

# Niels Bohr

## La estructura del átomo

### Conferencia Nobel, 11 de Diciembre de 1922 (Primera parte)

Damas y Caballeros.

Hoy, como consecuencia del gran honor que me ha conferido la Academia de Ciencias Sueca, al otorgarme el Premio Nobel de Física de este año, por mi trabajo sobre la estructura del átomo, es mi deber dar cuenta de los resultados de este trabajo, y pienso que debo hacerlo en concordancia con las tradiciones de la Fundación Nobel, por lo que presentaré un reporte en forma de reseña del desarrollo ocurrido en los últimos años, dentro del campo de la Física, al que este trabajo pertenece.

#### Panorama general del átomo

El estado presente de la teoría atómica se caracteriza por el hecho de que, no sólo creemos en la existencia de los átomos -probada más allá de toda duda- sino que además creemos que tenemos un íntimo conocimiento de los constituyentes de los átomos individuales. No puedo en esta ocasión brindarles un informe de los desarrollos científicos que nos han llevado a estos resultados, sólo recordaré el descubrimiento del electrón, cerca del final del último siglo, que proporcionó la verificación directa y condujo a una formulación concluyente sobre la naturaleza atómica de la electricidad, la que ha evolucionado desde los descubrimientos de Faraday de las leyes fundamentales de la electrólisis, la teoría electroquímica de Berzelius hasta, su mayor triunfo, la teoría de la disociación electrolítica de Arrhenius. El descubrimiento del electrón y la elucidación de sus propiedades fue el resultado del trabajo de gran número de investigadores entre los que Lenard y J. J. Thomson merecen una mención especial. El último, en particular, realizó importantes contribuciones a nuestro asunto a través de sus ingeniosos intentos de desarrollar ideas sobre la constitución del átomo en base a la teoría del electrón. El presente estado de nuestro conocimiento de los fundamentos de la estructura atómica fue alcanzado sin embargo, gracias al descubrimiento del núcleo atómico, que le debemos a Rutherford, cuyo trabajo sobre las sustancias radiactivas descubiertas a fines del siglo pasado, ha enriquecido en gran medida a las ciencias físicas y químicas.

De acuerdo a nuestras presentes concepciones, el átomo de un elemento está constituido por un núcleo con carga eléctrica positiva y que concentra por lejos la mayor parte de la masa atómica, junto con un número dado de electrones, todos con la misma masa y carga negativa, que se mueven a distancias del núcleo muy grandes comparadas con las dimensiones nucleares o las de los electrones mismos. En esta imagen encontramos a la vez, un sorprendente parecido con la de un sistema planetario tal como

se nos presenta nuestro propio sistema solar. Exactamente como la simplicidad de las leyes que gobiernan los movimientos en el sistema solar, están íntimamente conectadas con la circunstancia de que las dimensiones de los cuerpos móviles es pequeña en relación a las órbitas, así, las correspondientes relaciones en la estructura atómica, nos brindan una explicación de las características esenciales de los fenómenos naturales que en última instancia dependen de las propiedades de los elementos. Resulta claro a la vez, que estas propiedades pueden dividirse en dos clases bien definidas.

A la primera clase pertenecen la mayoría de las propiedades físicas y químicas ordinarias como el estado de agregación, el color y la reactividad química. Estas propiedades dependen del movimiento del sistema electrónico y de la forma en que ese movimiento cambia bajo la influencia de diferentes agentes externos. Tomando en cuenta la gran masa relativa del núcleo con respecto a los electrones y su pequeñez en comparación con las órbitas, el movimiento de los electrones debe depender sólo en un grado muy pequeño, de la masa nuclear, y estará determinado casi únicamente, por la carga eléctrica del núcleo. En particular, la estructura interna del núcleo y la forma en que las cargas y masas se distribuyen entre sus partículas individuales, debe tener una influencia insignificante sobre el movimiento del sistema electrónico que rodea al núcleo.

Por otra parte, la estructura del núcleo será la responsable de una segunda clase de propiedades que son las que exhiben las sustancias radiactivas. En el proceso radiactivo nos encontramos con una explosión del núcleo en la que partículas positivas y negativas, denominadas partículas- $\alpha$  y partículas- $\beta$ , son expelidas a grandes velocidades.

