

¿LOS LIBROS DE TEXTO DE BACHILLERATO INTRODUCEN ADECUADAMENTE LOS MODELOS ATÓMICOS DE THOMSON Y RUTHERFORD?

ARE THOMSON AND RUTHERFORD ATOMIC MODELS CORRECTLY INTRODUCED IN UPPER SECONDARY SCHOOL TEXTBOOKS?

Josep Lluís Doménech Blanco
jl.domenech@ua.es

Francisco Savall Alemany
pacosavall@gmail.com

Joaquín Martínez Torregrosa
joaquin.martinez@ua.es

Universidad de Alicante

RESUMEN: Desde diferentes enfoques se acepta que el aprendizaje se verá favorecido en la medida en que los estudiantes noten las dificultades que hubo que superar en la construcción de los conocimientos científicos y, también, cómo se sustituyen determinadas concepciones por otras. Una enseñanza basada en el desarrollo de modelos se muestra especialmente adecuada a dicho propósito. A tal fin se ha puesto el punto de mira en la historia de la ciencia. En el presente trabajo, después de realizar una revisión epistemológica sobre la construcción y evolución de los modelos atómicos de Thomson y Rutherford, establecemos un conjunto de ideas que consideramos clave para que los alumnos comprendan dichos modelos. Dichos aspectos son utilizados para analizar libros de texto de bachillerato (16-18 años). Los resultados obtenidos ponen de relieve la muy escasa atención que la enseñanza habitual presta a dichos modelos y las deficiencias con que son introducidos.

PALABRAS CLAVE: modelo, estructura atómica, Thomson, Rutherford.

ABSTRACT: It's accepted that learning will be enhanced if students realize the difficulties that must have been faced when the scientific knowledge was established and how previous conceptions were changed for new ones. A model development based teaching strongly suits that purpose. In this paper historical and epistemological key ideas, relevant for students understanding of the Thomson and Rutherford atomic models and their evolution, are identified, based on an historical and epistemological revision of the construction and evolution of Rutherford and Thomson models. These ideas are used to analyse how the unit is introduced in upper secondary school textbooks (16-18 years). Results show that usual teaching is far away from them and that atomic models are deficiently introduced.

KEYWORDS: model, atomic structure, Thomson, Rutherford.

Fecha de recepción: setiembre 2011 • Aceptado: abril 2012

Doménech, J.L., Martínez Torregrosa, J. y Savall, F. (2013). ¿Los modelos atómicos de Thomson y Rutherford que se presentan habitualmente en las clases se corresponden con sus aportaciones? *Enseñanza de las Ciencias*, 31 (1), pp 29-43

INTRODUCCIÓN Y PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Entre profesores e investigadores en didáctica hay un amplio acuerdo en que, en el siglo XXI, la enseñanza de las ciencias no puede limitarse a una transmisión e interiorización de los conocimientos teóricos. Las demandas que una sociedad cambiante, como sin duda será la sociedad del futuro, y compleja plantea suponen auténticos retos para la enseñanza en general, y para la de las ciencias en particular (Hodson, 2003). Uno de los desafíos mayores es el relacionado con la participación de los ciudadanos en la toma de decisiones que tengan que ver con el desarrollo científico, y esto exige que los estudiantes desarrollen una mínima concepción sobre cómo funciona el mundo natural, pero también que perciban el carácter dinámico de los conocimientos científicos, es decir, que adquieran nociones sobre cómo se elaboran dichos conocimientos y sobre los criterios que se utilizan para aceptar o rechazar las ideas.

Este envite ha llevado a investigadores y profesores a poner la mirada en la historia de la ciencia. Hacer que los alumnos conozcan ejemplos concretos de cómo se han ido introduciendo, construyendo, evolucionando y, también, sustituyendo, los conceptos, los modelos y las teorías, facilitará su comprensión y proporcionará una imagen más ajustada de lo que supone el avance científico.

En los últimos años, una de las líneas de investigación más fecundas de la didáctica de las ciencias ha consistido en el desarrollo de una enseñanza basada en la elaboración y construcción de modelos (Justi, 2006). Puesto que los modelos actúan de intermediarios entre las teorías y las experiencias, aprender a pensar científicamente supone ser capaz de desarrollar, evaluar y revisar modelos (Justi y Gilbert, 2000), así como aprender a usar diversos modelos de forma simultánea reconociendo las ventajas y limitaciones de cada uno de ellos (McKagan et al., 2008).

Un campo de la historia de la ciencia especialmente abonado a este respecto es el de la estructura atómica. En el transcurso de unos pocos años, Joseph John Thomson, Ernest Rutherford y Niels Bohr, principalmente, propusieron diferentes modelos sobre el átomo que pueden ser utilizados para hacer comprender a los estudiantes su proceso de construcción y evaluación. Muchas investigaciones se han realizado con el propósito de analizar la coherencia entre los modelos históricos sobre el átomo y la manera como se presentan en los libros de texto, así como sobre la comprensión alcanzada por los estudiantes. Al analizar textos de química desde la historia, Niaz (1998) concluyó que en la mayoría de los textos los resultados experimentales constituyen la única guía para el avance científico, quedando en un segundo término los procesos que llevaron a los científicos a diseñar e interpretar las experiencias realizadas. A los mismos resultados llegan Rodríguez y Niaz (2004) al analizar la presentación de los modelos atómicos en textos estadounidenses de física general. Consecuentemente, los estudiantes universitarios de primer curso mantienen una concepción positivista sobre el progreso en ciencias: los resultados experimentales, y no las hipótesis que guían el diseño de las experiencias, son el vector de avance en la elaboración de los modelos atómicos (Blanco y Niaz, 1998). Al estudiar la manera cómo textos brasileños y británicos introducen los modelos atómicos, Justi y Gilbert (2000) concluyen que, en general, no reflejan una interpretación adecuada de la naturaleza de los modelos ni del papel jugado por ellos. Un análisis de textos de química que abarca desde 1929 hasta 1992 lleva a Rodríguez y Niaz (2002) a afirmar que el ninguneo de la historia de la ciencia es una constante de todos los tiempos en la enseñanza de los modelos atómicos. Resultados similares obtienen Cuellar et al. (2008) al estudiar la manera como se introduce el modelo de Rutherford en textos de secundaria y de química general. Niaz et al. (2002) desarrollan una estrategia de enseñanza sobre la estructura atómica basada en las publicaciones de Thomson, Rutherford y Bohr, e informan de cambios conceptuales progresivos en los alumnos aun cuando, a menudo, aparecen contradicciones y resistencias. Izquierdo y Adúriz-Bravo (2009) analizan textos de química de la primera mitad del siglo XX y muestran la evolución de las explicaciones desde un primer momento en el que los científicos interpretaban los fenómenos como

una evidencia de la discontinuidad de la materia hasta la incorporación de la estructura atómica para dar cuenta del cambio químico.

