto de Bachillerato sí que resaltan que el modelo "*tampoco explicaba el desdoblamiento de las líneas espectrales que aparecían al someter a los átomos a un campo magnético externo*" (3, p. 326) y que "*era necesario realizar modificaciones al modelo para explicar estos resultados*" (9 ,p. XXX)

- N2. El modelo no explica porqué algunas líneas espectrales en realidad son dos o más muy juntas.

Hasta cinco libros de texto, todos de Bachillerato, destacan que "*algunas líneas del espectro son en realidad dos, tres o más, tan próximas que, cuando se observan con instrumentos poco precisos, parecen una sola*" (3, p. 326)

- N3. El modelo no explica las propiedades periódicas de los elementos que conforman la Tabla Periódica.

La mitad de los libros no resaltan que el modelo de Bohr no es capaz de predecir las propiedades de los elementos de la Tabla Periódica. Esto se puede achacar a que sobreentienden que Bohr presentó su modelo con la única intención de explicar el espectro del átomo de hidrógeno.

Los libros que sí presentan esta cuestión, afirman que "*para átomos más complejos [...] no era posible explicar con él [el modelo de Bohr] sus espectros*" (6, p. 18)

6. ANÁLISIS DE RESULTADOS

A la vista de la tabla de resultados y del análisis realizado, se puede concluir que los libros de texto presentan correctamente solo algunos de los aspectos del modelo de Bohr, como las "IC1" e "IC3", aunque como se ha visto anteriormente, lo hacen con carencias. Respecto a la "IC1", en casi ninguno de los libros se explica que la Física Clásica sirve para entender la estabilidad del átomo si se asume que existen unas órbitas que son estables para las cuales el electrón, a pesar de tener una aceleración normal, en ellas no pierde energía por emisión de radiación electromagnética. En el caso de la forma que tienen los libros de presentar la "IC3", sí que exponen correctamente la hipótesis de Planck aplicada a la cuantización de la energía, pero cometen la inexactitud de afirmar que la energía emitida es en forma de fotones, cuando Bohr no utilizó este concepto. Él fue de los últimos científicos de su generación en aceptar la existencia de los fotones, propuesta por Einstein en 1905. Por lo tanto, eluden que según Bohr, la energía era emitida en forma de ondas electromagnéticas. Lo que hacen los libros es "maquillar" esta parte para que encaje mejor con la lógica de esa época y tienden a explicar antes el efecto fotoeléctrico, cuyo entendimiento vino dado gracias al concepto de fotón, para después utilizar estas partículas como una parte fundamental del modelo de Bohr, cuando originalmente no fue así.

Respecto a las "IC2" e "IC4", resulta sorprendente cómo ninguno de los libros da especial relevancia a que precisamente en la transición electrónica no se cumplen las leyes de la Física Clásica. Los libros omiten que en dicha transición, la Tercera Ley de Kepler no se cumple y, por lo tanto, no la relacionan con la obtención de un espectro de continuos en el caso de que sí se cumpliera. Además, también pasan completamente por alto la no equivalencia entre la frecuencia f a la que orbita el electrón en un cierto nivel y la frecuencia ν de la radiación que es emitida por el electrón en una determinada transición. Aunque el argumento utilizado por Bohr para relacionar ambas frecuencias y concluir que $\nu = \frac{1}{2}f$ es muy complicado, no existe ningún motivo para no enseñar a los alumnos la dificultad que supuso postular y aceptar que ambas frecuencias no podían ser la misma tal y como predecía la Electrodinámica Clásica, teoría que contaba con medio siglo de evidencias experimentales a su favor.

Respecto de los fenómenos que el modelo explica, los libros de texto sí que destacan que éste es capaz de explicar de forma correcta el espectro de emisión discreto del gas hidrógeno, prediciendo las líneas de las distintas series espectrales. Por lo tanto, se puede concluir que los libros sí dan la suficiente importancia a que uno de los objetivos de Bohr era proporcionar un modelo atómico que fuera capaz de explicar los espectros discretos.

