

Niels Bohr: Premio Nobel de Física 1922

Discurso de presentación

10 de diciembre de 1922

Discurso del Profesor Svante August Arrhenius, Presidente del Comité Nobel de Física.

Su majestad, reales altezas, damas y caballeros

Desde que Kirchoff y Bunsen introdujeron el análisis espectral, este importante aporte a la investigación ha producido grandes resultados. Primeramente fueron recolectados materiales y analizados sus espectros, no sólo de objetos terrestres sino también de los cuerpos celestes; la cosecha fue espléndida.

Entonces llegó la segunda etapa de la investigación. Se realizaron intentos para encontrar regularidades en la estructura de los espectros. Para empezar, fue natural comparar las diferentes líneas espectrales emitidas por los gases incandescentes con las notas



Niels Henrik David Bohr
Laureado en 1922 con el Premio Nobel en Física

"... por sus servicios en la investigación sobre la estructura de los átomos y la radiación emitida por ellos"



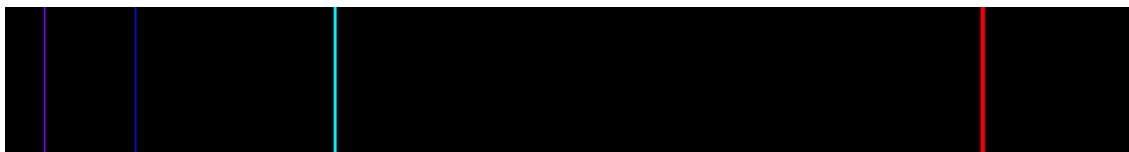
Svante August Arrhenius
Premio Nobel en Química (1903)
Leyó el discurso de presentación en la entrega del Nobel en Física a Niels Bohr en 1922.

que pueden producir un sólido vibrante. Los cuerpos vibrantes en el caso de los gases incandescentes serían

sus propios átomos y moléculas. Pero los avances realizados por esta senda, fueron magros. Fue necesario recurrir a otro método, a saber, recurrir al cálculo para establecer la relación entre las diferentes vibraciones emitidas por un gas. Y el hidrógeno debería ser el más simple de los gases.

El suizo Balmer, en 1885, encontró una fórmula simple para relacionar las líneas espectrales del hidrógeno conocidas hasta ese momento. Siguió un gran número de investigaciones como las de Kayser y Runge, Ritz, Deslandres y especialmente las de nuestro compatriota Rydberg, buscando regularidades similares en los espectros de los otros elementos. Rydberg tuvo éxito representando las vibraciones luminosas mediante una fórmula que exhibía ciertas similitudes

con la de Balmer. Esta fórmula contiene una constante que, más adelante, adquirió gran importancia y quedó registrada entre los valores universales y fundamentales de la Física con el nombre de “constante de Rydberg”.



Las líneas espectrales visibles del espectro de emisión del hidrógeno atómico: un desafío para la interpretación teórica a partir de las leyes clásicas de la mecánica y el electromagnetismo.

Ahora, si fuera posible obtener una idea sobre la estructura del átomo, este sería por supuesto un buen punto de partida para construir una concepción acerca de las vibraciones que pueden ser emitidas por el átomo de hidrógeno.

Rutherford, que ha arrancado en un grado extraordinario sus secretos a los átomos, ha construido ese “modelo atómico”. De acuerdo con su concepción, el átomo de hidrógeno consistiría en un núcleo positivo, con una carga unitaria, de dimensiones extremadamente pequeñas, y en torno a éste, describiría una órbita, un electrón cargado negativamente. Ya que probablemente sólo actúan las fuerzas eléctricas entre el núcleo y el electrón -y esas fuerzas eléctricas siguen la misma ley que la atracción gravitatoria entre dos masas- la trayectoria del electrón debe ser circular o elíptica, y el núcleo deberá encontrarse en el centro del círculo, o en uno de los focos de la elipse. El núcleo puede compararse con el sol y el electrón con un planeta. Sin embargo, en acuerdo con la teoría clásica de Maxwell, esos movimientos orbitales deben emitir radiación con pérdida de energía; el electrón debería describir órbitas más y más pequeñas, con períodos de revolución decrecientes para finalmente lanzarse hacia el núcleo positivo. Así, la trayectoria debería ser espiral y los rayos de luz emitidos –que requieren de un período de vibración constantemente decreciente– deberían corresponder a un espectro continuo, el cual, como es sabido, es característico de un líquido o un sólido incandescentes, pero no de un gas incandescente. En consecuencia, o bien el modelo atómico debe ser incorrecto, o bien, en este caso, debe ser incorrecta la teoría de Maxwell.



