

Guía de Ciencias Naturales “Modelos Atómicos”

Subsector: Ciencias Naturales

Nivel: 2° Ciclo

NOMBRE:.....Curso:.....Fecha:.....

Modelo Atómico de Rutherford

Ernest Rutherford (1871 – 1937), quien fue ayudante de Thomson, dirigió un experimento para comprobar la validez de su modelo atómico.

Experimento de Rutherford: Rutherford y su ayudante Geiger comenzaron a experimentar con chorros de partículas alfa (partículas de carga positiva) haciéndolos pasar por diferentes materiales. Para empezar, dirigieron los chorros hacia láminas de mica las que absorbían las partículas alfa debido a que eran muy gruesas.

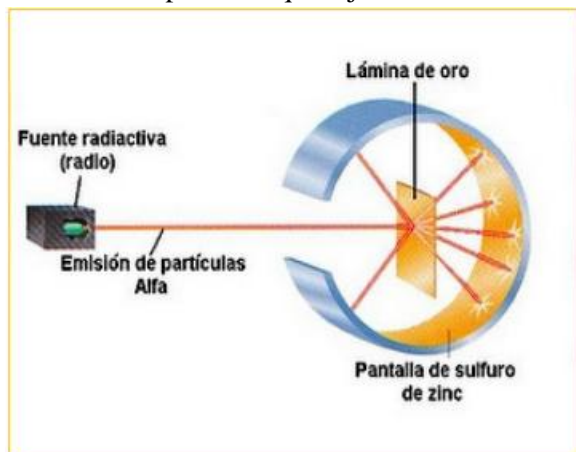
Más tarde (1909), realizaron el experimento usando metales. Decidieron usar oro ya que se necesitaban láminas muy finas para que las partículas alfa no fuesen absorbidas y este era uno de los pocos materiales con el que se podían hacer láminas extremadamente delgadas. Esto implicaría que el experimento por fin tuviera éxito. Lo que se esperaba, según el modelo de Thomson, era que el chorro de partículas alfa debía pasar por los átomos sin desviarse, puesto que se suponía que los átomos eran esferas de carga positiva con electrones introducidos en ella, por lo tanto los átomos serían eléctricamente neutros y no desviarían las partículas alfa.

Rutherford propuso que se pusiera una pantalla de sulfato de zinc detrás y alrededor de la lámina de oro para observar hacia dónde iban las partículas alfa después de atravesar la lámina de oro. El resultado del experimento fue extraordinariamente sorprendente, ya que algunas partículas alfa rebotaban y eran despedidas hacia atrás. Rutherford estaba tan sorprendido que dijo:

“Es como si se disparara con un obús (cañón) naval sobre una hoja de papel y rebotara hacia ti”

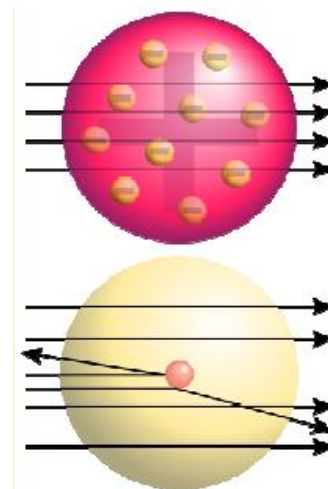
Su sorpresa era debido a que las partículas alfa eran muy rápidas y la lámina de oro era tan delgada que esperaban que las partículas tendrían que atravesarla igual que una bala atravesaría un papel.

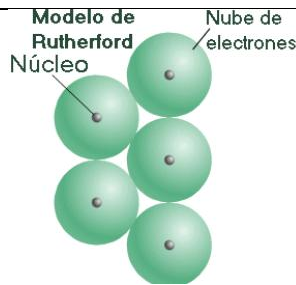
Resumiendo, los resultados del experimento de Rutherford fueron los siguientes: 1. La mayoría de las partículas atravesaban la lámina de oro sin desviarse. 2. Una pequeña proporción atravesaba la lámina con una ligera desviación en su trayectoria. 3. Una de cada 8.000 partículas rebotaba y no atravesaba la lámina.



Basándose en su experimento, Rutherford explicó lo observado de la manera siguiente:

1. La mayoría de las partículas atravesaban la lámina de oro sin desviarse debido a que el átomo está prácticamente vacío; solo habría algunos electrones (cuya masa es muy pequeña) girando alrededor de un núcleo donde se encontraría concentrada la carga positiva.
2. Una pequeña proporción atravesaba la lámina con una ligera desviación en su trayectoria, puesto que pasaban cerca del núcleo, se repelían (ambas tienen carga positiva) y sufrían una pequeña desviación.
3. Y las apenas una de cada 8.000 partículas rebotaban y no atravesaban la lámina debido a que eran repelidas por el núcleo al encontrarse con éste en su trayectoria. La posibilidad de encontrarse con el núcleo sería muy poca debido a que su tamaño sería muy pequeño comparado con el tamaño total del átomo, unas 10.000 veces más pequeño.



