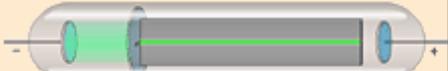
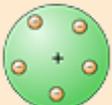
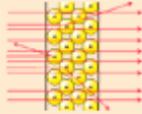
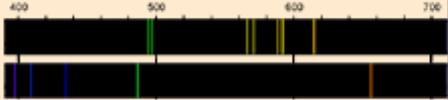


HISTORIA: MODELOS ATÓMICOS

Historia: modelos atómicos

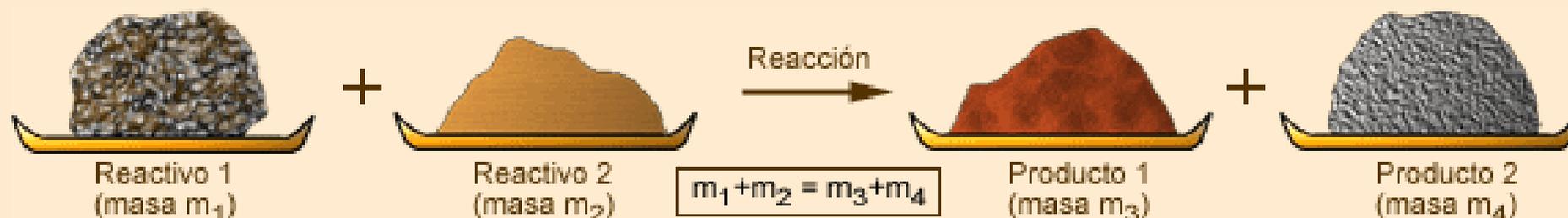
Desde la Antigüedad, el ser humano se ha cuestionado de qué estaba hecha la materia. Unos 400 años antes de Cristo, el filósofo griego Demócrito consideró que la materia estaba constituida por pequeñísimas partículas que no podían ser divididas en otras más pequeñas. Por ello, llamó a estas partículas **átomos**, que en griego quiere decir "indivisible". Demócrito atribuyó a los átomos las cualidades de ser eternos, inmutables e indivisibles. Sin embargo las ideas de Demócrito sobre la materia no fueron aceptadas por los filósofos de su época y hubieron de transcurrir cerca de 2200 años para que la idea de los átomos fuera tomada de nuevo en consideración.

Año	Científico	Descubrimientos experimentales	Modelo atómico
1808	 John Dalton	Durante el s.XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas leyes clásicas de la Química . 	La imagen del átomo expuesta por Dalton en su teoría atómica , para explicar estas leyes, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico. 
1897	 J.J. Thomson	Demostó que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones . 	De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones. (Modelo atómico de Thomson.) 
1911	 E. Rutherford	Demostó que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto núcleo . 	Dedujo que el átomo debía estar formado por una <i>corteza</i> con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente. (Modelo atómico de Rutherford.) 
1913	 Niels Bohr	Espectros atómicos discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso. 	Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos. (Modelo atómico de Bohr.) 

Leyes clásicas de la química

Puede decirse que la química nace como ciencia a finales del siglo XVIII y principios del XIX, con la formulación por Lavoisier, Proust y el propio Dalton, tras la **experimentación cuantitativa** de numerosos procesos químicos, de las llamadas *leyes clásicas de la química*:

1. En el siglo XVIII, Antoine Lavoisier, considerado el padre de la química moderna, estableció la **ley de la conservación de la masa**, formulada en su libro "Elementos químicos" (1789). En ella se dice que *no se produce un cambio apreciable de la masa en las reacciones químicas*.



2. La **ley de la composición definida o constante**. Esta ley, establecida en 1801 por el químico francés Joseph Proust, nos dice que *un compuesto contiene siempre los mismos elementos en la misma proporción de masas*. O expresada de otra manera, cuando dos elementos se combinan para dar un determinado compuesto lo hacen siempre en la misma relación de masas.



