

SUBTEMA 1. EVOLUCIÓN HISTÓRICA DEL MODELO ATÓMICO

Objetivo específico:

1. Valora los diferentes aportes realizados a través de los tiempos en el estudio del átomo como constituyente fundamental de la materia.



1.1 Primeras concepciones acerca del átomo.

Desde la antigüedad el hombre en su afán de explicar los fenómenos de la naturaleza se cuestionaba el porqué de las cosas. Uno de ellos, el filósofo griego Demócrito (460- 370 a.C.), al igual que su mentor Leucipo, aseveró, basado en razonamientos mas no en experimentación, que todo el mundo material debía estar constituido por diminutas partículas indivisibles a las que llamaron átomos.

1.2 Teoría Atómica de Dalton (1803)

A medida que los científicos aprendieron a medir las cantidades de sustancias que reaccionaban para producir nuevas sustancias, se sentaron las bases para una teoría atómica de la materia, la cual nace entre 1803 y 1807 de las investigaciones de un maestro de escuela inglés, Sir John Dalton.

Dicha teoría atómica se resume en los siguientes postulados:

2. Cada elemento se compone de partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.

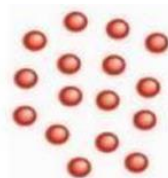
3. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos; los átomos de elementos diferentes son diferentes y propiedades (incluida la masa).

4. Cuando se combinan átomos de más de un elemento se forman

compuestos. Un compuesto dado siempre tiene el mismo número relativo de la misma clase de átomos.

5. Los átomos de un elemento no se transforman en átomos diferentes durante las reacciones químicas, los átomos no se crean ni se destruyen en las reacciones químicas.

Figura No. 1

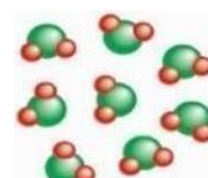


Átomos del Elemento X

TEORÍA ATÓMICA DE DALTÓN



Átomos del Elemento X



Compuesto formado por los elementos X y Y



Los postulados de Dalton plantean las siguientes consideraciones:

1. El átomo de Dalton es más detallado y específico que el concepto de Demócrito.
2. En su segundo postulado, Dalton se dio cuenta de la diferencia en las propiedades mostradas por elementos como el hidrógeno y el oxígeno.
3. La tercera hipótesis sugiere que para formar determinado compuesto no sólo se necesitan los átomos de los elementos correctos, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. Esta hipótesis es una extensión de la ley de las proporciones definidas de Proust.
4. La tercera hipótesis de Dalton confirma otra ley importante, la ley de las proporciones múltiples.
5. La cuarta hipótesis de Dalton es una forma de enunciar la ley de la conservación de la masa.

1.3. Descubrimiento de las partículas subatómicas fundamentales.

Investigaciones desarrolladas desde 1850 hasta el siglo XX, demostraron que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formadas por partículas aún más pequeñas, llamadas **partículas subatómicas**.

1.3.1 .El electrón

Figura 2



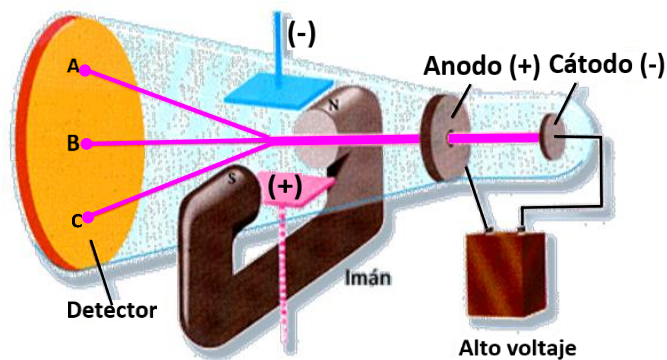
Joseph John Thomson (1856 – 1940). Físico británico, recibió el Premio Nobel de Física en 1906 por ser quien descubrió el electrón.

A mediados del siglo XIX, los científicos comenzaron a estudiar las descargas eléctricas a través de tubos parcialmente evacuados (tubos al vacío, a los que se les había extraído por bombeo casi todo el aire). Cuando se aplica un alto voltaje se produce radiación dentro del tubo. Esta radiación recibió el nombre de rayos catódicos porque se origina en el electrodo negativo o cátodo.



Figura 3

Experimento de J.J. Thomson – Tubo de Rayos Catódicos



En la figura 3 observamos el tubo de rayos catódicos con un campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos catódicos y un campo magnético externo. Los símbolos N y S denotan los polos norte y sur del imán. Los rayos catódicos golpearán el extremo del tubo en el punto A en presencia de un campo magnético, en

el punto C en presencia de un campo eléctrico y en el punto B cuando no existan campos externos presentes o cuando los efectos del campo eléctrico y del campo magnético se cancelen mutuamente.

1.3.1.1. Carga del Electrón

J.J. Thomson utilizó un tubo de rayos catódicos y su conocimiento de la teoría electromagnética para determinar la carga eléctrica y la masa de un electrón, obtuvo un valor de -1.76×10^8 C/g en donde C corresponde a Coulomb, la unidad de carga eléctrica.