Nuestra concepción acerca de la estructura atómica nos permite por tanto, una inmediata explicación de la ausencia total de interdependencia entre las dos clases de propiedades, que se manifiesta en forma sorprendente en la existencia de sustancias que tienen una extraordinaria similitud entre las mismas propiedades físicas y químicas, aún cuando sus pesos atómicos no son los mismos, mientras que sus propiedades radiactivas son completamente diferentes. Tales sustancias, cuya existencia resulta evidente por primera vez en los trabajos de Soddy y otros que investigaron las propiedades químicas de los elementos radiactivos, son llamadas isótopos, nombre que hace referencia a la clasificación de los elementos de acuerdo a sus propiedades físicas y químicas ordinarias. No es necesario que exponga aquí cómo, en los años recientes, se ha demostrado que los isótopos se encuentran no sólo entre los elementos radiactivos, sino también entre los elementos estables ordinarios; de hecho, muchos de los últimos, que previamente eran supuestamente simples, se ha demostrado por los bien conocidos trabajos de Aston, que consisten en una mezcla de isótopos con diferentes pesos atómicos.

La cuestión de la estructura interna del núcleo es aún poco comprendida, aunque un método de atacar el problema nos lo ofrecen los experimentos de Rutherford sobre la desintegración del núcleo atómico mediante el bombardeo con partículas alfa. Puede decirse que esos experimentos abrieron una nueva época en la filosofía natural en la que

por primera vez se ha logrado la transformación artificial de un elemento en otro. En lo que sigue sin embargo, nos dedicaremos a considerar las propiedades físicas y químicas ordinarias de los elementos y los intentos que se han realizado para explicarlas sobre la base de los conceptos ya esbozados.

Es bien conocido que los elementos pueden ordenarse de acuerdo a sus propiedades físicas y químicas ordinarias, en un sistema natural que presenta muy sugestivamente las peculiares relaciones entre ellos. Fue reconocido por primera vez por Mendeleev y Lothar Meyer que, cuando los elementos se organizan ordenándolos de acuerdo a sus pesos atómicos, sus propiedades químicas y físicas muestran una marcada periodicidad. Una representación esquemática de la así llamada Tabla Periódica, es dada en la Fig. 1, donde, sin embargo, los elementos no están ordenados en la forma corriente sino en una versión modificada de una tabla creada en principio por Julius Thomsen, quien ha realizado importantes contribuciones a la ciencia en este campo. En la figura, los elementos son denotados mediante sus símbolos químicos usuales, y las diferentes columnas verticales indican los llamados “períodos”. Los elementos en las sucesivas columnas, poseedores de propiedades químicas y físicas homólogas, están conectados por líneas. El significado de los paréntesis rectos en torno a ciertas series de elementos de los últimos períodos, cuyas propiedades exhiben desviaciones típicas de la simple periodicidad de los primeros períodos, será discutida más adelante.

En el desarrollo de la teoría de la estructura atómica, las características de éste sistema natural han alcanzado una interpretación sorprendentemente simple. Esto es, hemos sido llevados a asumir que el número ordinal de un elemento en la Tabla Periódica -el llamado “número atómico”- es sencillamente igual al número de electrones que se mueven alrededor del núcleo en un átomo neutro. En una forma imperfecta, esta ley fue primeramente establecida por Van den Broek; esbozada asimismo por las investigaciones de J. J. Thomson sobre el número de electrones en el átomo, así como por las mediciones de Rutherford sobre la carga del núcleo atómico.