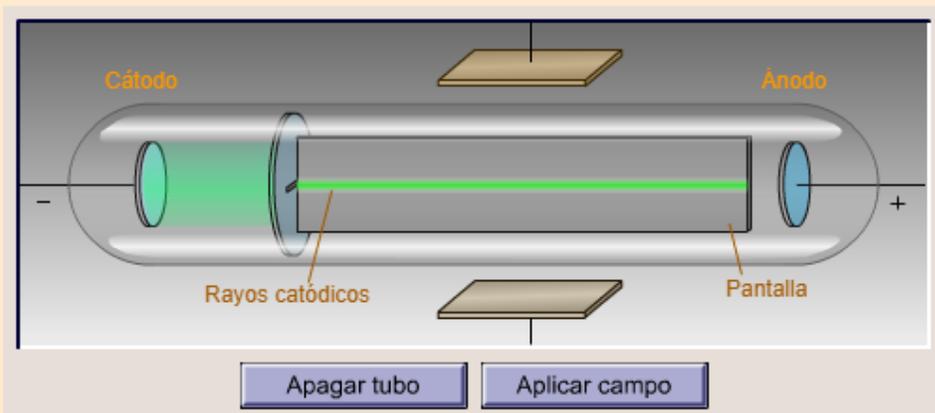
3. La **ley de las proporciones múltiples**. Formulada por el propio Dalton, se aplica a dos elementos que forman más de un compuesto: Establece que *las masas del primer elemento que se combinan con una masa fija del segundo elemento, están en una relación de números enteros sencillos*.

Descubrimiento del electrón

La primera evidencia de la existencia de *partículas subatómicas* y por tanto de que los átomos no eran indivisibles como postulaba la teoría atómica de Dalton, se obtuvo de los estudios de la conductividad eléctrica de gases a bajas presiones.

Los gases son aislantes para voltajes bajos, sin embargo, frente a voltajes elevados se vuelven conductores. Cuando en un tubo de vidrio que contiene un gas se hace parcialmente el vacío y se aplica un voltaje de varios miles de voltios, fluye una corriente eléctrica a través de él. Asociado a este flujo eléctrico, el gas encerrado en el tubo emite unos rayos de luz de colores, denominados **rayos catódicos**, que son **desviados por la acción de los campos eléctricos y magnéticos**.

Mediante un estudio cuidadoso de esta desviación, **J. J. Thomson** demostró en 1897 que los rayos estaban formados por una corriente de partículas cargadas negativamente, que llamó **electrones**.

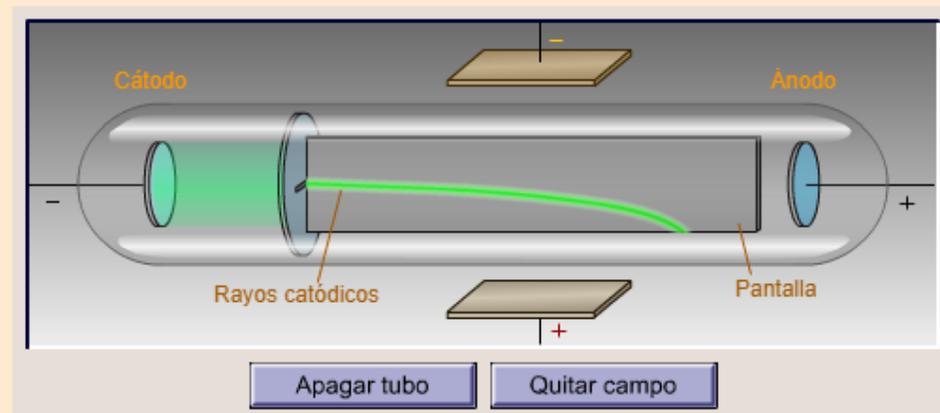


Descubrimiento del electrón

La primera evidencia de la existencia de *partículas subatómicas* y por tanto de que los átomos no eran indivisibles como postulaba la teoría atómica de Dalton, se obtuvo de los estudios de la conductividad eléctrica de gases a bajas presiones.

