TÍTULO: ***Modelo Atómico de Bohr.***

OBJETIVOS:

- Revisar las hipótesis del modelo atómico de Bohr.
- Revisar los resultados del modelo atómico de Bohr.
- Revisar las limitaciones del modelo atómico de Bohr.

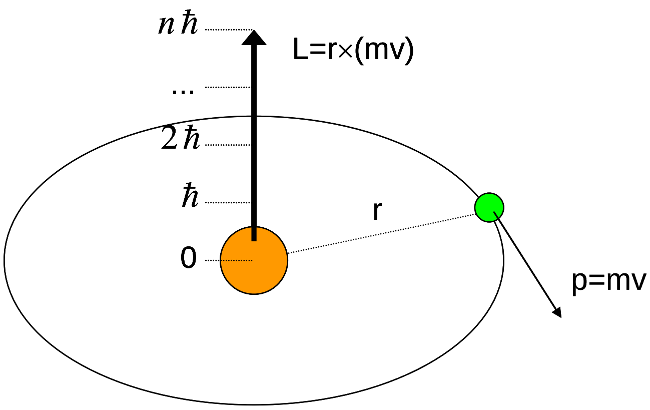
DESARROLLO CONCEPTUAL:

El **modelo atómico** de Niels Bohr (1913) es de estilo planetario, inspirado en el de Rutherford (1909): el átomo consiste en un núcleo diminuto de carga positiva, que contiene **protones** (hasta 1932 no descubriría Chadwick la existencia del **neutrón**), rodeado de **electrones** con carga eléctrica -e que giran a su alrededor, como los **planetas alrededor del sol**. El átomo más simple es el de hidrógeno, que consta sólo de un electrón y un protón (con carga eléctrica +e) en el núcleo.

HIPÓTESIS DE BOHR:

La **constante h de Planck** (involucrada en la **cuantización de la energía**) está relacionada con la cuantización de la energía en el átomo de hidrógeno. h tiene las mismas unidades que el **momento angular** L=r×p, donde r es el vector posición del electrón en su órbita y p=mv es el momento **lineal del electrón**, producto de su masa por su velocidad.

Bohr propuso que el momento angular de los electrones en el átomo sólo puede tomar valores múltiplos de $\hbar=h/(2\pi)$ ($\hbar$ se llama constante de Planck reducida).



La energía total del electrón en el átomo de hidrógeno viene dada por la suma de sus **energías cinética** $E_c=p^2/(2m)$ y **potencial** $E_p=Ke^2/r$. La energía cinética se puede expresar también como $E_c=L^2/(2mr^2)$, mientras que, en una órbita circular en un campo electrostático, la energía potencial E_p vale $-2E_c$. En definitiva, la energía del electrón es $E=-L^2/(2mr^2)$, donde r es la distancia media del electrón al núcleo.

Usando la relación entre las energías potencial y cinética, se deduce que r=$L^2/(2mKe^2)$, por lo que, según la hipótesis de Bohr, la energía podrá tomar valores

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

Aquí se ha introducido el **radio de Bohr** $a= \hbar^2/(2mKe^2)=0.5\times10^{-10}$ m (que corresponde a la distancia media electrón-protón cuando el cuadrado del momento angular es mínimo $L_0^2= \hbar^2$). Estos valores permitidos de la energía, se llaman **niveles de energía del átomo de hidrógeno**. La energía es negativa porque el electrón necesita energía para escapar del átomo (la energía mínima de ionización) y alcanzar el estado de energía cero (del electrón libre).

RESULTADOS DEL MODELO:

Cada energía E_n corresponde a un nivel energético del átomo de hidrógeno. La diferencia entre los niveles n_1 y n_2, será

$$\Delta E_{12}= \hbar^2/ (2ma^2) [1/n_2^2 - 1/n_1^2]$$

Un fotón con esa energía, tendrá una longitud de onda dada por la **fórmula de Einstein**

$$\Delta E_{12}=hc/\lambda$$

Entonces, será verificará la relación

$$1/\lambda=h/(8\pi^2 cma^2) [1/n_2^2 - 1/n_1^2]$$

ÉXITOS Y LIMITACIONES DEL MODELO:

La expresión anterior coincide con la **fórmula de Rydberg** no sólo en la forma, sino también en los valores que predice para las longitudes de onda de las **series espectrales**. Es la prueba de que el modelo de Bohr es un buen modelo: predice los resultados del experimento.

Por otro lado, el modelo de Bohr no permite muchas más indagaciones teóricas, porque no explica por qué las órbitas de los electrones son estables. Toda partícula cargada, en movimiento acelerado, pierde energía en forma de radiación electromagnética (llamada radiación sincrotrón) por lo que el electrón de Bohr debería acabar cayendo sobre el núcleo.

EJEMPLO:

ENUNCIADO

El modelo de Bohr no sólo es aplicable al átomo de hidrógeno, sino a todos los átomos hidrogenoides, esto es, átomos en cuyo núcleo hay Z protones y han perdido todos sus electrones excepto uno. ¿Cuáles serían los niveles energéticos de estos átomos? ¿Cómo se relacionarían con los niveles energéticos del átomo de hidrógeno?

RESOLUCIÓN

La expresión de la energía en función del momento angular (que se cuantiza en el átomo de Bohr) es $\mathbf{E=-L^2/(2mr^2)}$, donde hemos llamado r a la distancia media del electrón al núcleo. Esta energía tiene que coincidir con la energía total (electrostática + cinética) de un electrón orbitando un núcleo con Z protones, que es igual a $\mathbf{E=kZe^2/r}$. Igualando ambas expresiones, se deduce que r es proporcional L^2 y a 1/Z. El resto de los factores son iguales que en el átomo de hidrógeno, por lo que podemos hacer el cambio $\mathbf{r\rightarrow r/Z}$ y, en particular, $\mathbf{a\rightarrow a/Z}$, en todas las fórmulas anteriores: un átomo monoelectrónico con número atómico Z será

Z veces más pequeño que el átomo de hidrógeno (con igual momento angular, esto es, igual número cuántico **n**).
Sustituyendo el valor de **a** en la expresión de la energía en función del momento angular cuantizado, se obtiene $\mathbf{E_n=-(Z^2 \hbar^2)/ (2mn^2 a^2)}$.
Si denotamos por E_n^1 los niveles energéticos del átomo de hidrógeno, los niveles del átomo monoelectrónico con Z protones serán $\mathbf{E_n^Z = Z^2 E_n^1}$.

EJERCICIO DE AUTOCOMPROBACIÓN:

ENUNCIADO
La energía de ionización de un átomo es aquella cantidad que es necesario proporcionarle a ese átomo en su estado fundamental (el de menor energía) para que pierda un electrón. ¿Cuál será la energía de ionización del hidrógeno (en eV) según el modelo de Bohr?

RESULTADO
$E_{ionizacion}$=13.6 eV
(Ayuda: el estado fundamental del electrón corresponde a n=1, y el estado libre a $n\rightarrow\infty$)

REFERENCIAS:

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

AUTOR:

- Daniel Rodríguez Pérez