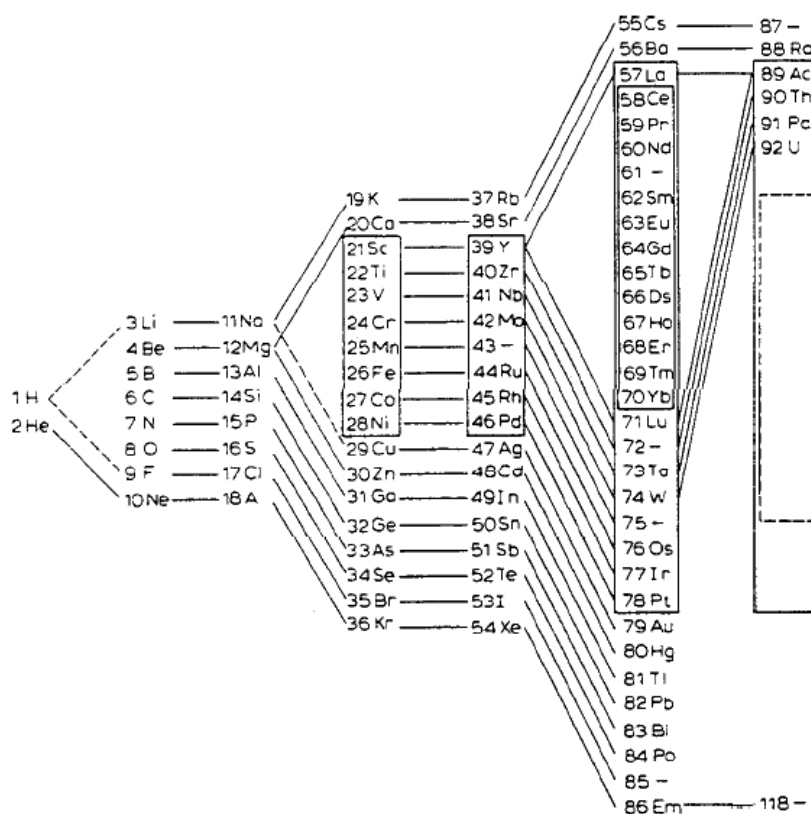


Fig. 1.

Como hemos visto, un sostén convincente para esta ley fue obtenido por diversas vías, especialmente por las famosas investigaciones de Moseley sobre el espectro de rayos-X de los elementos. Tal vez debamos anotar, cómo una simple conexión entre el número atómico y la carga nuclear, ofrece una explicación de las leyes que gobiernan los cambios en las propiedades químicas de los elementos después de la expulsión de partículas  $\alpha$  y  $\beta$ , que encuentra una formulación simple en la llamada “ley del desplazamiento radiactivo”.

### Estabilidad atómica y teoría electrodinámica

Tan pronto como intentamos trazar una conexión estrecha entre las propiedades de los elementos y la estructura atómica, encontramos serias dificultades, dadas las diferencias esenciales existentes entre un átomo y un sistema planetario, pese a la analogía antes señalada.

Los movimientos de los cuerpos en un sistema planetario, aunque obedecen ajustadamente a la ley general de la gravitación, no son completamente determinados por esta ley en solitario, sino que dependen, en gran medida, de la historia previa del sistema. Así, la duración del año no está determinada solamente por las masas

respectivas del Sol y la Tierra, sino que depende también de las condiciones reinantes durante la formación del sistema solar, evento del que tenemos un conocimiento muy parcial. Si un cuerpo externo suficientemente grande atravesara un día nuestro sistema solar, entre otros efectos, deberíamos esperar que luego de ese día, la duración del año fuera diferente de la actual.

Es muy diferente el caso de los átomos. Las definidas e invariables propiedades de los elementos demandan que el estado de un átomo no experimente cambios permanentes debidos a las acciones externas. Tan pronto como el átomo es abandonado a sí mismo, sus partículas constitutivas ajustan sus movimientos de modo tal que quedan totalmente determinados por la carga eléctrica y la masa de las partículas. Tenemos la evidencia más convincente que nos brindan sus espectros, esto es, en las propiedades de la radiación emitida por las sustancias en ciertas circunstancias, que pueden ser estudiadas con gran precisión. Es bien conocido que las longitudes de onda de las líneas espectrales de una sustancia -las que en varios casos pueden medirse con una precisión mayor que una parte por millón- son, en diferentes circunstancias externas, siempre exactamente las mismas, dentro de los límites del error de medición, y completamente independientes del tratamiento previo recibido por esa sustancia. Es a estas circunstancias que debemos la importancia atribuida al análisis espectral, que ha sido un auxilio invaluable para los químicos en la búsqueda de nuevos elementos, e incluso nos ha mostrado, aún en los cuerpos más distantes del universo la existencia de elementos con exactamente las mismas propiedades encontradas en la Tierra.