Una característica común a los análisis realizados es que han puesto el acento en el papel desempeñado por los resultados obtenidos por Thomson con los rayos catódicos y por Hans Geiger y Ernest Marsden en la dispersión de partículas alfa en la introducción y evolución de los modelos atómicos, así como en la imagen transmitida de la ciencia (Blanco y Niaz, 1998; Niaz, 1998; Rodríguez y Niaz, 2002; Rodríguez y Niaz, 2004; Cuellar, 2008). Nuestro propósito es completar estos análisis estudiando otros aspectos importantes de los modelos. Los análisis anteriores no muestran si los libros de texto, además de poner el énfasis en los resultados experimentales apuntados, introducen otras ideas que ayuden a adquirir una imagen más ajustada de lo que supone el progreso en la construcción de modelos. En concreto, si queremos que los alumnos construyan una imagen más adecuada de lo que significa el avance científico, es necesario que aprecien que, más allá de los resultados experimentales obtenidos con los rayos catódicos, Thomson, con su modelo, pretendía explicar los espectros de los gases, la radioactividad de algunos materiales, las valencias de los elementos, los enlaces... En conclusión, hay diversas razones detrás del hecho de que el modelo atómico de Thomson fuese el modelo ampliamente aceptado por la comunidad científica de la primera década del siglo XX, y conviene que los alumnos sean conscientes de ellas. Por supuesto que habrán de conocer también sus limitaciones. Por su parte, Rutherford se limitó a proponer un átomo nuclear. Estrictamente hablando, el modelo atómico de Rutherford no es tal, pues nada dice sobre el estado de los electrones en el átomo. Nuestro propósito es averiguar en qué medida las presentaciones que se hacen en los libros de texto de bachillerato de los modelos atómicos de Thomson y Rutherford se ajustan a los modelos históricos.

Nos hemos limitado a los modelos de Thomson y Rutherford porque son relativamente sencillos y pueden ser utilizados para poner de relieve, en casos concretos, lo que supone progresar en ciencias.

El análisis histórico-epistemológico nos permitirá fundamentar las ideas clave sobre los modelos de Thomson y Rutherford que hemos apuntado en el párrafo anterior y que consideramos pertinente tratar. Posteriormente, procederemos al análisis de libros de texto de bachillerato a fin de decidir si recogen dichos aspectos.

ANÁLISIS HISTÓRICO-EPISTEMOLÓGICO DE LOS MODELOS DE THOMSON Y RUTHERFORD DEL ÁTOMO

El modelo atómico de Thomson

Con el objetivo de explicar la diversidad de sustancias existentes en la naturaleza, Dalton, a principios del siglo XIX, propone que los elementos están formados por átomos. Según Dalton, los átomos de los distintos elementos son diferentes entre sí, aun cuando carecen de estructura interna. La creencia, fundamentalmente entre los químicos, en la unidad de la materia llevó pronto a cuestionar el carácter macizo de los átomos. En este sentido, Prout, a mediados de la década de 1810, propuso que los átomos de los diferentes elementos estaban constituidos por átomos de hidrógeno (Brock, 1992; Bensaude y Stengers, 1997). Esto significaría que realmente existía un único tipo de materia que se presentaría en diferentes estados de combinación (Scerri, 2007). Con el transcurso del siglo, y mucho antes del descubrimiento del electrón, se fueron proponiendo sucesivos modelos en los cuales los átomos estaban formados por partículas subatómicas. Bien es verdad que se trataba de modelos puramente especulativos, sin ningún apoyo empírico (Kragh, 2010).

J. J. Thomson fue el primer científico en proponer un modelo cuantitativo para el átomo. La base la constituían los electrones (corpúsculos, los llamó inicialmente), partículas con carga negativa que

él había detectado unos años atrás. Fue el primer modelo que se prestaba a ser refinado tanto teórica como experimentalmente (Heilbron y Kuhn, 1969).

En un primer momento, en 1897, Thomson se limitó a sugerir que los electrones eran partículas subatómicas. Se reafirmó en esta idea cuando, al determinar la masa de los electrones, constató que esta era unas mil veces menor que la masa del átomo más ligero, el de hidrógeno. En el mismo trabajo en el que presentó los valores obtenidos para la carga y la masa del electrón dio a conocer su modelo de pudín de pasas:

Considero al átomo conteniendo un gran número de cuerpos más pequeños que llamaré corpúsculos [electrones, se les llama actualmente]; estos corpúsculos son iguales entre sí; la masa de un corpúsculo es de [...] alrededor de $3 \cdot 10^{-26}$ g. En el átomo ordinario, este conjunto de corpúsculos forma un sistema que es eléctricamente neutro. Aunque los corpúsculos individuales se comportan como iones negativos, cuando se reúnen en un átomo neutro el efecto negativo se compensa por algo que hace que el espacio por el que los corpúsculos están dispersos actúe como si tuviesen una carga de electricidad positiva igual en magnitud a la suma de las cargas negativas en los corpúsculos (Thomson, 1899, p. 566).

Influido por William Thomson, *lord Kelvin*, quien en 1901 había imaginado el átomo como una esfera de carga positiva y que contenía los electrones, J. J. Thomson elaboró un modelo cuantitativo con el cual intentó explicar la radioactividad que presentan algunas sustancias, las regularidades en el comportamiento de los elementos reflejadas en el sistema periódico, las valencias observadas de los elementos, la formación de moléculas y los espectros, fundamentalmente.

Según el modelo mucho más elaborado que presentó en 1904 (Thomson, 1904a y b), el átomo está constituido por una esfera sin fricción cargada positivamente en cuyo interior se encuentran los electrones. El volumen de la esfera, aunque de dimensiones atómicas, es, según Thomson, muy superior al del electrón. Así como se sabía de la existencia de los electrones, no había ninguna evidencia de la existencia de la esfera positiva. Como reconocía el propio Thomson, la existencia de la esfera positiva es puramente especulativa (Kragh, 2010). Thomson atribuía la práctica totalidad del peso atómico a los electrones, con lo cual resultaba que un átomo tenía que estar formado por un gran número de electrones. Para el caso del átomo más ligero, el de hidrógeno, Thomson supuso que contendría unos 1000 electrones: «Consideremos el caso del hidrógeno, para el cual n [número de electrones] = 1000...» (Thomson, 1904a, p. 111).