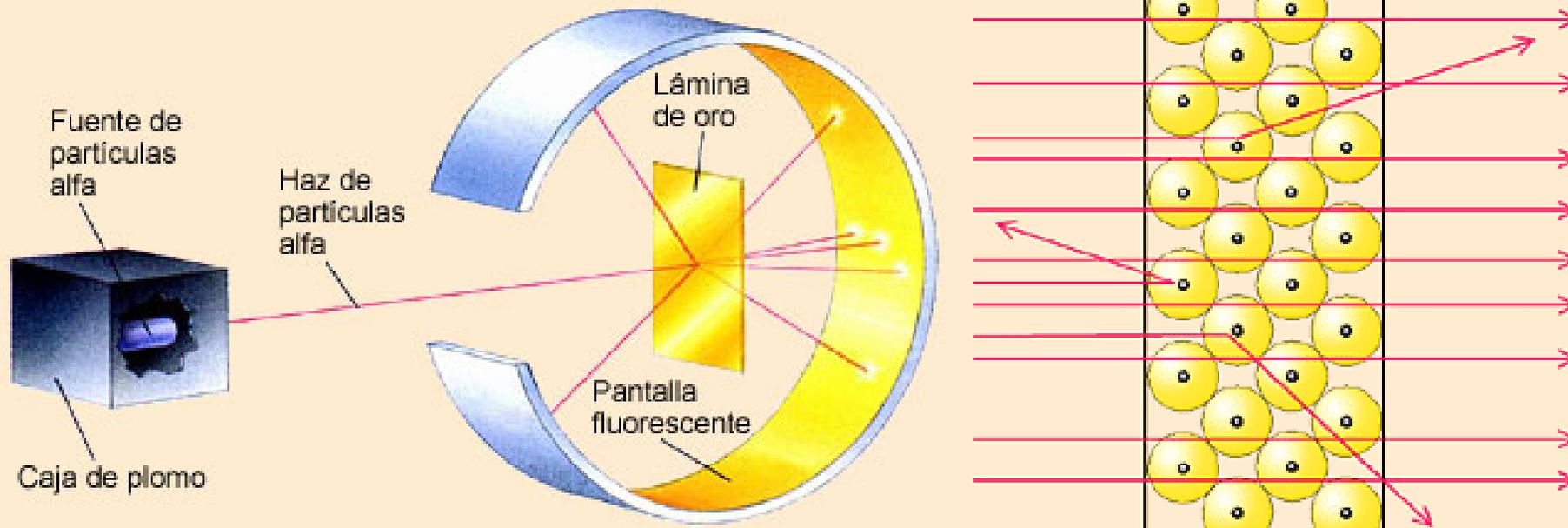
Los gases son aislantes para voltajes bajos, sin embargo, frente a voltajes elevados se vuelven conductores. Cuando en un tubo de vidrio que contiene un gas se hace parcialmente el vacío y se aplica un voltaje de varios miles de voltios, fluye una corriente eléctrica a través de él. Asociado a este flujo eléctrico, el gas encerrado en el tubo emite unos rayos de luz de colores, denominados **rayos catódicos**, que son **desviados por la acción de los campos eléctricos y magnéticos**.

Mediante un estudio cuidadoso de esta desviación, **J. J. Thomson** demostró en 1897 que los rayos estaban formados por una corriente de partículas cargadas negativamente, que llamó **electrones**.



Descubrimiento del núcleo atómico

Los experimentos llevados a cabo en 1911 bajo la dirección de Ernest Rutherford modificaron las ideas existentes sobre la naturaleza del átomo. Rutherford y sus colaboradores **bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa** (núcleos de helio) procedentes de un elemento radiactivo. Observaban, mediante una pantalla fluorescente, en qué medida eran dispersadas las partículas. La mayoría de ellas atravesaba la lámina metálica sin cambiar de dirección; sin embargo, unas pocas eran reflejadas hacia atrás con ángulos pequeños. Éste era un resultado completamente inesperado, incompatible con el modelo de átomo macizo existente. Mediante un análisis matemático de las fuerzas involucradas, Rutherford demostró que la dispersión era causada por un pequeño **núcleo cargado positivamente**, situado en el centro del átomo de oro. De esta forma dedujo que la mayor parte del átomo es espacio vacío, lo que explicaba por qué la mayoría de las partículas que bombardeaban la lámina de oro, pasaban a través de ella sin desviarse.