A pesar de que la mayoría de los libros sí que introducen la fórmula de Balmer y destacan la constante de Rydberg que en ella aparece, no todos suelen remarcar que dicha constante se puede calcular utilizando el modelo ni que su valor es muy parecido al obtenido experimentalmente. Los libros tampoco explican que esta constante está formada por constantes fundamentales. Este resultado es muy importante, pues supuso una evidencia más a favor del modelo y ayudó a su rápida aceptación por parte de la comunidad científica.

Respecto al cálculo del tamaño del átomo de hidrógeno, aunque casi todos los libros utilizan el modelo para poder calcularlo, casi ninguno de ellos expone que el valor obtenido con el modelo es del mismo orden de magnitud que el estimado mediante otras teorías clásicas. El hecho de no contrastar el resultado teórico obtenido con otras fuentes, hace que dicho resultado pueda carecer de importancia por no ser comprobable, cuando en realidad sí que supuso otro éxito más del modelo y ayudó a su aceptación.

Como se ha visto, la mitad de los libros de texto presenta el valor obtenido mediante el modelo de la energía de ionización del átomo de hidrógeno. Sin embargo, casi ninguno de ellos resalta que este valor coincidía perfectamente con el obtenido experimentalmente. Por lo que respecto a este punto, los libros de texto tampoco destacan que este fue otro éxito que ayudó a aceptar el modelo en su época.

El último resultado que según este trabajo debería presentarse en los libros de texto, que constituye otro de los éxitos del modelo de Bohr, es que tras una simple modificación de la fórmula de Balmer, el modelo es capaz de explicar los espectros de los átomos hidrogenoides. Este hecho supuso otro logro más, pues ya no sirve únicamente para el hidrógeno. Sin embargo, los libros contrastan este éxito con el fracaso que supuso que no sirviera para explicar los átomos polielectrónicos. Por lo tanto, tienden a resaltar fenómenos que no explica en vez de los que sí.

Respecto a los fenómenos que no explica el modelo de Bohr, la mitad de los libros destacan que no es capaz de predecir el efecto Zeeman, el desdoblamiento de una línea espectral al observarla con un aparato de mayor resolución y su invalidez para átomos multielectrónicos. Por lo tanto, solo éstos resaltan la importancia de estos hechos como argumentos a favor de la necesidad de ampliar el modelo y construir uno mejor que sí sea capaz de tener en cuenta estas cuestiones.

En líneas generales, los libros de texto suelen seguir siempre el mismo patrón a la hora de presentar el modelo de Bohr. En primer lugar, introducen el contexto histórico de la época, detallando que los espectros discretos aún carecían de soporte teórico. A continuación, explican que la hipótesis de Planck, que cuestionaba únicamente que el intercambio energético se diera de forma continua, suscitó a Bohr la idea de formular un modelo atómico para el hidrógeno. Un ejemplo del patrón que siguen los libros de texto para presentar las hipótesis del modelo se observa perfectamente en el libro Oxford de 2º Física, del cual se reproduce a continuación los postulados del modelo tal y como los presenta:

- Existen órbitas, denominadas "permitidas", en las que el electrón que se mueve con celeridad constante no emite ningún tipo de radiación. Estas órbitas constituyen estados estacionarios del átomo.
- Las órbitas permitidas son las únicas en las que puede moverse el electrón. Dado que estas órbitas están cuantizadas, el momento angular del electrón en ellas tomará valores discretos (o cuantizados).
- Para cambiar de nivel, un electrón debe absorber o emitir energía en forma de fotones con una energía del valor de hf .

Para después, utilizar algunos de los argumentos R1, R2 o R3 y así explicar porqué el modelo debió ser ampliado.

Finalmente, cabe destacar que los libros presentan la cuantización del momento angular como postulado elemental del modelo. No se corresponde con lo que Bohr planteó inicialmente, y además en Bachillerato los alumnos aún no han tratado apenas el concepto de momento angular, por lo que no les es útil para entender mejor el modelo.

7. CONCLUSIONES

En este trabajo se ha llevado a cabo un estudio histórico que ha permitido identificar las ideas clave que llevaron a Bohr a establecer el modelo atómico que lleva su nombre, los resultados experimentales que explicaba y los que no pudo explicar.