*Sir Ernest Rutherford
Premio Nobel en Química (1908)
Su modelo atómico nuclear y
planetario forzó la introducción
de nociones de la física cuántica
para la interpretación de las
propiedades del átomo.*



Max Planck

*Premio Nobel en Física (1918)
"...en reconocimiento a los
servicios brindados a la Física
por su descubrimiento de la
energía de los cuantos."*

Diez o más años atrás no habríamos tenido vacilación a la hora de optar entre estas alternativas y el modelo atómico habría sido declarado inaceptable. Pero en 1913, cuando Bohr comenzó a trabajar en este problema, el gran físico Planck, había enunciado su ley de la radiación, que puede ser explicada únicamente, asumiendo que –en conflicto con las concepciones precedentes– la energía térmica es entregada en forma de “cuantos”, esto es, en “pequeñas porciones de calor”, del mismo modo que la materia está constituida por pequeñas porciones llamadas átomos. Con la ayuda de estos presupuestos, Planck tuvo éxito –en total acuerdo con la experiencia– al calcular la distribución de la energía emitida por un hipotético “cuerpo negro” perfecto. Más tarde (entre 1905 y 1907), Einstein perfeccionó la teoría cuántica, deduciendo de ella varias leyes como la que rige la disminución del calor específico de los cuerpos sólidos cuando desciende la temperatura y el “efecto fotoeléctrico”, por cuya interpretación, fue laureado en su momento con el Premio Nobel.

En consecuencia, Bohr no tuvo necesidad de vacilar a la hora de optar: él asumió, que la teoría de Maxwell no encajaba bien en el presente caso y que el modelo atómico de Rutherford era correcto. Así, los electrones no emiten luz cuando giran en sus órbitas alrededor del núcleo positivo, órbitas que en principio asumiremos como circulares. La emisión de luz puede darse cuando el electrón salta de una órbita a otra. La cantidad de energía emitida de esta manera es un “cuanto”. En acuerdo con Planck, el cuanto de energía es el producto del número de vibraciones luminosas por la constante de Planck, representada por la letra h ; ésto hace posible calcular el número de vibraciones correspondientes al pasaje de una órbita a otra.

La regularidad encontrada por Balmer para el espectro del hidrógeno requiere que el radio de las diferentes órbitas, sea proporcional al cuadrado de números enteros, lo que quiere decir que lo serán a 1, 4, 9, y así sucesivamente. Pero además, Bohr tuvo éxito en calcular el valor de la constante de Rydberg a partir de otras magnitudes conocidas, como la masa del átomo de hidrógeno, la constante de Planck y la unidad de carga eléctrica. La diferencia entre el valor hallado experimentalmente y el calculado para la constante de Rydberg alcanza apenas a un uno por ciento y esta diferencia ha disminuido a partir de mediciones más recientes.

Estas circunstancias atrajeron unánimemente la atención y admiración del mundo científico sobre los trabajos de Bohr e hicieron posible prever que podría resolver en gran parte el problema que lo ocupaba.

Sommerfeld señaló que lo que se conoce como la “estructura fina” del espectro del hidrógeno -las líneas espectrales, observadas con un espectroscopio de alta dispersión se subdividen en varias líneas adyacentes muy próximas- puede explicarse, en

concordancia con la teoría de Bohr, de la siguiente manera: las diversas órbitas estacionarias para el movimiento de los electrones -si dejamos de lado la más interna, conocida como “órbita de reposo”- pueden ser no sólo circulares sino también elípticas, con un eje mayor igual al diámetro de la correspondiente órbita circular. Cuando un electrón pasa de una órbita elíptica a otra, el cambio en la energía, y consecuentemente, el número de vibraciones correspondientes a las líneas espectrales, es algo diferente al que se da cuando pasa de una órbita circular a otra. En consecuencia, tenemos dos líneas espectrales diferentes que, no obstante, caen muy cerca una de la otra. Pese a lo anterior, se observa sólo un número pequeño de líneas con respecto a las esperadas según este punto de vista.