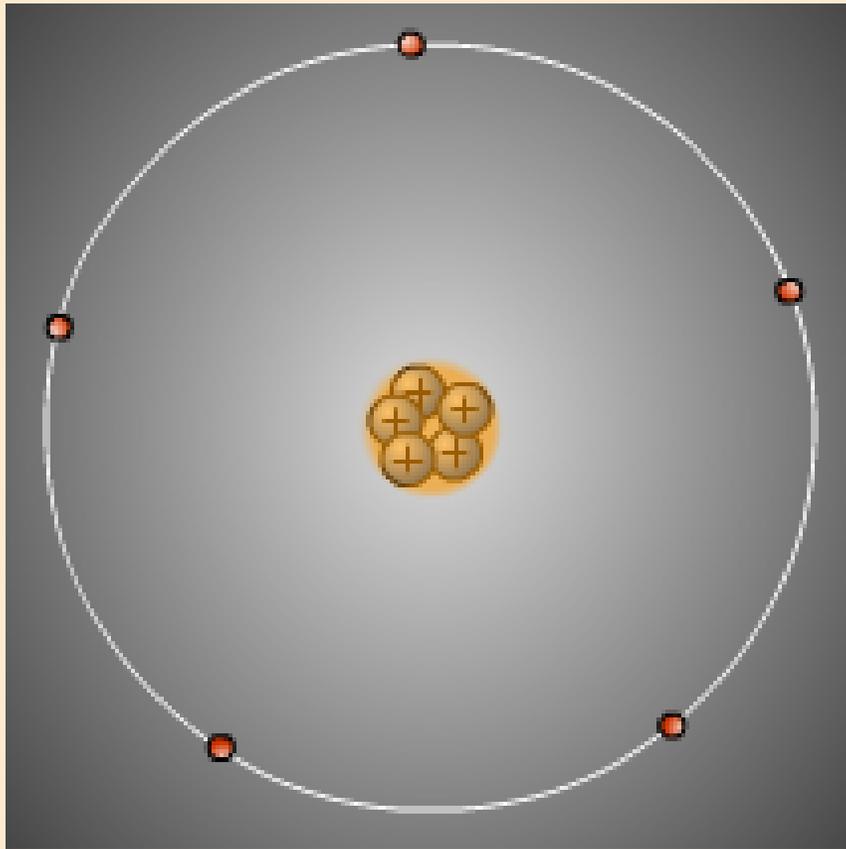


Cerrar

Modelo atómico de Rutherford

Rutherford, basándose en los resultados obtenidos en sus experimentos de bombardeo de láminas delgadas de metales, estableció el llamado **modelo atómico de Rutherford** o **modelo atómico nuclear**.

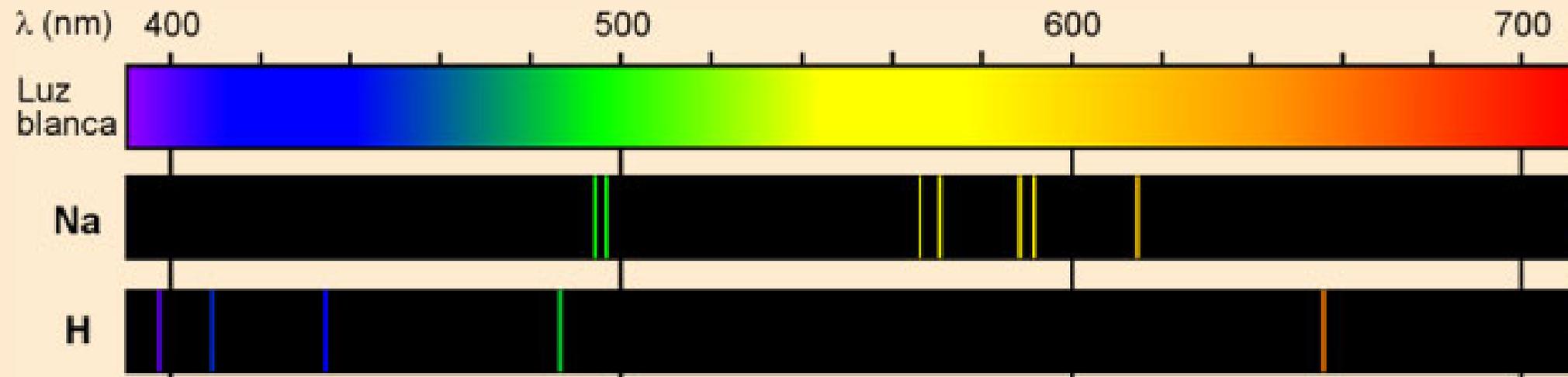
El átomo está formado por dos partes: núcleo y corteza. El núcleo es la parte central, de tamaño muy pequeño, donde se encuentra toda la carga positiva y, prácticamente, toda la masa del átomo. Esta carga positiva del núcleo, en la experiencia de la lámina de oro, es la responsable de la desviación de las partículas alfa (también con carga positiva). La **corteza** es casi un espacio vacío, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Eso explica que la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. Aquí se encuentran los electrones con masa muy pequeña y carga negativa. Como en un diminuto sistema solar, los electrones giran alrededor del núcleo, igual que los planetas alrededor del Sol. Los electrones están ligados al núcleo por la atracción eléctrica entre cargas de signo contrario.



