Recibido el 27-02-2013
Aprobado el 12-04-2013

Historia de la Química

CONSIDERACIONES SOBRE EL MODELO DEL ÁTOMO DE BOHR

Celso Luis Levada[a*], Huemerson Maceti[b], Ivan José Lautenschleguer[b], Miriam de Magalhâes Oliveira Levada[b]

RESUMEN

El modelo de Bohr, presentado en 1913, fue el resultado final de trabajos muy importantes realizados por varios científicos a finales del siglo XIX y principios del siglo XX. Grupos aislados de investigadores buscaban distintos objetivos, y la genialidad de Bohr logró combinar un gran número de conocimientos para formular la primera hipótesis concreta sobre la estructura de la materia.

Palabras clave: Estructura de la materia, átomo de hidrógeno, modelo de Bohr

CONSIDERATIONS ABOUT THE ATOMIC MODEL OF BOHR

ABSTRACT

The Bohr model, introduced in 1913, was the end result of very important work done by various scientists in the late nineteenth and early twentieth century. Isolated groups of investigators pursued different objectives and the genius Bohr led to a combination of a large number of knowledge to formulate the first hypothesis on the actual structure of the material.

Key words: Structure of the material, hydrogen atom, Bohr model

INTRODUCCIÓN

Este trabajo tiene como objetivo principal reconocer el trabajo de Niels Bohr, publicado en 1913 en el "*Philosophical Magazine*", en el año que se celebra su centenario. El objetivo secundario es mostrar las deducciones realizadas por Bohr en el desarrollo de su modelo atómico. Asimismo, se informa que este artículo ha sido realizado mediante una investigación bibliográfica, que consta de cuatro fuentes de consulta[1-4].

EL ÁTOMO DE BOHR

Adoptando el modelo de Rutherford, Bohr propuso para el átomo de hidrógeno, un núcleo formado por una partícula positiva, y girando alrededor de ella, un electrón. Este es el modelo planetario donde el núcleo es el sol y los electrones los planetas. Consideró que las leyes de Newton y de Coulomb eran válidas e igualó la fuerza centrípeta con la electrostática. La fuerza coulumbina de atracción electrostática entre dos cargas q y q' en un medio de constante dieléctrica o permisividad al vacío ε_o, viene dada por:

$$F_c = \frac{1}{4\pi\varepsilon_o}.\frac{q.q'}{r^2} \qquad (1)$$

[a] Academia da Força Aérea de Pirassununga – SP
[b] Centro Universitário Hermínio Ometto (Uniararas) - SP
[*] celsolevada@yahoo.com.br

siendo *r* la distancia entre las cargas.
Considerando que la carga del electrón es igual a la carga del protón (en módulo), se representa en ambos casos por la letra *e*, y dejando de lado la constante $1/4\pi\varepsilon_o$, *tenemos:*

$$F_c = \frac{e^2}{r^2} \qquad (2)$$

La fuerza centrípeta (F_n), que actúa sobre una masa *m* que recorre un círculo de radio *r* con una velocidad *v*, es:

$$F_n = \frac{mv^2}{r} \qquad (3)$$

Igualando (2) con (3), obtenemos:

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{e^2}{r^2}$$

o

$$mv^2 = \frac{e^2}{r} \qquad (4)$$

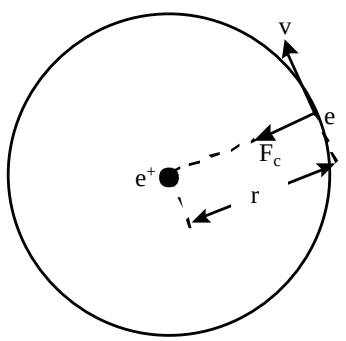

Figura 1. Representación de las fuerzas que actúan sobre el electrón en el modelo de Bohr.

La ecuación (4), deducida en el libro de Tipler (1978), establece una relación entre un par de variables: *v* y *r*. Si una de ellas es conocida, la otra puede ser determinada. En los casos macroscópicos, como el gravitatorio y de fuerza electrostática, no existe límite para escoger ese par de valores y el número de soluciones es infinito. En el caso del átomo de hidrógeno, Bohr impuso una condición restrictiva basada en las ideas de Plank y enunció sus dos famosos postulados (figura 1).

Primer postulado de Bohr

Los electrones del átomo sólo pueden encontrarse en determinados orbitales para los que el momento angular es un múltiplo entero de h/2π, siendo h la constante de Plank (Bohr, 1913).