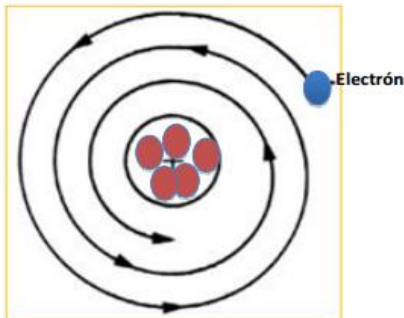


En resumen, el átomo está formado por un núcleo y una corteza:

En el núcleo se concentra la carga positiva (protones) y la mayor parte de la masa del átomo. En la corteza, girando alrededor del núcleo, los electrones. Esta zona ocupa la mayor parte del volumen atómico.

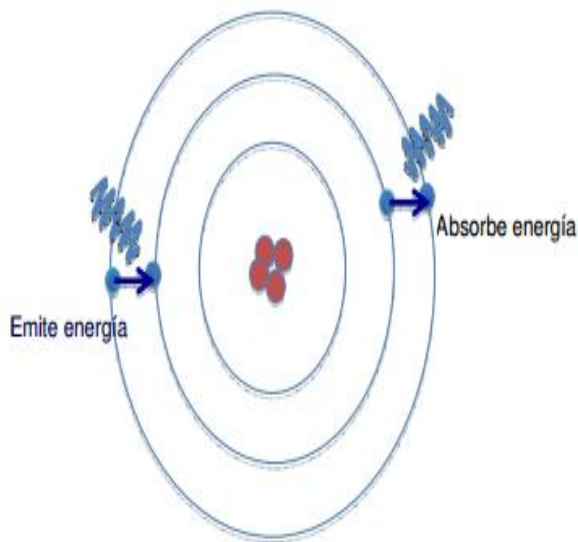
Modelo Atómico de Bohr

Niels Bohr era un joven físico danés que en 1911 se incorporó al equipo de Ernest Rutherford, en donde tuvo oportunidad de estudiar el modelo atómico que éste había planteado. Sólo algunos años más tarde Niels Bohr propondría un nuevo modelo que permitía superar las dificultades que tenía el modelo atómico de Rutherford y explicaba, con una excelente precisión, el origen de otros fenómenos que se habían comenzado a observar en los átomos denominados espectros atómicos.



El modelo del átomo de Rutherford entraba en contradicción con las predicciones de la física clásica. Según esta, cuando una carga eléctrica gira pierde energía en forma de radiación (luz), por lo que los electrones que estarían girando alrededor del núcleo en el modelo de Rutherford, caerían en espiral precipitándose sobre el núcleo en un tiempo muy breve. Esto haría que los átomos fueran inestables y transitorios, y si esto ocurriera la materia no existiría.

Además, en aquella época, Max Planck y Albert Einstein habían observado que los átomos podían absorber energía (de una fuente externa como el calor de una llama) y luego podían liberarla, y que cuando lo hacían, tanto la absorción como la emisión de la energía variaba de una forma discontinua, como a “saltos” o cuantos. Bohr (1885 – 1962) fue capaz de usar estas observaciones y unir las ideas de cuantificación de la energía de Planck y Einstein y el modelo atómico de Rutherford construyendo así su propio modelo atómico.



Así, en 1913 Bohr estableció los siguientes postulados acerca de la estructura del átomo:

- I. El electrón no puede girar en cualquier órbita, sino sólo en un cierto número de órbitas estables. A estas órbitas se les llamó niveles de energía.
- II. Cuando el electrón gira en estas órbitas estables no emite energía.
- III. Cuando un electrón capta energía puede “saltar” a otra órbita estable más externa de mayor energía.
- IV. Por el contrario, si el electrón emite energía regresa a una órbita de menor energía más cercana al núcleo.
- V. Los electrones que están por lo tanto, en órbitas más cercanas al núcleo poseen menos energía que los que se encuentran más alejados de él.

Modelo Mecano Cuántico

El modelo de Bohr falla en otras predicciones y no puede ser aplicado a átomos más complejos o a moléculas. Es un modelo semiclásico, porque supone la cuantización de la energía del átomo, pero describe el movimiento del electrón en forma de una trayectoria circular alrededor del núcleo, tal como la física clásica de Newton describe el movimiento de los planetas alrededor del sol y permite calcular la posición de estos en cualquier instante de tiempo.

De la evidencia acumulada del estudio de diversos fenómenos a la escala atómica surgió el convencimiento de que la física

de Newton no era aplicable a los electrones y a las demás partículas pequeñas. A partir de ello se plasmó una nueva visión del mundo físico: la **mecánica cuántica**. Esta rama de la física moderna señala que es imposible describir el movimiento de los electrones según trayectorias y que solo podemos determinar la probabilidad de encontrar un electrón cualquiera en un lugar del espacio. Este es uno de los principios más sorprendentes de la nueva mecánica y fue enunciado por el físico Werner Heisenberg, en su famoso “**Principio de Indeterminación**” o también denominado “**Principio de Incertidumbre de Heisenberg**” (1927).