Thomson intuyó que las propiedades de los elementos debían de estar relacionadas con la distribución de los electrones en el átomo. Es así que se enfrentó al arreglo de los electrones en la esfera de carga positiva. La estabilidad del átomo, razonaba Thomson, exige que los electrones se encuentren en equilibrio mecánico. Equilibrio que viene dado por la atracción entre cada uno de los electrones y la carga positiva de la esfera y las repulsiones entre todos los electrones. Con este punto de partida demostraba matemáticamente que para el caso de dos electrones, estos se sitúan sobre una línea que pasa por el centro de la esfera de radio a y, cada uno, a una distancia $a/2$ del centro; en el caso de 3 electrones, se colocan en los vértices de un triángulo equilátero centrado en la esfera y de lado aproximadamente $0,57a$; cuando se disponga de 4 electrones se situaran en los vértices de un tetraedro centrado en la esfera. La distribución se complica cuando el número de electrones a distribuir es grande:

[Cuando el número de corpúsculos es superior a 7 u 8], los corpúsculos se distribuyen en dos grupos. Los corpúsculos del grupo que contiene el menor número se sitúan en la superficie de un pequeño cuerpo concéntrico con la esfera; los corpúsculos del otro grupo estarán en la superficie de otro cuerpo concéntrico más grande. Cuando el número de corpúsculos continúa aumentado, se llega a un estado donde no se puede alcanzar el equilibrio dividiéndose en dos grupos, y los corpúsculos se distribuyen en tres grupos, dispuestos concéntricamente; y a medida que crece el número se pasa por estados en los que son necesarios más grupos

para el equilibrio. Para cualquier número considerable de corpúsculos, el problema de hallar la distribución de equilibrio es demasiado complejo de determinar... (Thomson, 1904a, p. 112).

Para Thomson los electrones pueden estar en movimiento. Él demuestra que, para el caso de unos pocos electrones, el conjunto es estable si se les distribuye a intervalos regulares en un anillo que se mueve a velocidad constante alrededor del centro de la esfera. Thomson encuentra que, al igual que ocurre cuando están en reposo, cuando el número de electrones que se vaya a distribuir es superior a 7 u 8, la estabilidad del sistema exige más de un anillo. En la tabla siguiente se presenta la distribución de electrones prevista por Thomson (1904b) en algunos casos:

Número de corpúsculos	60	55	50	45	40	35
Número de anillos sucesivos	20	19	18	17	16	16
	16	16	15	14	13	12
	13	12	11	10	8	6
	8	7	5	4	3	1
	3	1	1			

El hecho de que los electrones se distribuyan diferentemente según estén en reposo o en movimiento no supone una dificultad insalvable para Thomson:

Hasta aquí hemos supuesto que los corpúsculos están en reposo; si, sin embargo, están en un estado de movimiento uniforme y circular alrededor del centro de la esfera, los efectos de la fuerza centrífuga los lanza hacia fuera de la esfera, sin necesidad de alcanzar la inestabilidad. [...] Hay, no obstante, muchos casos en que la rotación es esencial para la estabilidad de la configuración. Así, consideremos el caso de cuatro electrones. Si la rotación es rápida, hay estabilidad cuando los corpúsculos están en los vértices de un cuadrado, el plano del cual es perpendicular al eje de rotación; cuando la velocidad disminuye por debajo de un valor, el arreglo de los cuatro corpúsculos se hace inestable, y los corpúsculos tienden a colocarse en los vértices de un tetraedro regular, que es el arreglo estable para el reposo (Thomson, 1904a, p. 97).

La inspección de las distribuciones encontradas pone de relieve, según Thomson, que podemos hablar de familias de átomos, pues presentan arreglos semejantes. Así, la distribución para el caso de un átomo de, por ejemplo, 60 electrones (20, 16, 13, 8, 3) contiene los mismos anillos que una con 40 (16, 13, 8, 3), más otra de 20 electrones. Aquí está, en su opinión, la clave de la ley periódica.

Thomson demostró que dichas distribuciones de electrones eran estables cuando se las somete a pequeñas perturbaciones, es decir, cuando los electrones son separados, en el plano del anillo, de su posición de equilibrio. Determinó las frecuencias de vibración de los electrones, pero no consiguió relacionarlas con las frecuencias de las líneas espectrales.

Más éxito, al menos cualitativo, tuvo Thomson cuando intentó explicar el fenómeno de la radioactividad. Él suponía que si la velocidad a la que giran los electrones alcanza un valor límite, la configuración se hace inestable y el átomo se romperá en pedazos. Supuso que las valencias de los elementos son el resultado de pérdidas y ganancias de electrones por parte de los átomos, e intuyó el origen electrostático de los enlaces entre átomos. Por último, apuntaremos que Thomson explicaba la dispersión de las partículas beta suponiendo que la desviación de una partícula al atravesar el átomo era debida a la acumulación de las pequeñas dispersiones originadas por muchos electrones individuales (Heilbron, 1981).

A Thomson no se le pasó por alto la radiación de energía por parte de los electrones acelerados, lo que podría llevar al colapso del átomo. Él demostró que, excepto en el caso de un electrón, la pérdida de energía puede ser muy pequeña, ya que los electrones igualmente espaciados en el anillo absorben la radiación entre sí (Heilbron, 1981; Cruz et al., 1986; Kragh, 2007).

El modelo gozó de un reconocido prestigio en el periodo de 1904 a 1910 y ello se debió, sobre todo, a los desarrollos matemáticos realizados por Thomson respecto de las distribuciones de electrones.

Desde un punto de vista predictivo, el modelo se utilizaba para explicar, cualitativamente, las valencias de los elementos, la ley periódica y algunos fenómenos radioactivos. Un inconveniente lo constituía el hecho de que su átomo no se correspondía con ningún elemento real, tampoco servía para explicar las frecuencias de los espectros, y esto ni siquiera para el caso del átomo más ligero, el de hidrógeno, y ello no solo por las dificultades matemáticas que supone enfrentarse a un átomo con más de 1000 electrones, sino también porque Thomson desconocía cuál era exactamente dicho número. Las distribuciones encontradas para el caso de unos pocos electrones sólo sirven como modelo. Se trataba de hándicaps que no pasaban desapercibidos a la comunidad.

Otra fuente de problemas surgió cuando se convino que el número de electrones de los átomos era muy inferior al que Thomson había sugerido inicialmente. En 1906, Thomson concluía que el número de electrones de los átomos era mucho menor de lo que había supuesto dos años atrás:

En este artículo considero tres métodos de determinación del número de corpúsculos en un átomo de una sustancia elemental, los tres llevan a la conclusión de que este número es del mismo orden de magnitud que el peso atómico de la sustancia (Thomson, 1906, p. 769).

