FACULTAD DE CIENCIAS
SECCIÓN FISICAS
CURSO CERO

TÍTULO: ***Modelo atómico de De Broglie.***

OBJETIVOS:

- Revisar el concepto de longitud de onda de De Broglie
- Revisar el modelo de De Broglie del átomo de hidrógeno.
- Revisar las mejoras y las limitaciones del modelo de De Broglie..

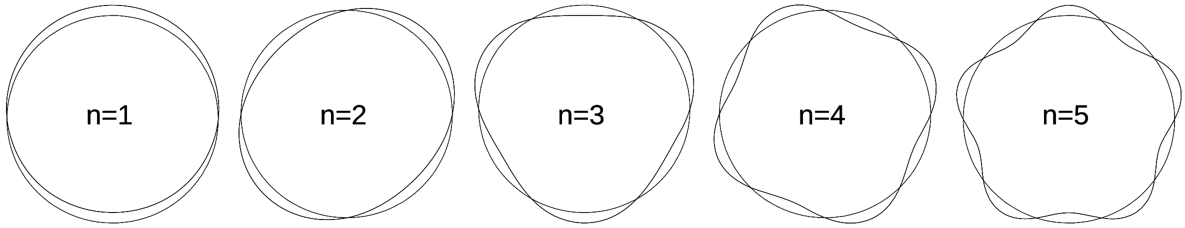
DESARROLLO CONCEPTUAL:

LONGITUD DE ONDA DE DE BROGLIE

En 1923, Luis De Broglie planteó que todas las partículas subatómicas tienen una **longitud de onda** asociada que hace que, en determinadas circunstancias, se puedan comportar como ondas.
La **hipótesis de De Broglie** consiste en que, al igual que un **fotón** lleva consigo una **cantidad de movimiento** $p=E/c=h/\lambda$, un electrón moviéndose con velocidad v y teniendo, por lo tanto, una cantidad de movimiento p=mv (m es la masa del electrón), tiene una longitud de onda asociada $\lambda=h/p$. Esta hipótesis del electrón como onda fue confirmada en 1925 por G. P. Thomson, quien observó la **difracción** electrónica (G.P. Thomson era hijo de J.J. Thomson, quien descubrió que el electrón "era una partícula" en 1896).

EL ATÓMO DE HIDRÓGENO SEGÚN DE BROGLIE

Cuando la hipótesis de De Broglie se aplica al movimiento del electrón en un átomo de hidrógeno, la **fórmula de Bohr** surge automáticamente.
Un electrón de De Broglie se comportará como una **onda estacionaria** que "da la vuelta" a la órbita de Bohr. Parece razonable que, para que su estado no cambie con el tiempo y, por lo tanto, no radie **energía electromagnética**, la onda electrónica deba ser una onda estacionaria.



Ondas estacionarias sobre una trayectoria circular: n=1, 2, 3, 4, 5

La longitud de la trayectoria del electrón vale $2\pi r$; una onda estacionaria sólo podrá tener longitudes de onda $\lambda=2\pi r/n$, donde n es un número entero. Como la energía total del electrón que se mueve en una **órbita circular en un campo coulombiano** resulta ser igual a $E=-p^2/(2m)$, entonces la fórmula de De Broglie da la energía del electrón como

$$E_n=-(h^2 n^2)/(8\pi^2 m\, r^2)$$

Éstos son los mismos niveles energéticos del modelo atómico de Bohr, expresados en función del radio atómico r. Para expresarlos, como en el caso del átomo de Bohr, en función del **radio de Bohr** a, bastará hallar el valor de r, igualando las expresiones de la energía total en el movimiento circular en un campo coulombiano,

$$E_n=-p^2/(2m)=-Ke^2/(2r),$$

y sustituyendo la cantidad de movimiento por su expresión en función de la longitud de onda de De Broglie, $\lambda=h/p$. Se llega así a que

$$r=h^2/(4\pi^2 Ke^2 m)\, n^2 = a\, n^2$$

Finalmente se puede escribir la **fórmula de Bohr**, como

$$E_n=-\hbar^2/(2m\, n^2 a^2)$$

LOGROS Y LIMITACIONES DEL MODELO DE DE BROGLIE

El modelo ondulatorio de De Broglie es semejante al de Bohr en tanto en cuanto la onda electrónica se desplaza sobre la órbita del electrón de Bohr. Sin embargo, el hecho de que su forma no cambie en el tiempo (se trata de una onda estacionaria), explica que no se emita radiación y que, por lo tanto, el átomo sea estable. Por otro lado, este modelo de onda-partícula, nos impide decir en qué punto de la órbita se encuentra el electrón. El electrón (la onda electrónica) se encuentra en toda la órbita: está deslocalizado. Esta nueva situación, se denomina **orbital electrónico**.

Está claro que el modelo de De Broglie cierra una de las limitaciones del modelo de Bohr (el decaimiento de los estados electrónicos por emisión de radiación sincrotrón). Sin embargo, aparece como un modelo "plano", ya que los electrones siguen moviéndose alrededor de órbitas clásicas circulares (que se pueden generalizar a elípticas). Esta localización de los electrones en un plano contradice el **principio de incertidumbre de Heisenberg** (1927).

El **modelo propuesto por Schroedinger** (1926) integrará de manera sencilla todos estos principios de cuantización, extendiendo además el concepto y la forma de los orbitales atómicos (dotándolos de volumen). Por desgracia, la matemática de la ecuación de Schroedinger es mucho más complicada que la necesaria para explicar los primeros modelos atómicos.

EJEMPLO:

ENUNCIADO

La interacción de un electrón con un átomo de hidrógeno será importante cuando la longitud de onda de De Broglie del primero sea comparable con el tamaño (diámetro) del segundo. Para un átomo de hidrógeno en su estado fundamental, ¿a qué velocidad se moverá un electrón con longitud de onda igual al diámetro atómico, ≈1Å? ¿Cómo es la energía del electrón comparada con la energía de ionización del átomo de hidrógeno?

RESOLUCIÓN

La velocidad de un electrón con longitud de onda $\lambda\approx 1$Å (dos veces el radio de Bohr) es, según la fórmula de De Broglie $v=h/(m\lambda)=6.63\times10^{-34} / (9.1\times10^{-31} \times 10^{-10}) = 7.3\times10^{6}$ m/s.

La energía que corresponde a esta velocidad, es de

$E = (1/2)\, m\, v^2 = h^2/(2\, m\, \lambda^2) = (6.63\times10^{-34})^2/(2 \times 9.1\times10^{-31} \times 10^{-20}) = 2.42\times10^{-17}$ J,

esto es, $2.42\times10^{-17}/1.6\times10^{-19} = 150$ eV. Esta energía es unas 10 veces mayor que la energía de ionización del átomo de hidrógeno, de 13.6 eV. ¿A qué se debe esta diferencia? La razón es que, en el estado fundamental, la longitud de onda del electrón se extiende a lo largo de ≈3Å, la longitud de la "órbita" electrónica. Este factor 3, al cuadrado, explica la razón de las dos energías.

EJERCICIO DE AUTOCOMPROBACIÓN:

ENUNCIADO

Un átomo de hidrógeno (formado por protón y electrón) también tiene una longitud de onda de De Broglie. Supóngase que ese átomo de hidrógeno avanza, durante una reacción química que dura un picosegundo, una longitud de 6.3 Å. ¿Cuál será su longitud de onda asociada?

SOLUCIÓN

λ=6.3 Å

REFERENCIAS:

- C. Sánchez del Río. Física Cuántica. Ed. Pirámide, 1997.

AUTOR:

- Daniel Rodríguez Pérez