Una vez identificados, se han analizado nueve libros de Bachillerato y dos libros universitarios, y a la luz de los resultados obtenidos y su análisis, se ha concluido que ninguno de los libros de texto analizados presentan las ideas clave del modelo tal y como Bohr las enunció.

Los problemas detectados son que los libros no especifican los contextos en los que Bohr consideró a la Física Clásica válida y en los que no. Además, no presentan un número suficiente de resultados que el modelo sí explica. Sin embargo, una de las cuestiones positivas detectadas es que los libros sí que suelen dar cuenta de los resultados que el modelo no explica. Esto les es útil para justificar la necesidad de su ampliación.

A continuación, se indican algunas de las consecuencias negativas que se derivan de este enfoque inadecuado. El hecho de que los libros de texto no presenten el modelo del modo correcto puede ocasionar a que los alumnos no se hagan una idea correcta de cómo avanza la Ciencia y por qué motivo dejan de ser válidas ideas antiguas y se deben formular unas nuevas. Además, el que no den cuenta de algunos de los resultados más importantes que dieron validez al modelo, implica que los alumnos no puedan entender los motivos por los que el modelo fue aceptado rápidamente en su época.

Por todos estos aspectos, se concluye que los libros de texto deberían cambiar su forma de introducir el modelo de Bohr a una que se asimile a la forma en la que él introdujo sus hipótesis, rechazó las ideas clásicas y se resalte claramente los motivos por los que se justifican tales decisiones. Todo ello permitirá a los estudiantes hacerse una idea correcta de cómo avanza la Ciencia.

8. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Agustench M., Caamaño A., Del Barrio J. A., y Puente J., (2008), *Física*, Madrid, España: SM.
- Araque Guerrero J. A., Illiana Rubio J., Liébana Collado A., y Teijón Rivera J. M., (2016), *Química*, Madrid, España: Anaya.
- Armero Rovira J., Castello Castellano D. J., García Pozo T., y Martínez de Murguía Larrechi M. J., (2006), *Física*, Barcelona, España: Oxford Educación
- Ballestero Jadraque M., y Barrio Gómez de Agüero J., (2006), *Física y Química*, Madrid, España: Oxford Educación
- Barrio Gómez de Agüero J., (2016), *Física*, Madrid, España: Oxford Education.
- Blanco, J. L. D., Torregrosa, J. M., & Alemany, F. S. (2013). ¿ Los modelos atómicos de Thomson y Rutherford que se presentan habitualmente en las clases se corresponden con sus aportaciones?. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 31(1).
- Bohr, N. (1913). XXXVII. On the constitution of atoms and molecules. *The London, Edinburgh, and Dublin Philosophical Magazine and Journal of Science*, 26(153), 476-502.
- Bohr,N. (1922, Diciembre). "La estructura del átomo". Suecia, Estocolmo. Obtenido del enlace web: <https://www.nobelprize.org/uploads/2018/06/bohr-lecture.pdf>
- Freedman, R. A., Sears, F. W., Young, H. D., & Zemansky, M. W. (2009). *Sears Zemansky Física universitaria: con física moderna/Física universitaria* (No. 53). Addison-Wesley;.
- García Pérez J. A., y Peña Sainz A., (2016), *Física*, Madrid, España: McGraw-Hill.
- García-Serna Colomina J. R., y García Pozo T., (2007), *Química*, Barcelona, España: Edebé
- Holton, G. J., & Brush, S. G. (2001).El modelo atómico de Bohr. En *Introducción a los conceptos y teorías de las ciencias físicas* (pp. 706-718). Reverté.
- Martín Sánchez R., Pozas Magariños A., Ruiz Sáenz de Miera A., y Vasco Merino A. J., (2016), *Química*, Madrid, España: McGraw-Hill.

Ortiz Gallardo M. J., Pastor Benjumeda E., y Pérez Cifuentes M. A., (2003), *Química*,
Madrid, España:Santillana.

Tipler, P. A., & Mosca, G. (2010). *Física para la ciencia y la tecnología: Electricidad y magnetismo, luz, física moderna* (Vol. 2). Reverté.