La disminución del número de electrones tenía consecuencias para su modelo de átomo. Con un número tan reducido de electrones, se hacía evidente que había que buscar en otros lugares el peso del átomo. Además, con un átomo con tan pocos electrones, ahora sí que era posible confrontar sus predicciones cuantitativas con las propiedades químicas y físicas de las sustancias elementales. Se trataba de auténticos retos que el modelo de Thomson no conseguía superar (Kragh, 2007).

Rutherford y el átomo nuclear

Otro obstáculo lo constituyó la dispersión de las partículas alfa. Si el modelo de Thomson era capaz de explicar la dispersión de las partículas beta, no ocurría lo mismo para el caso de las alfa, sobre todo cuando ya se aceptaba que el número de electrones del átomo era muy inferior al supuesto inicialmente por Thomson.

Empezaremos por señalar que la preocupación inicial de Rutherford estaba muy alejada de la estructura del átomo; su interés tenía que ver con el comportamiento y la naturaleza de las partículas alfa (Sánchez Ron, 2001; Kragh, 2010). Fueron los resultados de dispersión obtenidos al hacer pasar partículas alfa a través de láminas metálicas delgadas los que le llevaron a la estructura atómica.

En el artículo de 1909, Geiger y Marsden presentaron los resultados obtenidos al lanzar partículas alfa sobre finas láminas de aluminio, platino, oro... En él informaban de que, para el caso de una fina lámina de platino, aproximadamente 1 de cada 20.000 partículas alfa incidentes eran reflejadas (se dispersaban con ángulos superiores a 90°).

Se trataba de un resultado que unos años antes podía ser explicado con el modelo de Thomson, y eso porque este suponía que la desviación de una partícula alfa al atravesar un átomo era debida a múltiples desviaciones sucesivas. Si el número de electrones de un átomo era tan elevado como Thomson suponía en 1904 eran posibles desviaciones superiores a los 90° por la acumulación de muchas pequeñas desviaciones. Pero en 1909 el mismo Thomson aceptaba que el número de electrones era muy inferior al que suponía inicialmente. Con un número tan reducido de electrones, el modelo de Thomson era incapaz de dar cuenta de la dispersión de las partículas alfa. Había que rendirse a la evidencia, los resultados de Geiger y Marsden eran realmente sorprendentes y están en el origen del interés de Rutherford por la estructura del átomo (Heilbron, 1981).

Aunque visto en retrospectiva las implicaciones de los resultados de Geiger y Marsden nos pueden parecer evidentes, hay que reconocer que hubieron de pasar casi dos años para que Rutherford diera a conocer su modelo. Es más, dicho modelo pasó desapercibido durante otros dos años. No fue hasta 1913 cuando la comunidad se fijó en él (Heilbron y Kuhn, 1969). Sin duda, Rutherford intentó explicar dichas observaciones con el átomo de Thomson y necesitó tiempo para asegurarse de su imposibilidad (Sánchez Ron, 2001). Es un ejemplo que evidencia que el tránsito de los datos experimentales a los modelos, o teorías, es bastante más complejo de lo que se suele creer.

Rutherford empieza su artículo de 1911 indicando que las grandes desviaciones¹ de las partículas alfa no pueden ser debidas a una acumulación de pequeñas desviaciones, como suponía Thomson:

... se verá más adelante que la distribución de partículas α para varios ángulos de gran desviación no sigue la ley de probabilidad que se esperaría si tales grandes desviaciones fueran el resultado de un gran número de pequeñas desviaciones. Parece razonable suponer que la desviación con un gran ángulo es debida a un solo encuentro... (Rutherford, 1911, p. 669).

Además, en opinión de Rutherford, el átomo de Thomson era demasiado «blando» como para que la gran desviación fuese debida a un único encuentro:

[Según Thomson] la dispersión debida a un único encuentro atómico es pequeña y la particular estructura supuesta para el átomo no admite una desviación muy grande al atravesar un solo átomo, salvo que suponga que el diámetro de la esfera de electricidad positiva es diminuto en comparación con el diámetro de la esfera de influencia del átomo (Rutherford, 1911, p. 670).

Cuando se enfrenta teóricamente al encuentro entre una partícula α y un átomo, Rutherford afirma:

[El átomo] contiene una carga $\pm Ne$ en su centro rodeada por una esfera de electrificación con una carga $\pm Ne$ que suponemos uniformemente distribuida a través de una esfera de radio R , donde e es la unidad fundamental de carga. [...] Supondremos que [...] la carga central y también la carga de la partícula α están concentradas en un punto (Rutherford, 1911, p. 671).

Con esta suposición, y aceptando que el número de electrones del átomo es del orden de la mitad de su peso atómico, Rutherford determinó la proporción de partículas alfa que debían desviarse en una dirección dada. Dicho valor se aproximaba en buena medida al obtenido experimentalmente por Geiger y Marsden.

En su artículo de 1911, Rutherford propuso un átomo que consistía en una esfera electrificada con una carga puntual en su centro (la carga de la esfera es opuesta a la del centro). Nada decía respecto de cómo se encuentran los electrones:

La cuestión de la estabilidad del átomo propuesto no necesita ser considerada en este estadio, ya que esto dependerá de la estructura íntima del átomo y del movimiento de las partes cargadas constituyentes (Rutherford, 1911, p. 671).

Y ello no es como consecuencia de su desconocimiento de un modelo planetario, pues conocía el modelo «saturniano» que Nagaoka había propuesto en 1903 y al cual se refiere:

Es interesante notar que Nagaoka ha considerado matemáticamente las propiedades de un átomo «saturniano» que se supone consiste en una masa atractiva central rodeada por anillos de electrones en rotación. Él demostró que un tal sistema es estable si la fuerza atractiva central es grande. Desde el punto de vista

1. Hay que resaltar el interés que Rutherford manifestó por dar cuenta de las grandes desviaciones y no de los rebotes que algunas partículas experimentaban.

considerado en este artículo, la probabilidad de una gran deflexión estaría prácticamente inalterada, si el átomo es considerado como un disco o como una esfera... (Rutherford, 1911, p. 688).

Lo que Rutherford resalta es la coincidencia con Nagaoka en su propuesta nuclear, pero para nada se refiere al estado de los electrones. Seguramente porque conocía la inestabilidad de dicho átomo, pero no por la emisión de radiación electromagnética, sino por razones mecánicas (Sánchez Ron, 2001; Kragh, 2010).