En la teoría de Schrödinger se desarrolla el concepto moderno de “**orbital**”, que se deriva del concepto de órbita, y que podría ser definido como una región del espacio donde es probable encontrar un electrón. Las configuraciones electrónicas especifican cómo se distribuyen los electrones del átomo en sus niveles y subniveles de energía, y ellas nos informan acerca de las propiedades químicas de los elementos: la dificultad con que captan o ceden electrones, o sea, el tipo de iones que forman, cuán fácil es ionizar el átomo, etc.

Los números cuánticos, describen el estado de los electrones en los orbitales atómicos.

Número cuántico principal (n): nos da información acerca de la energía total del electrón ($n= 1-7$)

Número cuántico azimutal (l): nos da información acerca de la forma de los orbitales ($n-1$)

Número cuántico magnético (m): nos da información acerca de cuántos orbitales existen para un cierto número cuántico azimutal. $M=$ de -1 a 1 .

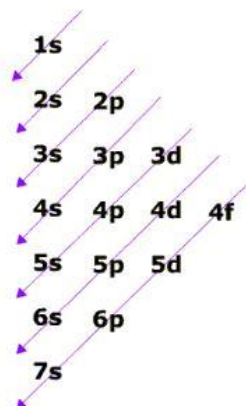
Número cuántico de espín (s): nos da información acerca de la rotación del electrón en torno a su propio eje. $S= +1/2, -1/2$.

Los niveles de energía (n) se representan con los números $1, 2, 3, 4,$ donde el nivel de menor energía es el 1 . Los subniveles se designan con las letras $s, p, d, f...$ Cada nivel de energía tiene una capacidad limitada de ocupación por electrones que se calcula con la fórmula $2n^2$:

El nivel 1 solamente admite dos electrones que corresponden a la configuración $1s^2$, del gas noble helio. El nivel 2 puede ser ocupado por un total de 8 electrones. El nivel 2 consta de un subnivel “ s ” y tres subniveles “ p ”, p_x, p_y y p_z , y se encuentra completo en el gas noble neón, siendo la configuración externa $2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$ o simplemente $2s^2 2p^6$

Según el “**Principio de mínima energía**”, las configuraciones electrónicas de los elementos se obtienen por ocupación sucesiva de los niveles desde el primer nivel de menor energía ($1s$). A medida que los niveles se llenan, se van ocupando los niveles superiores. El orden de energía creciente puede ser recordado mediante el siguiente esquema:

ORDEN DE LLENADO DE LOS ORBITALES



Un máximo de dos electrones puede ocupar uno de los subniveles u orbitales, pero deben diferir en la propiedad conocida con el nombre de **espín**. Esto es el “**Principio de exclusión de Pauli**” (4): en cada orbital puede haber un máximo de dos electrones y deben tener espín diferente.

Por otra parte, los subniveles s, p, d y f pueden ser ocupados hasta por un total de $2, 6, 10$ y 14 electrones respectivamente.

A modo de ejemplo, si queremos representar la configuración electrónica del átomo de nitrógeno, que tiene un total de 7 electrones, se deben asignar dos electrones al subnivel “ s ” del nivel 1 , esto es, $1s^2$, con lo que el nivel 1 queda completo. ¿Cómo se ubican los 5 electrones restantes? Según el principio de Exclusión de Pauli cada orbital $2s, 2p_x, 2p_y$ y $2p_z$ puede contener como máximo dos electrones de espín opuesto. Una vez que se ha llenado el orbital $2s$ se prosigue con los orbitales $2p$, que poseen una energía ligeramente superior.

Actividades:

I. Responde las siguientes preguntas:

1. Explica en qué consiste el experimento realizado por Rutherford

2. ¿De qué forma explicarías que la mayoría de las partículas alfa pasan por la lámina de oro como si nada estuviera en su camino?

3. ¿Cómo explicarías el hecho de que un conjunto de partículas alfa fueran desviadas y otras incluso rebotaran en la lámina de oro? Considera que las partículas alfa tienen carga positiva y pueden ser repelidas por otras cargas positivas.

4. ¿Cuál era el principal inconveniente del modelo de Rutherford?

5. ¿Cómo resuelve Bohr los problemas que presentaba el modelo atómico de Rutherford?

6. Según el modelo atómico actual propuesto por Erwin Schödinger, denominado modelo mecánico-cuántico. ¿Qué correcciones hace este modelo al modelo de Bohr?

II . De acuerdo al modelo mecano cuántico, responde:

a. Construye la configuración electrónica de los 10 primeros elementos de la tabla periódica.

b. ¿En que consiste el principio de incertidumbre?

c. ¿Qué son los números cuánticos?

d. ¿Qué es un orbital?
