

Modelo atómico de Bohr

Enviado por [Douglas Alfredo Dominguez Ruiz](#)

1. [Introducción](#)
2. [Modelo atómico de Bohr](#)
3. [Conclusión](#)
4. [Referencias bibliográficas](#)

INTRODUCCIÓN

Cinco siglos antes de Cristo, los filósofos griegos se preguntaban si la **materia** podía ser dividida indefinidamente o si llegaría a un punto, que tales partículas, fueran indivisibles. Es así, como Demócrito formula la **teoría** de que la materia se compone de partículas indivisibles, a las que llamó átomos (del griego átomos, indivisible).

La presente **investigación** va a presentar el **Modelo** atómico de Bohr el cual El físico danés **Niels Bohr** (Premio Nobel de **Física** 1922), postula que los electrones giran a grandes velocidades alrededor del núcleo atómico. Los electrones se disponen en diversas órbitas circulares, las cuales determinan diferentes niveles de energía.

El electrón puede acceder a un nivel de energía superior, para lo cual necesita "absorber" energía. Para volver a su nivel de energía original es necesario que el electrón emita la energía absorbida (por ejemplo en forma de **radiación**).

Este modelo, si bien se ha perfeccionado con el **tiempo**, ha servido de base a la moderna física nuclear. Este propuso una Teoría para describir la **estructura** atómica del **Hidrógeno**, que explicaba el espectro de líneas de este elemento

MODELO ATÓMICO DE BOHR

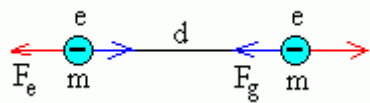
Un **átomo** tiene una dimensión del orden de 10^{-9} m. Está compuesto por un núcleo relativamente pesado (cuyas dimensiones son del orden de 10^{-14} m) alrededor del cual se mueven los electrones, cada uno de carga $-e$ ($1.6 \cdot 10^{-19}$ C), y de masa m_e ($9.1 \cdot 10^{-31}$ kg).

El núcleo está compuesto por protones y neutrones. El número Z de protones coincide con el número de electrones en un átomo neutro. La masa de un protón o de un neutrón es aproximadamente 1850 veces la de un electrón.

En consecuencia, la masa de un átomo es prácticamente igual a la del núcleo.

Sin embargo, los electrones de un átomo son los responsables de la mayoría de las propiedades atómicas que se reflejan en las propiedades macroscópicas de la materia.

El **movimiento** de los electrones alrededor del núcleo se explica, considerando solamente las interacciones entre el núcleo y los electrones (la **interacción** gravitatoria es completamente despreciable).

	Consideremos dos electrones separados una distancia d , y comparemos la fuerza de repulsión eléctrica con fuerza de atracción entre sus masas .
---	---

$$F_e = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{d^2} \quad F_g = G \frac{m^2}{d^2} \quad \frac{F_e}{F_g} = \frac{9 \cdot 10^9 (1.6 \cdot 10^{-19})^2}{6.67 \cdot 10^{-11} (9.1 \cdot 10^{-31})^2} = 4.17 \cdot 10^{42}$$

La intensidad de la interacción gravitatoria es despreciable frente a la interacción electromagnética.

Modelo atómico de Bohr

El **modelo** de Bohr es muy simple y recuerda al modelo planetario de Copérnico, los **planetas** describiendo órbitas circulares alrededor del Sol.

El electrón de un **átomo** o ión hidrogenoide describe también órbitas circulares, pero los radios de estas órbitas no pueden tener cualquier **valor**.

Consideremos un átomo o ión con un solo electrón. El núcleo de carga Ze es suficientemente pesado para considerarlo inmóvil,

	<p>Si el electrón describe una órbita circular de radio r, por la dinámica del movimiento circular uniforme</p> $m_e \frac{v^2}{r} = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$
--	---

En el modelo de Bohr, solamente están permitidas aquellas órbitas cuyo momento angular está cuantizado.

$$L = m_e v r = \frac{n\hbar}{2\pi} \quad \text{con } n = 1, 2, \dots$$

n es un número entero que se denomina número cuántico, y h es la constante de Planck $6.6256 \cdot 10^{-34}$ Js

Los radios de las órbitas permitidas son

$$r = \frac{n^2 \hbar^2 \epsilon_0}{\pi m_e Z e^2} = \frac{n^2}{Z} a_0 \quad a_0 = 5.2917 \cdot 10^{-11} \text{m}$$

donde a_0 se denomina radio de Bohr. a_0 es el radio de la órbita del electrón del átomo de **Hidrógeno** $Z=1$ en su **estado** fundamental $n=1$.

La energía total es:

$$E = \frac{1}{2} m_e v^2 - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} = -\frac{Ze^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

En una órbita circular, la energía total E es la mitad de la energía potencial

$$E = -\frac{m_e e^4 Z^2}{8\epsilon_0^2 \hbar^2 n^2}$$

La energía del electrón aumenta con el número cuántico n .