Thomson había distribuido los electrones en anillos planos en el interior de la esfera cargada positivamente, lo que permitía al sistema ser estable siempre que se respetara una determinada distribución de los electrones en el anillo, como hemos indicado anteriormente. Sin embargo, el modelo «saturniano» de átomo con los electrones en anillos externos a la carga positiva no es estable para desplazamientos pequeños de los electrones en el plano de su órbita. Mientras el anillo rota sin sufrir fluctuaciones no hay problema de estabilidad mecánica, pero frente a un pequeño desplazamiento de alguno de los electrones, producido por perturbaciones mecánicas o por radiaciones procedentes de átomos vecinos o de anillos del mismo átomo, las repulsiones entre los electrones conducen al «desgarro» del átomo (Heilbron y Kuhn, 1981; Heilbron, 1981).

Solo a partir de 1913, Rutherford hablaría de electrones girando alrededor de la carga positiva central, pero para esa época ya se debatían otros modelos e ideas. Un manuscrito de 1912 de Bohr, al que se refieren Heilbron y Kuhn (1969), pone de manifiesto que su principal preocupación era dotar al átomo de estabilidad mecánica y que ello requería que se introdujesen hipótesis no consideradas hasta el momento, siendo la inestabilidad producida por la emisión de radiación un problema menor:

Según el modelo atómico propuesto por el prof. Rutherford para explicar la «gran difusión» de partículas α –escribía Bohr en el manuscrito–, el átomo está formado por una carga positiva concentrada en un punto [...] rodeada por un sistema de electrones, cuya carga total es igual a la del «núcleo» positivo; se supone que el núcleo es el asiento de la masa del átomo.

Y continuaba:

En semejante átomo no puede existir una configuración de equilibrio sin movimiento de los electrones [...] Consideraremos, por tanto, en primer lugar las condiciones de estabilidad de un anillo de n electrones girando alrededor de un punto de carga positiva de magnitud $n \cdot e$.

Mediante un análisis análogo al utilizado por Sir J. J. Thomson en su teoría sobre la constitución del átomo se puede demostrar fácilmente que un anillo como el considerado aquí no es estable en el sentido mecánico habitual [...], y, por consiguiente, la cuestión de la estabilidad se debe tratar desde un punto de vista diferente... (Heilbron y Kuhn, 1969, extraído de Sánchez Ron, 2001).

Kragh (2007) apunta en la misma dirección cuando afirma que

[En el curso 1911-12, Bohr] se dio cuenta de que el átomo nuclear necesitaba completarse con una estructura electrónica y que eso requería alguna hipótesis no mecánica para hacer al átomo estable (p. 54).

Por tanto, parece aconsejable limitar el modelo de Rutherford a un átomo nuclear, sin ninguna consideración a cómo se encuentran los electrones. Lo cual no supone ningún demérito respecto a sus aportaciones, pues su objetivo era explicar la dispersión de las partículas alfa y esto lo conseguía plenamente.

Un último aspecto que es necesario resaltar del artículo es que, si bien considera que el núcleo está cargado positivamente, Rutherford indica, explícitamente, que sus predicciones teóricas serían las mismas si la carga del centro de la esfera fuese negativa:

Las deducciones de la teoría consideradas hasta aquí son independientes del signo de la carga central, y no ha sido posible obtener evidencia definitiva para determinar si la carga es positiva o negativa (Rutherford, 1911, p. 688).

De todas maneras, Rutherford aprecia una ventaja en que la carga central sea positiva:

Si la carga central es positiva, se ve fácilmente que si una masa cargada positivamente es emitida desde el centro de un átomo pesado, adquirirá una gran velocidad al moverse a través del campo eléctrico. Tal vez pueda ser posible de esta manera explicar la gran velocidad de expulsión de las partículas sin suponer que inicialmente se mueven rápidamente dentro del átomo (Rutherford, 1911, p. 688).

Un año después, en 1912, Rutherford ya no tenía dudas sobre el signo de la carga central. Como señala Kragh (2010), en *Radioactive Substances and their Radiations*, Rutherford ya afirmaba que dicha carga era positiva. Seguramente en ello influyeron las aportaciones de Bohr, ya mencionadas anteriormente. De todas maneras, en el artículo de 1913, en el que presentaban resultados más precisos sobre la dispersión de partículas alfa, Geiger y Marsden aún no precisaban el signo de la carga central al hablar de un átomo constituido por «una fuerte carga central positiva o negativa concentrada dentro de una esfera [...] y rodeada de electricidad de signo opuesto».

IDEAS CLAVE DE LOS MODELOS QUE LA ENSEÑANZA DEBERÍA CONTEMPLAR

Sobre la base del análisis histórico y epistemológico que acabamos de realizar hemos elaborado una red de análisis para contrastar en qué medida los libros de texto incorporan aspectos clave sobre los modelos de Thomson y Rutherford:

T1. *En el modelo de Thomson los electrones están en movimiento.* En el átomo de Thomson los electrones no están necesariamente en reposo, también pueden distribuirse en anillos en rotación alrededor del centro de una esfera con electricidad positiva. El hecho de que los electrones estén en movimiento le permite a Thomson explicar, cualitativamente al menos, la radioactividad.

T2. *El modelo de Thomson no se refiere a ningún átomo real.* Thomson no propone la estructura del átomo de hidrógeno, ni la de ningún otro elemento. Las distribuciones de electrones hechas por Thomson únicamente sirven como modelos, no representan átomos reales, y esto, como ya hemos indicado, tanto por el elevado número de electrones (superior a mil) que hay en un átomo, como porque él desconocía el número de electrones que exactamente hay en un átomo.

T3. *Semejanzas en las distribuciones de electrones de los diferentes átomos.* Thomson distribuye los electrones en anillos y, posteriormente, propone que las semejanzas en las distribuciones encontradas estarán relacionadas con las semejanzas entre los elementos reflejadas en el sistema periódico. Esta relación entre distribución electrónica y ley periódica, que será confirmada posteriormente, fue intuitiva por Thomson. Introducir esta relación supone resaltar que la búsqueda de la unidad ha sido un vector en el desarrollo de la química. La gran mayoría de químicos del siglo XIX no querían aceptar que los átomos de los diferentes elementos fuesen distintos *per se*; deseaban encontrar diferencias entre ellos pero teniendo como guía la unidad de la materia. El modelo de Thomson fue un paso en este camino.

T4. *Carácter predictivo.* Thomson elaboró un modelo cuantitativo con el que intentó dar cuenta de diversos fenómenos: espectros, radioactividad, enlace, dispersión de partículas α y β , valencia, sistema periódico... Por supuesto, se avanza muy poco en este camino, pero consideramos importante enfatizar que la finalidad en la elaboración de modelos es explicar el mundo que nos rodea.