Espectros atómicos

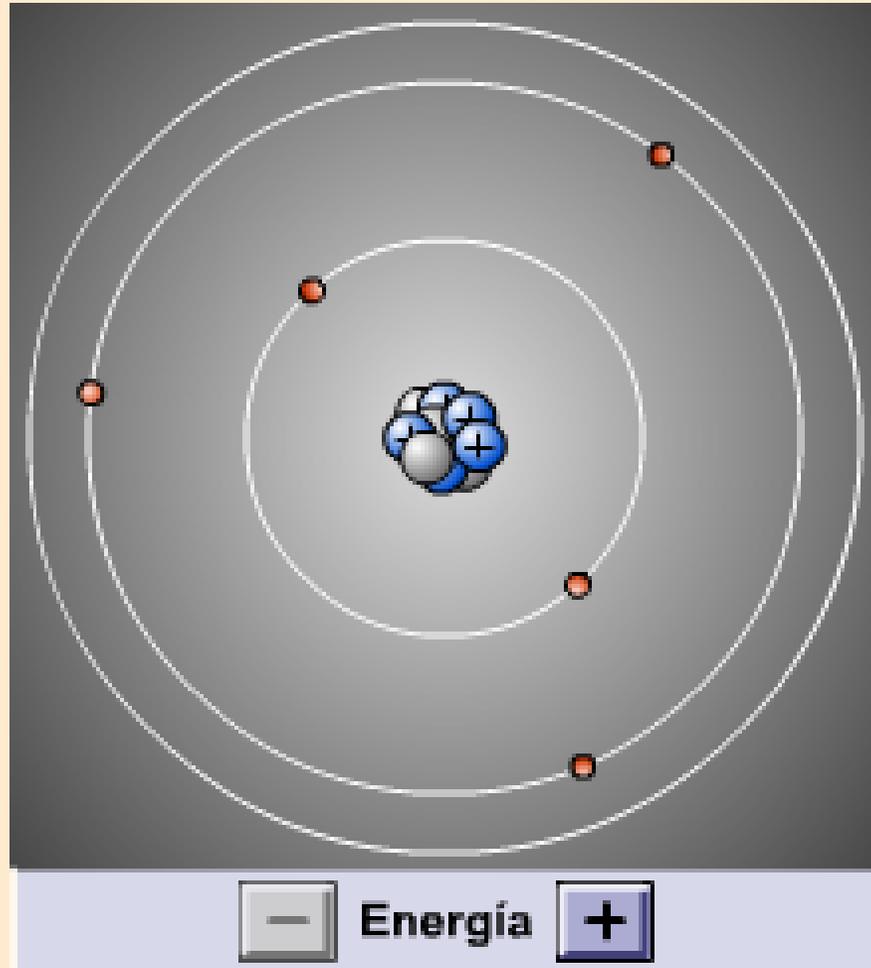
En el siglo XVII, Isaac Newton demostró que la luz blanca visible procedente del sol puede descomponerse en sus diferentes colores mediante un prisma. El espectro que se obtiene es continuo; contiene todas las longitudes de onda desde el rojo al violeta, es decir, entre unos 400 y 700 nm ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$). En cambio la luz emitida por un gas incandescente no es blanca sino coloreada y el espectro que se obtiene al hacerla pasar a través de un prisma es bastante diferente. Es un **espectro discontinuo** que consta de líneas o rayas emitidas a longitudes de onda específicas. Cada elemento (es decir cada tipo de átomos) posee un espectro característico que puede utilizarse para identificarlo. Por ejemplo, en el del sodio, hay dos líneas intensas en la región amarilla a 589 nm y 589,6 nm.

Uno de los espectros atómicos más sencillos, y que más importancia tuvo desde un punto de vista teórico, es el del hidrógeno. Cuando los átomos de gas hidrógeno absorben energía por medio de una descarga de alto voltaje, emiten radiaciones que dan lugar a 5 líneas en la región visible del espectro:



El modelo atómico de Rutherford no podía explicar estas emisiones discretas de radiación por los átomos. Además presentaba el inconveniente de ser inestable: Según la física clásica una carga en movimiento emite continuamente energía por lo que los electrones radiarían energía continuamente hasta "caer" en el núcleo, con lo que el átomo se destruiría.

Modelo atómico de Bohr



En 1913 Bohr publicó una explicación teórica para el espectro atómico del hidrógeno.

Basándose en las ideas previas de Max Plank, que en 1900 había elaborado una teoría sobre la discontinuidad de la energía (*Teoría de los cuantos*), Bohr supuso que el átomo solo puede tener ciertos **niveles de energía** definidos.

Bohr establece así, que los electrones solo pueden girar en ciertas órbitas de radios determinados. Estas órbitas son *estacionarias*, en ellas el electrón no emite energía: la energía cinética del electrón equilibra exactamente la atracción electrostática entre las cargas opuestas de núcleo y electrón. El electrón solo puede tomar así los valores de energía correspondientes a esas órbitas. Los saltos de los electrones desde niveles de mayor energía a otros de menor energía o viceversa suponen, respectivamente, una emisión o una absorción de energía electromagnética (*fotones de luz*).

Sin embargo el modelo atómico de Bohr también tuvo que ser abandonado al no poder explicar los espectros de átomos más complejos. La idea de que los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas definidas tuvo que ser desechada. Las nuevas ideas sobre el átomo están basadas en la *mecánica cuántica*, que el propio Bohr contribuyó a desarrollar.