Sobre la base de nuestro panorama de la constitución del átomo, se hace imposible en tanto nos restringimos a las leyes ordinarias de la mecánica, dar cuenta de la característica estabilidad atómica requerida para explicar las propiedades de los elementos.

La situación no mejora si entran en consideración las bien conocidas leyes de la electrodinámica de Maxwell, exitosas en la formulación de las bases de los grandes descubrimientos de Oersted y Faraday en la primera mitad del siglo pasado. La teoría de Maxwell se muestra no sólo capaz de dar cuenta de los ya conocidos fenómenos eléctricos y magnéticos en todos sus detalles, sino que ha celebrado su gran triunfo en la predicción de las ondas electromagnéticas descubiertas por Hertz y utilizadas hoy extensamente en la telegrafía inalámbrica.

Por un tiempo pareció que esa teoría podría ser capaz de proporcionar la base para una explicación detallada de las propiedades de los elementos que más tarde sería desarrollada primeramente por Lorentz y Larmor, de una manera consistente con la concepción atomística de la electricidad. Sólo necesito mencionar el gran interés despertado cuando Lorentz, poco después del descubrimiento de Zeeman de los cambios característicos que experimentan las líneas espectrales cuando la sustancia emisora es colocada en un campo magnético, pudo dar una explicación simple de los aspectos fundamentales del fenómeno. Lorentz asumió que la radiación que observamos en una línea espectral es emitida por un electrón que ejecuta vibraciones armónicas en torno a una posición de equilibrio, exactamente de la misma manera en la que las ondas electromagnéticas en radiotelegrafía, son emitidas por las oscilaciones eléctricas que

ocurren en la antena. Incluso señaló cómo, la alteración observada por Zeeman en las líneas espectrales, corresponden exactamente con la alteración que se esperaría que produjera el campo magnético en el movimiento de un electrón vibrante.

Sin embargo fue imposible, sobre estas bases, brindar una explicación más ajustada de los espectros de los elementos, o aún de las leyes generales que dan cuenta con exactitud de las longitudes de onda de las líneas espectrales formuladas por Balmer, Rydberg y Ritz. Después de obtener detalles referidos a la constitución del átomo, esta dificultad se hizo aún más evidente. De hecho, mientras nos ceñimos a la teoría electrodinámica clásica, no podemos siquiera entender por qué los espectros obtenidos consisten en líneas definidas. Esta teoría puede incluso declararse incompatible con la asunción de la existencia de átomos poseedores de la estructura que antes describimos, en la cual, los movimientos de los electrones demandarían una emisión continua de radiación por parte del átomo, que sólo cesaría cuando los electrones cayeran en el núcleo.

### **El origen de la Teoría Cuántica**

Fue posible, sin embargo, eludir las variadas dificultades de la teoría electrodinámica, introduciendo conceptos esbozados por la llamada teoría cuántica, la que marca un completo apartamiento de las ideas usuales hasta el momento para la explicación de los fenómenos naturales. Es esta teoría, iniciada por Planck en el año 1900, en sus investigaciones sobre la ley de la radiación térmica, la cual, merced a su independencia de las propiedades individuales de las sustancias, resulta particularmente buena para poner a prueba la aplicabilidad de las leyes de la física clásica a los procesos atómicos.

Planck consideró el equilibrio de la radiación entre ciertos sistemas con las mismas propiedades que aquellas en las que Lorentz basó su teoría sobre el efecto Zeeman, pero entonces pudo demostrar, no sólo que la física clásica no puede dar cuenta del fenómeno de la radiación térmica, sino que una ley en completo acuerdo con la experiencia puede obtenerse si -en una marcada contradicción con la teoría clásica- asumimos que la energía de los electrones vibrantes no cambia en forma continua, sino sólo de manera tal que la energía del sistema siempre permanece igual a un número entero de los llamados “cuantos de energía”. La magnitud de estos cuantos resultó proporcional a la frecuencia de la oscilación de la partícula, la cual, en acuerdo con los conceptos clásicos, sería también la frecuencia de la radiación emitida. El factor de proporcionalidad terminó siendo considerado como una nueva constante universal, la constante de Planck, similar a otras como la velocidad de la luz, y la carga y masa del electrón.