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \qquad (5)$$

Esto significaba que el electrón no puede tener cualquier velocidad, y por lo tanto no puede ocupar cualquier orbital. Solamente podría ocupar aquellos orbitales cuyas velocidades cumplen la relación (1.15), donde *n* es siempre un número entero positivo (n= 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7… etc) (figura 2).

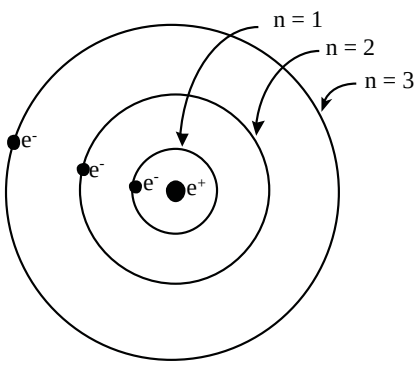

Figura 2. Posibles orbitales del modelo de Bohr.

Despejando el valor del radio de la órbita del electrón en el primer postulado de Bohr (1913), ecuación 5, tenemos:

$$r = \frac{nh}{2\pi mv} \qquad (6)$$

y substituyendo en (4) se obtiene:

$$mv^2 = \frac{e^2}{\frac{nh}{2\pi mv}} \qquad (7)$$

o también:

$$v = \frac{2\pi e^2}{nh} \qquad (8)$$

Al escribir la ley de Coulomb, para facilitar el raciocinio, omitimos la constante $1/4\pi\varepsilon_o$. Cuando se introduce en la ecuación (8), el valor correcto de la velocidad debe ser:

$$v = \frac{e^2}{2\varepsilon_o n h} \qquad (9)$$

$$r = \frac{\varepsilon_o n^2 h^2}{\pi m e^2} \qquad (10)$$

En la ecuación de arriba, ε_o, h, π, m y e son constantes, y sólo n es un número entero que varía de 1 a ∞. Hay que tener en cuenta, por tanto que el primer postulado fija los posibles orbitales. El primero tiene radio r, obtenido mediante la ecuación (10) cuando $n = 1$; el segundo r_2 para $n = 2$; el tercero r_3 para $n = 3$ y así sucesivamente.
Ahora se puede calcular la energía total E_n del electrón orbital. Según el concepto clásico, la energía total de una partícula es la suma de su energía cinética más su energía potencial.

$$E_n = E_c + E_p$$

Calculemos E_c y E_p.
La ecuación de equilibrio de las fuerzas electrostática y centrípeta, debe ser escrita correctamente de la siguiente forma:

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\frac{e^2}{r^2} \qquad (11)$$

y como $E_c = mv^2/2$, obtenemos:

$$E_c = \frac{1}{8\pi\varepsilon_o}.\frac{e^2}{r} \qquad (12)$$

Por otro lado, la energía potencial según el concepto clásico, es igual al producto de las cargas por el inverso de la distancia:

$$E_p = -\frac{e^2}{4\pi\varepsilon_o r} \qquad (13)$$

Sumando (12) y (13), se obtiene la energía total E_n:

$$E_n = -\frac{e^2}{8\pi\varepsilon_o r} \qquad (14)$$

y como ya conocemos el valor de *r* (eq.10), tenemos :

$$E_n = -\frac{me^4}{8\varepsilon_o^{\,2} n^2 h^2} \qquad (15)$$

Igualmente, el electrón de cada orbital tiene un valor distinto de energía total, que depende de *n.* En las ecuaciones (10) y (15) se observa que cuando $n = \infty$ entonces $E_n = 0$, es decir, el electrón se encuentra tan lejos del núcleo (electrón libre) que su energía es considerada nula. Cuanto menor sea *n*, menor es el radio, el electrón se encuentra más cerca del núcleo y su energía es más negativa.
Con el fin de explicar las líneas espectrales emitidas por el hidrógeno, Bohr enunció su segundo postulado.

Segundo postulado de Bohr
El electrón no irradia energía mientras permanece en un orbital, y la emite cuando pasa de un estado más elevado de energía a otro más bajo; esta variación de energía es igual a la cantidad de radiación emitida hf (Bohr 1913).