La primera energía de excitación es la que lleva a un átomo de su estado fundamental a su primer (o más bajo) estado excitado. La energía del estado fundamental se obtiene con $n=1$, $E_1 = -13.6$ eV y la del primer estado excitado con $n=2$, $E_2 = -3.4$ eV. Las energías se suelen expresar en electrón-voltios ($1\text{eV} = 1.6 \cdot 10^{-19}$ J)

La frecuencia f de la **radiación** emitida cuando el electrón pasa del estado excitado E_2 al fundamental E_1 es

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h} = 2.47 \cdot 10^{15} \text{Hz}$$

El Átomo de Hidrógeno contiene un electrón y un núcleo que consiste de un sólo protón. El electrón del átomo de Hidrógeno puede existir solamente en ciertas órbitas esféricas las cuales se llaman niveles o capas de energía.

Estos niveles de energía se hallan dispuestos concéntricamente alrededor del núcleo. Cada nivel se designa con una letra (K, L, M, N,...) o un valor de n (1, 2, 3, 4,...).

- El electrón posee una energía definida y característica de la órbita en la cual se mueve. Un electrón de la capa K (más cercana al núcleo) posee la energía más baja posible. Con el aumento de la distancia del núcleo, el radio del nivel y la energía del electrón en el nivel aumentan. El electrón no puede tener una energía que lo coloque entre los niveles permitidos.
- Un electrón en la capa más cercana al núcleo (Capa K) tiene la energía más baja o se encuentra en estado basal. Cuando los átomos se calientan, absorben energía y pasan a niveles exteriores, los cuales son estados energéticos superiores. Se dice entonces que los átomos están excitados.
- Cuando un electrón regresa a un Nivel inferior emite una cantidad definida de energía a la forma de un cuanto de luz. El cuanto de luz tiene una longitud de onda y una frecuencia características y produce una línea espectral característica.
- La longitud de onda y la frecuencia de un fotón producido por el paso de un electrón de un nivel de energía mayor a uno menor en el átomo de Hidrógeno esta dada por:
- Para Bohr el átomo sólo puede existir en un cierto número de estados estacionarios, cada uno con una energía determinada.
- La energía sólo puede variar por saltos sucesivos, correspondiendo cada salto a una transición de un estado a otro. En cada salto el átomo emite luz de frecuencia bien definida dada por:

$$h \nu = E_i - E_f$$

De esta manera se explican los espectros atómicos, que en el caso del Hidrógeno los niveles de energía posibles están dados por la fórmula:

$$E = - (h^2/R)/n^2, (n = 1, 2, 3, \dots \text{ infinito})$$

$$h = 6.625 \times 10^{-34} \text{ Joule} \cdot \text{seg}, \text{ Const. de Plank}$$

$$R = 1.10 \times 10^7 \text{ m}^{-1}, \text{ Const. de Rydberg}$$

El modelo de Niels Bohr, coincide con el propuesto por Rutherford, admite la presencia de un núcleo positivo que contiene, prácticamente, toda la masa del átomo, donde se encuentran presentes los protones y los neutrones.

Los electrones con carga negativa, se mueven alrededor del núcleo en determinados niveles de energía, a los que determinó estados estacionarios, y les asignó un número entero positivo. El nivel más cercano tiene el número 1, le sigue el 2, como se citó en **párrafo** de éste mismo enunciado (Modelo atómico de Bohr).

Siempre que el electrón se mantenga en la órbita que le corresponde, ni gana ni pierde energía.

CONCLUSIÓN

La **evolución** de los **modelos** físicos del átomo se vio impulsada por los **datos** experimentales. El modelo de Rutherford, en el que los electrones se mueven alrededor de un núcleo positivo muy denso, explicaba los resultados de **experimentos** de dispersión, pero no el motivo de que los átomos sólo emitan luz de determinadas longitudes de onda (emisión discreta).

Bohr partió del modelo de Rutherford pero postuló además que los electrones sólo pueden moverse en determinadas órbitas; su modelo explicaba ciertas características de la emisión discreta del átomo de hidrógeno, pero fallaba en otros elementos.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Freddy G, Suárez F, **Química** Editorial Romor, 1º Ciclo diversificado, 1997.

Mayor serrano de Benítez y José Fabián Zonella, **Química** editorial Larenze, 1º ciclo diversificado 1987.

Wilian I. Mantecton, Emil Slowinski. Química Superior, Tercera **edición**, Editorial Interamericana.

<http://www.monografias.com/trabajos14/modelo-atomico/modelo-atomico.shtml#BOHR>

Enviado por:

Douglas Alfredo Dominguez Ruiz

dominguezdouglas@aroba@gmail.com

Instituto Universitario Pedagógico

"Monseñor Arias Blanco"

Caricuaó – Caracas

República Bolivariana de Venezuela

Ministerio de **Educación** y Deporte