Los sorprendentes resultados de Planck se mantuvieron al principio completamente aislados en el campo de las ciencias naturales, pero con las significativas contribuciones de Einstein al respecto, pocos años después se les encontró

una gran variedad de aplicaciones. En primer lugar, Einstein señaló que la condición limitante de la cantidad de energía vibracional de las partículas puede ser puesta a prueba investigando el calor específico de los cristales, ya que en el caso de éstos, nos encontramos con vibraciones similares, no de un electrón solitario, sino de todos los átomos en sus posiciones de equilibrio dentro de la red cristalina. Einstein fue capaz de demostrar que la experiencia confirma la teoría de Planck, y con el transcurso de investigaciones posteriores, este acuerdo resultaría completo. Además, Einstein destacó otra consecuencia de los resultados de Planck: aquella según la cual la energía radiante sólo puede ser emitida o absorbida por una partícula oscilante en “cuantos de radiación”, cuya magnitud es igual a la constante de Planck multiplicada por la frecuencia.

En sus intentos de interpretar estos resultados, Einstein fue llevado a la formulación de la llamada “hipótesis de los cuantos de luz”, según la cual, la energía radiante –en contradicción con la teoría electromagnética de la luz de Maxwell- no se propaga en forma de ondas electromagnéticas sino más bien, como discretos átomos de luz, cada uno con una energía igual a la de un cuanto de radiación.

Este concepto condujo a Einstein a su bien conocida teoría del efecto fotoeléctrico. Este fenómeno, que permaneció completamente inexplicable para la teoría clásica, fue de este modo colocado bajo una nueva luz, y las predicciones de la teoría de Einstein recibieron una confirmación experimental en años recientes. Probablemente, los valores más exactos de la constante de Planck fueron obtenidos a través de las mediciones realizadas en torno al efecto fotoeléctrico.

A pesar de su valor heurístico, la hipótesis de los cuantos de luz, irreconciliable con los llamados fenómenos de interferencia, no es capaz de arrojar claridad sobre la naturaleza de la radiación. Sólo debo recordar que estos fenómenos de interferencia constituyen nuestro único medio para investigar las propiedades de la radiación y en consecuencia, de asignar una mayor comprensión del significado de la frecuencia que, en la teoría de Einstein, fija la magnitud de los cuantos de luz.

En los años que siguieron, se hicieron esfuerzos para aplicar los conceptos de la teoría cuántica a la cuestión de la estructura atómica, y el énfasis principal se hizo a menudo sobre una u otra de las consecuencias deducidas por Einstein de los resultados de Planck. Entre los intentos más conocidos en esta dirección -del cual, no obstante, no se obtuvieron resultados definitivos- puede mencionarse el trabajo de Stark, Sommerfeld, Hasenöhl, Hass, y Nicholson.

De éste período data también una investigación de Bjerrum sobre las bandas de absorción en el infrarrojo, la que aunque no tenía relación directa con la estructura atómica, resultó significativa en el desarrollo de la teoría cuántica. Él dirigió la atención sobre el hecho de que la rotación de las moléculas en un gas puede investigarse a través de los cambios en ciertas líneas de absorción con la temperatura. Al mismo tiempo hizo énfasis en el hecho de que el efecto podría no consistir en una dispersión continua de las líneas -como cabría esperar a partir de la teoría clásica, la que no establece restricciones para la rotación molecular- sino que, en acuerdo con la teoría cuántica, predice que las líneas deben dividirse en un número de componentes que corresponden a la secuencia

de distintas posibilidades de rotación. Esta predicción fue confirmada pocos años después por Eva von Bahr, y el fenómeno es aún considerado como una de las evidencias más contundentes de la realidad de la teoría cuántica, aun sabiendo, desde nuestro actual punto de vista, que la explicación original ha sido objeto de modificación en detalles esenciales.