R1. *El modelo nuclear de Rutherford y su aceptación.* Inicialmente, el propósito de Rutherford era dar cuenta de la dispersión de las partículas alfa. Aun cuando, vista retrospectivamente, su propuesta de un átomo constituido por un centro cargado positivamente y con los electrones ocupando un volumen

muy grande nos puede parecer evidente y trivial, a una mente de la valía de Rutherford le exigió un trabajo de casi dos años, que además pasó desapercibido durante los dos años siguientes. Conviene que los textos muestren que el salto desde los resultados experimentales a su justificación nunca es tan fácil y sencillo como se tiende a suponer.

R2. *En el modelo de Rutherford el núcleo del átomo puede estar cargado negativamente.* Aun cuando Rutherford realiza los cálculos suponiendo que el núcleo presenta carga positiva, él admite que se obtendrían los mismos resultados con un núcleo negativo.

R3. *El modelo de Rutherford no trata el estado de los electrones.* No forma parte del modelo inicial propuesto por Rutherford, el de 1911, que los electrones orbiten en torno a un centro de carga positiva. Él no se posiciona acerca del estado en el que se encuentran los electrones.

R4. *Inestabilidad mecánica del átomo planetario.* Rutherford conocía el modelo planetario del átomo de Nagaoka, pero lo descartó, no por su colapso electromagnético, sino por su inestabilidad mecánica.

ANÁLISIS DE LOS LIBROS DE TEXTO DE BACHILLERATO

Siguiendo estos criterios, hemos analizado los capítulos en los que se presentan los modelos atómicos en libros de texto de Física y Química de 1.º de bachillerato (9) y de Química de 2.º de bachillerato (6).

Todos los libros han sido analizados de forma independiente por dos de los investigadores, que han determinado si en el texto se daba cuenta de cada uno de los aspectos antes comentados. Después de dicho análisis se hizo una puesta en común con la finalidad de aumentar la coherencia. El grado de coincidencia fue elevado (superior al 90%) y la mayor parte de las discrepancias fueron debidas al escaso énfasis con que se tratan algunos de los aspectos analizados en los libros de texto. En aquellos casos en los que no había coincidencia de criterio se pidió la opinión del tercer investigador. Hecho esto, cuando persistía la discrepancia se tomó la opción más favorable para el texto.

ANÁLISIS DE LOS RESULTADOS OBTENIDOS

En la tabla se presentan los resultados encontrados en cada uno de los textos. En cada caso, se indica el número del texto, la editorial, el curso y el año de edición. Hemos estudiado los dos textos de Anaya de 1.º y los dos de 2.º, así como los dos de McGraw Hill de 1.º, porque los autores son distintos. Respecto a la catalogación de los resultados, S significa que se menciona dicho aspecto; N que no se menciona.

Por lo que se refiere al modelo de Thomson, constatamos que ningún texto se refiere al posible movimiento de los electrones. En todos los casos, se indica que los electrones se encuentran en reposo en el interior de una esfera cargada positivamente. Sorprendentemente, y en contra de lo propuesto por Thomson, en algunos textos se afirma que la masa del átomo no es debida a los electrones, sino a la esfera positiva:

La masa del átomo estaría distribuida homogéneamente en todo su volumen (2, p. 244).

Thomson propuso en 1906 un modelo que consideraba al átomo como una esfera con la masa y la carga positiva distribuidas uniformemente, y los electrones insertos en ella (8, p. 232).

Thomson imaginó el átomo como una esfera de electricidad positiva, a la que correspondía la mayor parte de la masa del átomo... (10, p. 93).

Si la masa positiva estaba dispersa por todo el átomo, las partículas α deberían atravesarla fácilmente (15, p. 7).

Tampoco se hace ninguna referencia a que Thomson se limita a proponer un modelo de lo que podrían ser los átomos, sin referirse a átomos reales.

Ningún texto pone de relieve las semejanzas en los agrupamientos de electrones que encontró Thomson, lo cual supone ignorar uno de los logros de su modelo.

Cuatro textos mencionan una única predicción del modelo. En todos los casos, se refieren a la posibilidad de extraer electrones, formando iones:

[Este modelo explicaba] por qué se podían extraer electrones de cualquier átomo y no cargas positivas (6, p. 213).

Este modelo es coherente con los experimentos de tubos de descarga [...] ya que encaja bien con la existencia de iones positivos formados al desprenderse los electrones por choques entre los átomos que constituyen el gas (7, p. 213).

Sin embargo, nada se dice, en ningún texto, respecto a otros fenómenos que Thomson intentaba explicar (espectros, radioactividad, enlace, sistema periódico, etc.).

RESULTADOS OBTENIDOS EN EL ANÁLISIS DE LOS LIBROS DE TEXTO

Número del texto	T1	T2	T3	T4	R1	R2	R3	R4
1 Anaya 1.º (2002)	N	N	N	N	N	N	N	N
2 Anaya 1.º (2008)	N	N	N	N	N	N	N	N
3 Casals 1.º (2008)	N	N	N	S	N	N	N	N
4 Edebé 1.º (2008)	N	N	N	N	N	N	N	N
5 Editex 1.º (2008)	N	N	N	S	N	N	N	N
6 McGraw Hill 1.º (2000)	N	N	N	S	N	N	N	N
7 McGraw Hill 1.º (2008)	N	N	N	S	N	N	N	N
8 SM 1.º (2008)	N	N	N	N	N	N	N	N
9 Vicens Vives 1.º (2002)	N	N	N	N	N	N	N	N
10 Anaya 2.º (1998)	N	N	N	N	N	N	N	N
11 Anaya 2.º (2009)	N	N	N	N	N	N	N	N
12 Bruño 2.º (2003)	N	N	N	N	N	N	N	N
13 Everest 2.º (1999)	-	-	-	-	N	N	N	N
14 SM 2.º (2003)	N	N	N	N	N	N	N	N
15 Vicens Vives 2.º (2004)	N	N	N	N	N	N	N	N

Por lo que respecta al modelo de Rutherford, ningún texto se refiere a la existencia de dificultades para interpretar la dispersión de las partículas alfa, ni tampoco se menciona que dichos resultados podrían ser explicados con un núcleo cargado negativamente. Es de resaltar que en algunos textos se indica que son los rebotes de las partículas alfa, y no las grandes desviaciones, lo que lleva a Rutherford a proponer el modelo nuclear:

El que algunas partículas α rebotan se debe a que chocan contra algo de una gran masa y elevada carga positiva... (5, p. 82).