No obstante estas dificultades, Bohr obtuvo un éxito -en el intento de resolverlas mediante la introducción de lo que se conoce como el “principio de correspondencia”, con el que abrió nuevas perspectivas de gran importancia. Este principio, para algunos, aproxima la nueva teoría a la vieja teoría clásica. De acuerdo con él, cierto número de transiciones son imposibles. El principio en cuestión es de gran valor para la determinación de las órbitas electrónicas que son posibles dentro de los átomos más pesados que el de hidrógeno.

La carga nuclear del átomo de helio es dos veces mayor que la del átomo de hidrógeno. En condiciones de neutralidad es orbitado por dos electrones: Se trata del átomo más liviano que sigue al hidrógeno. Existe en dos variantes: una es llamada parahelio, y es la más estable; la otra es llamada ortohelio; éstas fueron consideradas al principio, dos sustancias diferentes. El principio de correspondencia establece que los dos electrones del parahelio, en sus órbitas fundamentales, corren a lo largo de dos circunferencias que forman un ángulo de 60° entre sí. En el ortohelio, por otra parte, las órbitas de los dos electrones se encuentran en el mismo plano; una de ellas es circular, pero la otra es elíptica. El siguiente elemento con peso atómico cercano al del helio es el litio, con tres electrones en su estado neutral. De acuerdo con el principio de correspondencia, las órbitas de los dos electrones más internos se encuentran en un estado similar a las de los dos electrones del parahelio, mientras que la órbita del tercero es elíptica y por lejos, de mayor tamaño que las órbitas interiores.

De manera similar, Bohr es capaz -con el auxilio del principio de correspondencia de establecer, en los aspectos más importantes, la situación de varias órbitas electrónicas en otros átomos. Es de la posición de las órbitas electrónicas más externas de las que dependen las propiedades químicas del átomo, y es aquí donde su valencia química queda parcialmente determinada. Debemos cifrar las mayores esperanzas en el futuro desarrollo de este gran trabajo.

Profesor Bohr. Usted ha conducido a una solución exitosa a los problemas que se presentaron a los investigadores de los espectros. Haciéndolo, se ha visto compelido a hacer uso de ideas teóricas que divergen sustancialmente de aquellas en las que se basan las clásicas doctrinas de Maxwell. Los grandes éxitos alcanzados muestran que usted ha encontrado los caminos que conducen a verdades fundamentales, y de esta manera, ha establecido principios que liderarán los más espléndidos avances con la promesa de abundantes frutos para trabajos futuros. Que le sea concedido cultivar por

largo tiempo, con el auxilio de la investigación, el amplio campo de trabajo que usted ha abierto para la Ciencia.

Autor: Roberto Calvo (traducción)

Créditos:

✓ **Referencias bibliográficas:**

- MLA style: "Nobel Prize in Physics 1922 - Presentation Speech". *Nobelprize.org*. Nobel Media AB 2014. Web. 2 Dec 2017. Recuperado de:
https://www.nobelprize.org/nobel_prizes/physics/laureates/1922/press.html

✓ **Imágenes:**

- Svante Arrhenius:
http://www.nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1903/arrhenius.jpg
- Niels Bohr:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/6/6d/Niels_Bohr.jpg/200px-Niels_Bohr.jpg
- Espectro de emisión del hidrógeno:
<https://www.fisicalab.com/sites/all/files/contenidos/luz/absorcion-dispersion-hidrogeno.jpg>
- Ernest Rutherford:
http://www.nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1908/rutherford.jpg
- Max Planck:
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/4/42/Max_Planck_%28Nobel_1918%29.jpg/170px-Max_Planck_%28Nobel_1918%29.jpg

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/).