### La teoría cuántica de la constitución del átomo

Entretanto, el desarrollo futuro de la teoría cuántica fue marcado a la luz del descubrimiento del núcleo atómico, por parte de Rutherford (1911). Como ya hemos visto, este descubrimiento puso en claro que, sólo con la concepción clásica, era imposible la comprensión de las propiedades más esenciales de los átomos.

Uno se sintió empujado a la búsqueda de una formulación de los principios de la teoría cuántica que pudiera dar de inmediato, cuenta de la estabilidad en la estructura atómica, de las propiedades de la radiación emitida por los átomos y de las propiedades conocidas de las sustancias. Tal formulación fue propuesta (1913) por el presente conferencista en forma de los dos postulados que a continuación exponaremos:

I) Entre los concebibles estados posibles de movimiento en un sistema atómico, existe un número dado de estados llamados “estacionarios” que, a despecho del hecho de que el movimiento de las partículas en esos estados, obedecen en gran medida a las leyes de la mecánica clásica, poseen una peculiar, y mecánicamente inexplicable estabilidad, de tal manera, que cualquier cambio permanente en el movimiento del sistema, debe consistir en una completa transición desde un estado estacionario hacia otro.

II) Mientras que, en contradicción con la teoría electromagnética clásica, no se emite radiación por parte del átomo en el estado estacionario, un proceso de transición entre dos estados estacionario puede ser acompañada por la emisión de radiación electromagnética, la que tendrá las mismas propiedades que las que se prevén –de acuerdo con la teoría clásica- para una partícula electrificada ejecutando una vibración armónica de frecuencia constante. Esta frecuencia  $\nu$  no tiene sin embargo, una relación simple con el movimiento de las partículas del átomo, sino que viene dada por la relación:

$$h\nu = E' - E''$$

donde  $h$  es la constante de Planck, y  $E'$  y  $E''$  son los valores de la energía del átomo en dos estados estacionarios que constituyen los estados inicial y final en el proceso de emisión de radiación. A la inversa, la irradiación del átomo con ondas electromagnéticas de esa frecuencia, puede conducir a un proceso de absorción, en el cual el átomo es devuelto al estado estacionario anterior.

Mientras que el primer postulado contiene una visión de la estabilidad general del átomo, el segundo postulado apunta principalmente a la existencia de espectros con



líneas definidas. Además, la condición cuántica introducida en el segundo postulado ofrece un punto de partida para la interpretación de las leyes de las series espectrales. La más general de esas leyes, el principio de combinación enunciado por Ritz, establece que la frecuencia  $\nu$  de cada una de las líneas en el espectro de un elemento puede representarse mediante la fórmula

$$\nu = T'' - T'$$

en la que  $T''$  y  $T'$  son dos de los llamados “*términos espectrales*” pertenecientes a los múltiples términos característicos de la sustancia en cuestión.

De acuerdo con nuestros postulados, esta ley encuentra una interpretación inmediata en la asunción de que el espectro es emitido a través de transiciones entre un número de estados estacionarios en los cuales, el valor numérico de la energía del átomo, es igual al valor del término espectral multiplicado por la constante de Planck.

Esta explicación del principio de combinación difiere visiblemente y de manera fundamental con las ideas usuales de la electrodinámica, tan pronto como consideramos que no hay una relación simple entre el movimiento en el átomo y la radiación emitida. El apartamiento de nuestras consideraciones de las ideas comunes en la filosofía natural se vuelve particularmente evidente cuando observamos que la ocurrencia de dos líneas espectrales -correspondientes a la combinación del mismo término espectral con otros dos diferentes términos- implica que la naturaleza de la radiación emitida por el átomo, no está determinada solamente por el movimiento en el átomo al inicio del proceso de radiación, sino que también depende del estado al cual el átomo es transferido por ese proceso.

A primera vista, parece difícil llevar nuestra explicación formal del principio de combinación hacia una relación directa con nuestra visión de la constitución del átomo, la que de hecho, está basada en evidencia experimental interpretada por la mecánica y la electrodinámica clásicas. Sin embargo, una investigación más profunda, podrá dejar en claro la posibilidad de encontrar una relación definitiva entre los espectros de los elementos y la estructura de los átomos en base a estos postulados.