Al obviar que la intención de Rutherford era dar cuenta de la dispersión de partículas alfa, los textos se precipitan porque dan una imagen completa del átomo en lugar de limitar su aportación a la hipótesis de la existencia de una pequeña región cargada positivamente (*núcleo* será un término utilizado con posterioridad). Todos los textos coinciden en indicar que los electrones orbitan en torno a la carga central. Ello conduce al colapso del átomo por razones puramente electrodinámicas.

Además de lo expuesto, es de resaltar que algunos textos ya hacen uso de los protones y neutrones (cuya existencia se propuso con posterioridad a 1911) para dar cuenta de los modelos de Thomson y Rutherford:

De acuerdo con el modelo atómico de Rutherford, el átomo tendría un núcleo, formado por protones cargados positivamente... (1, p. 252).

El descubrimiento de las tres partículas subatómicas fundamentales [electrón, protón y neutrón] permitió establecer un modelo atómico planetario, es decir, un modelo de átomo donde el núcleo estaría formado por una agrupación de protones y neutrones, y donde los electrones se hallarían en continuo movimiento alrededor del núcleo (9, p. 207).

Resumidamente, los textos proporcionan una imagen muy simplista tanto de los modelos como del proceso que llevó a su construcción, evaluación y sustitución. En relación con el modelo de Thomson se indica, básicamente, que el átomo está formado por una esfera cargada positivamente en cuyo interior se encuentran los electrones, como una especie de pudín de pasas pero con una muy escasa capacidad predictiva.

El modelo de Rutherford se presenta con un mayor detenimiento. En todos los casos se sigue el mismo esquema:

1. Se presentan los resultados experimentales de Geiger y Marsden.
2. Se apunta la incapacidad del modelo de Thomson para explicar las grandes desviaciones experimentadas por algunas partículas alfa.
3. A fin de explicar estas desviaciones, indican que Rutherford propuso un modelo completo de átomo consistente en un núcleo cargado positivamente en donde se encontraba la práctica totalidad de la masa del átomo, y los electrones orbitándolo.
4. Se apunta que la emisión de radiación por los electrones, como exige la teoría electromagnética, lleva al colapso del átomo.

CONCLUSIONES

El propósito de este trabajo era averiguar en qué medida los libros de texto de bachillerato incorporan aspectos que epistemológicamente se consideran importantes de los modelos atómicos de Thomson y Rutherford. Después de realizar un estudio histórico y epistemológico hemos establecido cuatro ideas clave con relación al modelo de Thomson y otras cuatro con respecto al de Rutherford. Los resultados obtenidos han sido contundentes. Los textos no prestan la debida atención a los aspectos clave que ayudan a comprender las dificultades que hubo que superar en la construcción de los modelos atómicos, así como los avances que dichos modelos supusieron.

El que al modelo de Thomson se le dediquen, en todos los casos, unas pocas líneas evidencia que lo que se persigue es meramente proponer un átomo con estructura interna, cuestionando el carácter macizo del átomo de Dalton. Ningún texto muestra las razones que llevaron a los físicos de principios

del siglo XX a aceptar el modelo de Thomson. En todos los casos, se utiliza la dispersión de las partículas alfa para mostrar la invalidez de dicho modelo para, a continuación, introducir el modelo de Rutherford. No se hace ninguna referencia a que Rutherford necesitó más dos años para pasar de los resultados de Geiger y Marsden a su modelo de átomo nuclear, lo cual es indicativo de lo asumido que tenía Rutherford el modelo de Thomson; tampoco se mencionan sus dudas iniciales respecto del signo de la carga central, ni que su propuesta se limitase a una carga concentrada en una pequeña región. Esta manera de proceder proporciona una imagen de la ciencia como un proceso de avance continuo, en donde no hay lugar para las dudas ni las inseguridades, y en donde un modelo se sustituye por otro tan pronto como se encuentre con hechos que no pueda explicar.

Si los textos se quedan cortos por que se refiere al desarrollo del modelo de Thomson, en el de Rutherford se exceden y van más allá de su propuesta inicial. En todos los casos, el modelo de Rutherford consiste en electrones orbitando en torno a un núcleo positivo, algo bastante alejado de lo que históricamente sucedió. Lo mismo cabe decir respecto del cuestionamiento de dicho modelo por su colapso a causa de la radiación electromagnética de los electrones acelerados, siendo así que realmente se trataba de una inestabilidad mecánica.

Siendo cuestionables las discrepancias detectadas entre los modelos presentados en los textos y los modelos históricos, pensamos que el principal inconveniente de la orientación seguida en todos los casos es que, al no desarrollar aspectos importantes de los modelos, se confirma la imagen positivista que de la ciencia se proporciona al introducir los modelos atómicos de Thomson y Rutherford y que hemos apuntado al principio. Es más, al actuar de esta manera se impide que los alumnos sean conscientes de la utilidad y las limitaciones de cada modelo. Ello menoscaba el aprendizaje de los estudiantes, los priva de una herramienta útil y los aleja de la capacidad de razonamiento característica de la formación científica experta, que es capaz de trabajar con diversas representaciones de la realidad, eligiendo en cada caso la más adecuada y siendo consciente de sus limitaciones.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- BENSAUDE, B. y STENGERS, I. (1997). *Historia de la química*. Madrid: Addison-Wesley.
- BLANCO, R. y NIAZ, M. (1998). Baroque tower and gothic base: A lakatosian reconstruction of students' and teachers' understanding of structure of the atom. *Science and Education*, 7, pp. 327-360.
- CUELLAR, L., GALLEGO, R. y PÉREZ, R. (2008). El modelo atómico de E. Rutherford. Del saber científico al conocimiento escolar. *Enseñanza de las ciencias*, 26(1), pp. 43-52.
- GEIGER, H. y MARSDEN, E. (1909). On a diffuse reflection of the α -particles. *Proceedings of the Royal Society A*, 82, pp. 495-500.
- GEIGER, H. y MARSDEN, E. (1913). The laws of deflexión of α particles through large angles. *Philosophical Magazine*, serie 6, vol. 25, núm. 148, pp. 604-623.
- HEILBRON, J.L. (1981). Rutherford-Bohr atom. *American Journal of Physics*, vol. 49 (3), pp. 223-231.
- HEILBRON, J.L. y KUHN, T.S. (1969). «The genesis of the Bohr atom» en *Historical Studies in the Physical Sciences*. Vol. 1, pp. 211-290. Nueva York: Arno Press.
- HODSON, D. (2003). Time for action: science education for an alternative future. *International Journal of Science Education*, 25(6), pp. 645-670.
- IZQUIERDO, M. y ADÚRIZ-BRAVO, A. (2009). Physical construction of the chemical atom: Is it convenient to go all the way back? *Science and Education*, 18, pp. 443-455.
- JUSTI, R. (2006). La enseñanza de las ciencias basada en la elaboración de modelos. *Enseñanza de las ciencias*, 24(2), pp. 173-184.

