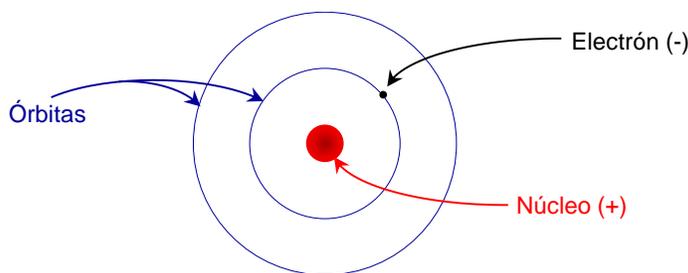


“TEORÍA ATÓMICA DE BOHR”

En 1913 el físico danés Niels Bohr (1885-1962), tomando como base, el conocimiento que se tenía hasta entonces sobre espectros electromagnéticos, la teoría cuántica y el efecto fotoeléctrico, elaboró un conjunto de postulados que explican el comportamiento de los electrones dentro de un átomo, dando origen a un nuevo modelo atómico que podía explicar, entre otras cosas, por qué los electrones no se proyectaban hacia el núcleo, por qué el átomo de hidrógeno solo emite o absorbe ciertas ondas electromagnéticas, por qué se presenta el efecto fotoeléctrico, a qué se debe la estabilidad de los átomos, así también explicaba algunas propiedades físicas de los átomos como el tamaño, energía de ionización, etc. Los postulados de Bohr se pueden enunciar en la forma siguiente:

1.- Los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas circulares estables.

Con este postulado, se concibe al átomo como un sistema planetario, donde el núcleo y los electrones, hacen las veces del sol y los planetas respectivamente; de ello, se deduce que mientras más grande sea la órbita, mayor es la energía que posee el electrón.



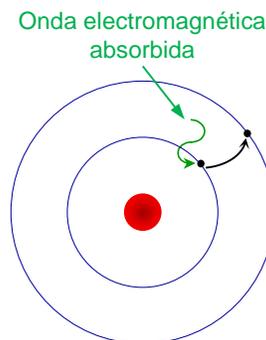
Esta situación presenta un inconveniente, de acuerdo a la física clásica, si los electrones se movieran en órbitas circulares, se acelerarían irradiando constantemente energía (perderían energía), describiendo una espiral hasta colapsar finalmente con el núcleo; en otras palabras, el momento angular del electrón sería cada vez más pequeño. Sin embargo, para que esto no suceda, y como condición para mantener la energía del electrón, Bohr estableció el postulado siguiente:

2.- Sólo son permitidas aquellas órbitas en las cuales el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $\frac{h}{2\pi}$, donde h es la constante de Planck; así, se tendría que $m \cdot v \cdot r = \frac{n \cdot h}{2\pi}$, donde n es un número entero que indica la órbita o nivel energético en el que se encuentra el electrón.

Esto implicaría que un electrón, en una órbita, n , tendría un momento angular constante; es decir, su energía sería constante, por lo cual no existiría pérdida de energía; además, también implicaría que el momento angular estaría cuantizado, ya que los valores de n , solo pueden ser números enteros (sería incorrecto suponer que existe la órbita 1.5); así, considerando lo anterior, Bohr propone el postulado siguiente:

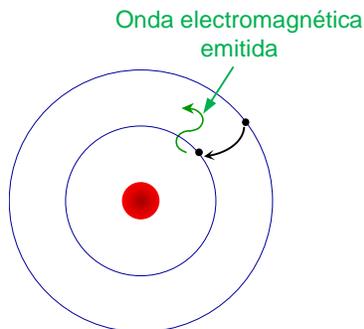
3.- Cuando un electrón pasa de una órbita a otra, dicha transición va acompañada de la absorción o emisión de una cantidad definida de energía (en forma de onda electromagnética), cuya magnitud es igual a la diferencia de energía entre las dos órbitas.

Teniendo en cuenta lo anterior, si en un átomo estable, un electrón se encuentra inicialmente en la primera órbita, puede saltar a la segunda órbita; sin embargo para que ello suceda, necesita ganar energía y esto lo hace absorbiendo una onda electromagnética que lleve asociada la cantidad de energía correspondiente a la diferencia de energía entre las dos órbitas.



Cuando el electrón salta a una órbita superior, como en el caso anterior, deja un espacio vacío que hace inestable al átomo, para recuperar la estabilidad, el electrón debe regresar

a la primera órbita liberando la energía que absorbió y lo hace emitiendo una onda electromagnética igual a la que absorbió.



De este modo, la teoría de Bohr explica el origen del espectro de líneas, ya que un electrón solo puede absorber o emitir las ondas electromagnéticas que llevan asociadas las energías necesarias para realizar los saltos de una órbita a otra; además, dicha teoría también permite explicar el efecto fotoeléctrico, la energía de ionización y la constante de Rydberg para el átomo de hidrógeno.

La teoría de Bohr tiene sus limitaciones, porque no explica totalmente los espectros de los átomos que poseen más de un electrón, es decir, la teoría sólo se aplica para los átomos con un solo electrón (átomos hidrogenoides); ya que si el átomo tiene más de un electrón, se tendría que contemplar la fuerza de repulsión que existiría entre los electrones. No obstante las limitaciones de la teoría, en 1922, Bohr obtuvo el Premio Nobel de Física por dicha teoría.

BIBLIOGRAFÍA:

- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, **2004**.
- Chang, Raymond *Química*, 7ª edición; McGraw-Hill: México, **2002**.
- Cruz-Garriz, Diana; Chamizo, José A.; Garriz, Andoni *Estructura Atómica. Un Enfoque Químico*, 1ª edición; Addison-Wesley Iberoamericana: USA, **1991**.
- Garriz R., Andoni; Gasque S., Laura; Martínez V., Ana *Química Universitaria*, 1ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, **2005**.
- Kotz, John C.; Treichel, Paul M. *Química y Reactividad Química*, 5ª edición; Thomson: México, **2003**.