### **El espectro del hidrógeno**

El más simple de los espectros que conocemos es el del hidrógeno. Las frecuencias de sus líneas pueden representarse con gran exactitud mediante la fórmula de Balmer:

$$\nu = K ( 1/n'^2 - 1/n''^2 )$$

donde  $K$  es una constante, y  $n'$  y  $n''$  son dos enteros. En el espectro encontramos en consecuencia una serie de términos espectrales de  $K/n^2$ , el cual decrece regularmente con el incremento del término numérico  $n$ . En acuerdo con los postulados enunciados, podemos asumir que cada una de las líneas del hidrógeno es emitida por una transición

entre dos estados pertenecientes a una serie de estados estacionarios del átomo de hidrógeno en el cual, el valor numérico de la energía del átomo es igual a  $hK/n^2$ .

Siguiendo con nuestro panorama de la estructura atómica, el átomo de hidrógeno consiste en un núcleo positivo y un electrón el cual -hasta donde las concepciones de la mecánica ordinaria sean aplicables- describe, con gran aproximación, una órbita elíptica periódica con el núcleo en uno de los focos. El eje mayor de la órbita es inversamente proporcional al trabajo necesario para remover completamente el electrón del núcleo y en concordancia con lo anterior ese trabajo, para el estado estacionario es justamente igual a  $hK/n^2$ .

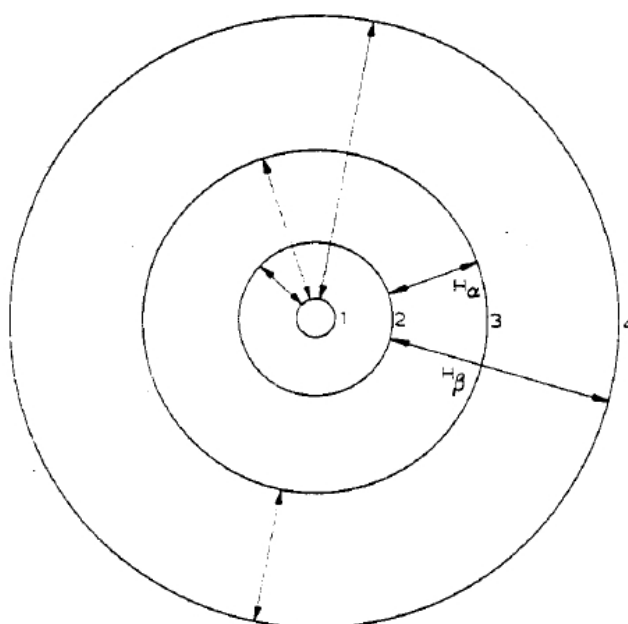


Fig. 2.

De esta forma arribamos a múltiples estados estacionarios para los cuales el eje mayor de la órbita del electrón toma una serie de valores discretos proporcional a los cuadrados de números enteros. La Fig. 2, muestra estas relaciones dramáticamente. Para mayor simplicidad, las órbitas electrónicas son representadas con círculos, aunque en realidad la teoría no impone restricciones a la excentricidad de la órbita, sino que sólo determina la longitud del eje mayor. Las flechas representan los procesos de transición que corresponden a las líneas roja y verde del hidrógeno, cuya frecuencia viene dada por la fórmula de Balmer cuando asignamos los valores,  $n''=2$  y  $n'=3$  y  $4$ , respectivamente. También son representados aquellos procesos de transición que corresponden a las primeras tres líneas de la serie de líneas ultravioletas encontrada por Lyman en 1914, las cuales vienen dadas por la fórmula cuando  $n''=1$ , así como la

primera de la línea de la serie infrarroja, descubierta algunos años antes por Paschen, dada por la misma fórmula, si  $n=3$ .