- JUSTI, R. y GILBERT, J. (2000). History and philosophy of science through models: some challenges in the case of 'the atom'. *International Journal of Science Education*, 22(9), pp. 993-1009.
- KRAGH, H. (2010). *Before Bohr: Teories of atomic structure 1850-1910. RePoSS: Research Publications on Science Studies 10. Århus: Department of Science Studies, University of Aarhus.*
URL: <<http://www.ivs.au.dk/reposs>>.
- MCKAGAN, S.B., PERKINS, K.K. y WIEMAN, C.E. (2008). Why we should teach the Bohr and how to teach it effectively. *Physical Review Special Topics: PER*, 4, 010103.
URL: <<http://www.prst-per.asp.org/pdf/PRSTPER/v4/i1/e010103>>.
- NIAZ, M. (1998). From Cathode Rays to Alpha Particles to Quantum of Action: A Rational Reconstruction of Structure of the Atom and Its Implications for Chemistry Textbooks. *Science Education*, 82, pp. 527-552.
- NIAZ, M., AGUILERA, D., MAZA, A. y LIENDO, G. (2002). Arguments, contradictions, resistances, and conceptual change in students' understanding of atomic structure. *Science Education*, 86, pp. 505-525.
- RODRÍGUEZ, M.A. y NIAZ, M. (2002). How in spite of the rhetoric, history of chemistry has been ignored in presenting atomic structure in textbooks. *Science and Education*, 11, pp. 423-441.
- RODRÍGUEZ, M.A. y NIAZ, M. (2004). A reconstruction of structure of the atom and Its implications for general physics textbooks: A history and philosophy of science perspective. *Journal of Science Education and Technology*, 13 (3), september.
- RUTHERFORD, E. (1911). The scattering of α particles by matter and the structure of the atom. *Philosophical Magazine*, serie 6, vol. 21, pp. 669-688.
- RUTHERFORD, E. (1914). The structure of the atom. *Philosophical Magazine*, serie 6, vol. 27, pp. 488-498.
- SÁNCHEZ RON, J.M. (2001). *Historia de la física cuántica*. Barcelona: Editorial Crítica.
- SCERRI, E.R. (2007). *The periodic table: its story and its significance*. Oxford: University Press.
- THOMSON, J.J. (1899). On the masses of the ions in gases at low pressures. *Philosophical Magazine*, 46, pp. 528-545.
- THOMSON, J.J. (1904a). *Electricity and Matter*. New Haven: Yale University Press.
- THOMSON, J.J. (1904b). XXIV. 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. *Philosophical Magazine*, serie 6, 7 (39), pp. 237-265.
URL: <<http://dx.doi.org/10.1080/14786440409463107>>.
- THOMSON, J.J. (1906). LXX. On the number of the corpuscles in an atom. *Philosophical Magazine*, serie 11, pp. 769-781.
URL: <<http://www.chemteam.info/Chem-History/Thomson-1906/Thomson-1906.html>>.

ARE THOMSON AND RUTHERFORD ATOMIC MODELS CORRECTLY INTRODUCED BY TEXTBOOKS?

Josep Lluís Doménech Blanco
jl.domenech@ua.es
Francisco Savall Alemany
pacosavall@gmail.com
Joaquín Martínez Torregrosa
joaquin.martinez@ua.es
Universidad de Alicante

There is a strong agreement in didactic research about the fact that science teaching shouldn't be limited to theoretical content transmission: students must also learn how scientists work. To achieve this goal, researchers have put their attention on science history. Make students take part in examples of how concepts, models and theories have been introduced, constructed, evolved and even substituted will enhance their learning and provide more reliable image of science work. The atomic structure topic specially fits that purpose.

Our work aims at determining to what extent the Thomson's and Rutherford's atomic models introduced in upper secondary school textbooks match the historical models. To do so, we have done a historical and epistemic research and we have established eight key ideas to guide the textbooks analysis.

T1. *The electrons in Thomson's atomic model are in movement.* According to Thomson's hypothesis, electrons are distributed in rings that spin concentrically inside a positively charged sphere maintaining mechanical stability. That does not mean that the atom is electromagnetically unstable, as Thomson proved, because the energy emitted by part of the electrons is absorbed by the others.

T2. *The Thomson atomic model does not make reference to any real atom.* Thomson does not establish the structure of any element. His electronic distributions are only models, they do not represent real atoms, and that is because of the high number of electrons (greater than 1000) he supposed the atom had and because he ignored the total amount of electrons in the atom.

T3. *According to Thomson, atoms of different elements have similar electronic distributions.* These similarities explain the chemical properties periodicity.

T4. *The Thomson atomic model is a predictive model.* At least qualitatively, the Thomson model suggested an explanation to beta emission (attributed to the electronic ring instability), the valences of the elements (attributed to the electrons gained or lost) and the periodical law. However, it could not explain the spectral frequencies.

R1. *Difficulties to accept the Rutherford nuclear model.* It was impossible to explain the alpha particles scattering using the Thomson atomic model and that impelled Rutherford to propose a nuclear atomic model. Nevertheless, the scientific community needed four years to accept that.

R2. *The Rutherford atomic model can have a negatively charged core.* A massive core inside the atom can explain the alpha particles scattering considering that they both impact in one single collision. However, that does not involve a positively charged core, a negatively charged core could also be possible.

R3. *The Rutherford atomic model does not include the electrons distribution.* The Rutherford hypothesis was limited to the existence of the core, it does not establish where the electrons are.

R4. *The Rutherford atomic model is mechanically unstable, not electromagnetically unstable.* Rutherford refused the planetary atomic model not because of the electromagnetic collapse but due to the mechanical tear.

We have analysed the atomic structure units included in fifteen upper secondary school Physics and Chemistry textbooks following the eight key ideas exposed before. We have confirmed that none of them take into account the T1, T2, T4, R1, R2, R3 and R4 key ideas and only four textbooks take into account the T3 key idea.

In conclusion, conventional teaching, far from developing students' ability to establish and improve models, focuses on the transmission of today's atomic model in its final state and that deprives students of learning a useful tool to understand the scientific work and of developing the reasoning skills which characterise science.

