

MODELO ATÓMICO DE BOHR



El modelo atómico de Bohr, concebido por el físico danés Niels Bohr en 1913, describe la estructura de los átomos, centrándose principalmente en los átomos de hidrógeno y aquellos que se asemejan a ellos.



Bohr postuló que los electrones se mueven en órbitas circulares alrededor del núcleo del átomo. Cada órbita corresponde a un nivel de energía específico. Los electrones pueden saltar entre estos niveles de energía mediante la absorción o emisión de energía en forma de fotones.

NIVELES DE ENERGÍA

Orbita estacionaria

CUANTIZACIÓN DE LA ENERGÍA

Una de las ideas más importantes del modelo de Bohr es la cuantización de la energía. Los electrones solo pueden ocupar ciertos niveles de energía discretos y no pueden ubicarse en órbitas intermedias. Esto explica por qué los átomos emiten o absorben luz solo en ciertas longitudes de onda discretas.

PROFESORES AUTORES:
EHECATH LUIS D. PALEO GONZALEZ
ANA LAURA PÉREZ MARTINEZ

Este modelo precede al desarrollo de la mecánica cuántica.

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

m = masa del electrón
 v = velocidad del electrón en el orbital
 r = radio del electrón
 n = nivel energético
 h = constante de Planck

EMISIÓN Y ABSORCIÓN DE LUZ

Emisión y absorción de luz: Los electrones en un átomo pueden saltar de una órbita a otra más alejada del núcleo (absorción) o regresar a una órbita más cercana (emisión). Cuando un electrón emite energía, lo hace en forma de fotones, y la diferencia de energía entre los niveles se traduce en la frecuencia de la luz emitida.

$$E_n = -E_0 \frac{1}{n^2}$$

E_n = energía total del electrón para el átomo de hidrógeno.
 E_0 = energía del electrón en el nivel energético $n=1$.
 $E_{\text{fotón}}$ = energía del fotón.

$$E_{\text{fotón}} = h\nu = \Delta E_n$$

ν = frecuencia de la luz
 ΔE_n = Diferencia



ENSAYO A LA LLAMA

La prueba a la llama se relaciona con el modelo de Bohr porque los electrones en los átomos absorben energía de la llama, saltan a niveles de energía superiores y luego emiten esa energía en forma de luz, produciendo colores característicos que se utilizan para identificar elementos químicos específicos.



El experimento de Bohr desempeñó un papel esencial en nuestra comprensión del comportamiento de los electrones en los distintos niveles de energía, y en la interpretación de la estructura molecular y la organización de los átomos. Este experimento demostró que los electrones cambian de niveles de energía al emitir o absorber fotones, y fue un hito fundamental en el avance de la teoría atómica y la física cuántica.

Aunque el modelo de Bohr fue desarrollado principalmente para el átomo de hidrógeno, se utilizó como un punto de partida útil para entender átomos más complejos. Sin embargo, este modelo era limitado en su capacidad para describir átomos con más de un electrón y no podía explicar completamente fenómenos cuánticos importantes.

El modelo de Bohr tenía limitaciones,

ya que no podía explicar fenómenos de interferencia y difracción asociados con la naturaleza ondulatoria de los electrones. Fue reemplazado por la mecánica cuántica, que proporcionó una descripción más precisa de la estructura atómica y la naturaleza dual de los electrones como partícula y onda.



FACULTAD DE INGENIERÍA. UNAM
DIVISIÓN DE CIENCIAS BÁSICAS

Referencias:
ANDER, Paul, SONNESSA, Anthony J. Principios de química, México, Limusa-Noriega, 1992
CRUZ GARRITZ, Diana, CHAMIZO, José, et al. Estructura atómica un enfoque químico, México, Pearson Educación, 2002
SMITH, William F., HASHEMI, Javad Foundations of Materials Science and Engineering New York, Mc Graw Hill, 2010