Esta explicación del origen del espectro del hidrógeno nos condujo naturalmente a interpretar este espectro como una manifestación de un proceso por el cual, el electrón se encuentra unido al núcleo. En tanto el término espectral mayor -con el término numérico 1- corresponde al estado final en el proceso de unión, los términos espectrales menores -con valores más altos en el término numérico- corresponden a estados estacionarios que representan los estados iniciales del proceso de unión, donde las órbitas del electrón tienen todavía grandes dimensiones y donde el trabajo necesario para remover un electrón de su vínculo con el núcleo es aún menor. El estado final en el proceso de unión puede designarse como el estado normal del átomo, y se distingue de los otros, por la propiedad de que -en acuerdo con los postulados-, este estado sólo puede cambiar mediante la adición de energía, por la cual el electrón es transferido a una órbita de mayores dimensiones correspondiente a estados primitivos del proceso de unión.

El tamaño de la órbita del electrón en el estado normal, calculada sobre la base de la interpretación del espectro que reseñamos arriba, coincide fuertemente con el valor de las dimensiones atómicas de los elementos que han sido calculadas mediante la teoría cinética de la materia en base a las propiedades de los gases. Desde que no obstante, como inmediata consecuencia de la estabilidad de los estados estacionarios afirmada por los postulados, debemos suponer que la interacción entre dos átomos durante una colisión, no puede ser completamente descrito con el auxilio de las leyes de la mecánica clásica, la comparación anterior no puede llevarse muy lejos en base a las consideraciones realizadas anteriormente.

Una conexión más íntima entre los espectros y el modelo atómico fue revelada sin embargo, por una investigación sobre el movimiento en esos estados estacionarios donde el término numérico es grande y en el que las dimensiones de la órbita del electrón y su frecuencia de revolución varía relativamente poco cuando pasamos de un estado estacionario a otro. Es posible demostrar que la frecuencia de la radiación emitida durante las transiciones entre dos estados estacionarios, tiende a coincidir con la frecuencia de uno de los componentes armónicos en los cuales, el movimiento del electrón puede resolverse, y concordantemente con la frecuencia de uno de los trenes de onda en los que la radiación puede emitirse de acuerdo con las leyes de la electrodinámica ordinaria.

La condición para que tal coincidencia pueda ocurrir en esta región en la que los estados estacionarios difieren muy poco uno del otro, prueba que la constante en la fórmula de Balmer puede expresarse mediante la relación

$$K = 2\pi^2 e^4 m / h^3$$

en la que  $e$  y  $m$  son respectivamente la carga y la masa del electrón, mientras que  $h$  es la constante de Planck. Esta relación se demostró ajustada con gran exactitud,

especialmente desde que a partir de las bellas investigaciones de Millikan, se conocieron los valores de  $e$ ,  $m$  y  $h$ .

Este resultado muestra que existe una conexión entre el espectro del hidrógeno y el modelo del átomo de hidrógeno, la cual, en conjunto, es tan cercana como podríamos esperar considerando el apartamiento de los postulados señalados, de las leyes de la mecánica y la electrodinámica clásicas. Sobre esta importante cuestión volveremos más adelante, pero primero discutiremos cómo la interpretación del espectro del hidrógeno en base a los postulados se ha probado aplicable de varias maneras, a la elucidación de la relación entre las propiedades de los diferentes elementos.

**Autor:** Roberto Calvo (traducción)

### Créditos:

#### ✓ Referencias bibliográficas:

- Niels Bohr - Nobel Lecture: The Structure of the Atom". *Nobelprize.org*. Nobel Media AB 2014. Web. 2 Dec 2017. Recuperado de: [https://www.nobelprize.org/nobel\\_prizes/physics/laureates/1922/bohr-lecture.pdf](https://www.nobelprize.org/nobel_prizes/physics/laureates/1922/bohr-lecture.pdf)

#### ✓ Imágenes:

- Niels Bohr - Nobel Lecture: The Structure of the Atom". *Nobelprize.org*. Nobel Media AB 2014. Web. 2 Dec 2017. Recuperado de: [https://www.nobelprize.org/nobel\\_prizes/physics/laureates/1922/bohr-lecture.pdf](https://www.nobelprize.org/nobel_prizes/physics/laureates/1922/bohr-lecture.pdf)

**Fecha de publicación:** 7 de octubre de 2009



Esta obra está bajo una [Licencia Creative Commons Atribución-CompartirIgual 4.0 Internacional](https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/).