Observación: también es válida la hipótesis recíproca, es decir, un electrón solo pasa de un nivel inferior a un nivel superior de energía cuando absorbe una cantidad de radiación *hf*.
De acuerdo con el 2º postulado, si un electrón salta de un orbital superior a uno inferior, liberará una energía equivalente a la diferencia de energía entre esos dos orbitales:

$$\Delta E = E_i - E_f = hf \qquad (16)$$

donde E_i es la energía del electrón en la órbita n_i, y E_f es la energía del electrón en el orbital n_f. La ecuación (15) nos enseña cómo calcular la energía de un electrón del hidrógeno, en una órbita *n*. Por lo tanto, sabemos calcular la diferencia de energía entre esas dos órbitas n_i y n_f.

$$hf = \left[\frac{-me^4}{8\varepsilon_o^2 h^2 n_i^2} - \frac{-me^4}{8\varepsilon_o^2 h^2 n_f^2}\right] \qquad (17)$$

o

$$hf = \frac{me^4}{8\varepsilon_o^2 h^2}\left[\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right] \qquad (18)$$

o

$$f = \frac{me^4}{8\varepsilon_o^2 h^3}\left[\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right] \qquad (19)$$

Donde *f* es la frecuencia de la radiación electromagnética emitida (o absorbida) por un electrón que salta de un orbital de número n_i para otro de número n_f. (figura 3).

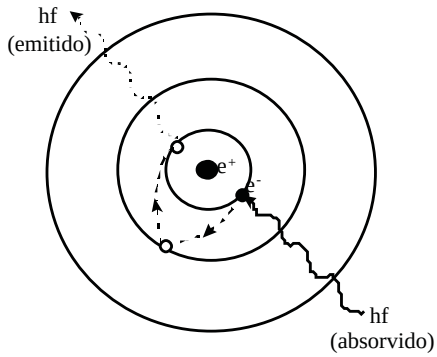

Figura 3. Emisión y absorción de un fotón en un átomo, según la teoría de Bohr.

Una vez obtenida la ecuación (19), Bohr puede dar una explicación para las líneas espectrales del hidrógeno, así como comprobar la fórmula empírica de Rydberg-Balmer y el valor de la constante *R*.

COMENTARIOS SOBRE EL MODELO DE BOHR

Según Tipler (1978)[1] el modelo atómico de Bohr tiene una importancia científica considerable, como ya se ha demostrado, pero posee serias limitaciones cuando se quiere extender este modelo a los demás átomos diferentes del hidrógeno. Con átomos que contienen más de un electrón, se observó discrepancias entre las longitudes de onda de los radios espectrales emitidos y los complementos de onda calculados. Sin embargo, la física consiguió evolucionar basándose en los postulados de Bohr que no tenían justificación teórica. La teoría de Bohr fue ampliada, revisada y a pesar de las grandes modificaciones que fueron introducidas, permanecía incompleta, porque no explicaba todos los fenómenos observados. Entonces se constató que la deficiencia era del modelo porque no representaba la realidad de la naturaleza.

Las limitaciones del modelo de Bohr fueron el punto de partida para el desarrollo de la Mecánica Cuántica, cuyos conceptos, mucho más amplios, explican la estructura del átomo. Sin embargo, las ecuaciones obtenidas a través de la mecánica cuántica no permiten la visualización de un "modelo" de átomo y, por esta razón el modelo planetario de Bohr permanece como una necesidad para comprender la teoría atómica (Halliday, Resnick, Walke, 2005)[4].

En su teoría Bohr explica el comportamiento de un electrón del átomo de hidrógeno, en órbita circular fija. Más tarde, en 1915, el propio Bohr y Sommerfeld admitieron la existencia de orbitales elípticos, donde el núcleo del átomo ocupa uno de los focos. Con el concepto de orbitales elípticos, se podría concluir que puede existir varios conjuntos de orbitales con momentos angulares diferentes, pero con la misma energía.

Esto obligó a introducir otro número cuántico (*l*), el orbital. Finalmente en 1925, fue introducido el cuarto número cuántico, spin (s), para indicar el sentido de rotación del electrón sobre su propio eje. Por lo tanto, el estado energético de un electrón orbital está caracterizado por un conjunto de números cuánticos (*n, l, m, s*).

BIBLIOGRAFÍA

1. Tipler, P.A. Física v.2, Editorial Guanabara dois, Rio de Janeiro, 1978.
2. Átomo de Bohr, Disponible en http://pt.wikipedia.org/wiki/Atomo de Bohr, accedido el 10/12/2012.
3. Bohr, N. On the Constitution of Atoms and Molecules. *Philosophical Magazine* 1913; 26 (1): pp. 476.
4. Halliday, D., Resnick, R., e Krane, K. S. Fundamentos de Física 4: Ótica e Física Moderna cuarta edición, Río de Janeiro: Editora LTC, 2005.