Figura 4



Robert Andrews (1868 – 1953).
Millita Físico estadounidense,
merecedor del Premio Nobel de
Física en 1923 por determinar la
carga del electrón.

R.A. Millikan entre los años 1908 y 1917, realizó una serie de experimentos para medir la carga exacta de un electrón, mediante el experimento de la gota de aceite.

Millikan encontró en su experimento, que la carga de un electrón es de -1.6022×10^{-19} C y a partir de los datos calculó la masa de un electrón.



$$\begin{aligned} \text{Masa de un electrón} &= \frac{\text{c a r g a}}{\text{Carga/masa}} \\ &= \frac{-1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}}{1,7 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9,10 \times 10^{-28} \text{ gramos} \end{aligned}$$

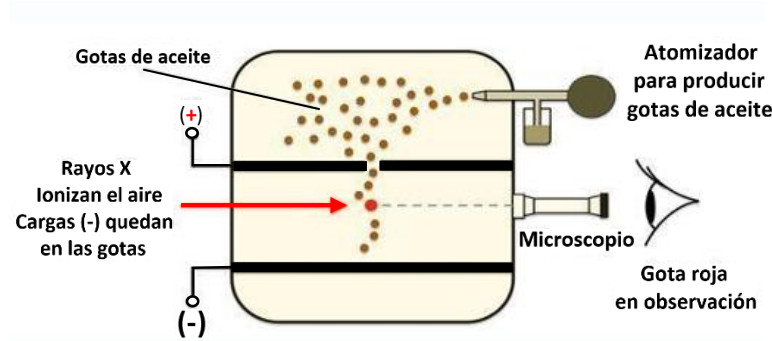


Figura 5

Millikan analizó el movimiento de minúsculas gotas de aceite que adquirían carga estática a partir de los iones del aire. Suspensión en el aire las gotas cargadas mediante la aplicación de un campo eléctrico y seguía su movimiento con un microscopio.

1.3.2. Radiactividad

La radiactividad es la emisión espontánea de partículas de radiación. A partir de allí, se dice que un elemento es radiactivo si emite radiación de manera espontánea. Fue descubierta por A.H. Becquerel (1896) al realizar investigaciones de un mineral de uranio y en los años siguientes los esposos Curie continuaron realizando trabajos relacionados con este fenómeno descubriendo otros elementos con esta propiedad, tales como el polonio y el radio (1898).

La desintegración o descomposición de las sustancias radiactivas, produce tres tipos de rayos diferentes:

1. **Los rayos alfa (α)** consta de partículas cargadas positivamente, llamadas **partículas α** .
2. Los rayos beta (β), o partículas β , son electrones y se alejan de la placa con carga negativa.
3. Los rayos gamma (γ), son rayos de alta energía, no presentan carga y no se les afecta un campo externo.

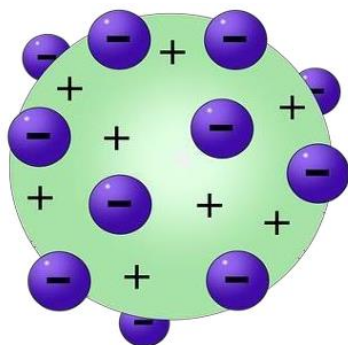


1.3.3. El protón y el núcleo:

1.3.3.1. El modelo atómico de Thomson (1897).

El modelo atómico de Thomson, conocido a veces como el modelo del “pudding de pasas”; los electrones están insertos en una esfera uniforme con carga positiva y esta a su vez está dispersa sobre la esfera completa.

Figura 6



J.J. Thomson propuso que un átomo podía visualizarse como una esfera uniforme cargada positivamente, dentro del cual se encontraban los electrones como si fueran pasas en un pastel.

1.3.3.2 . El modelo atómico de Rutherford (1909)



Ernest Rutherford (1871–1973). Físico neozelandés. Recibió el Premio Nobel Química en 1908 por sus de investigaciones sobre la estructura del núcleo atómico.



Rutherford efectuó una serie de experimentos (1909) utilizando láminas muy delgadas de oro y de otros metales, como blanco de partículas α provenientes de una fuente radiactiva, observando que la gran mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, o bien con una ligera desviación y otras eran dispersadas de su trayectoria con un gran ángulo y otras regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radiactiva.

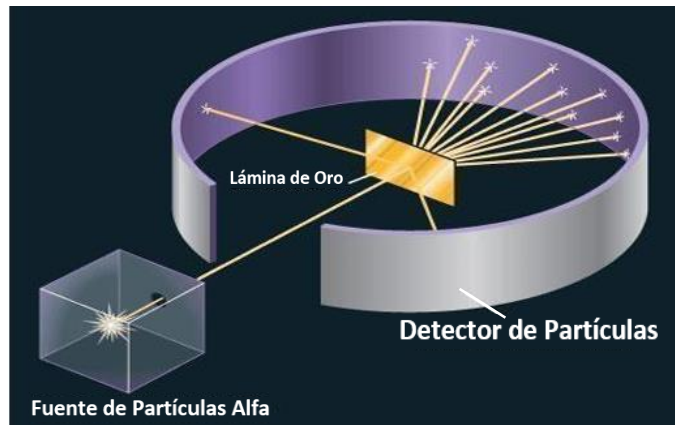


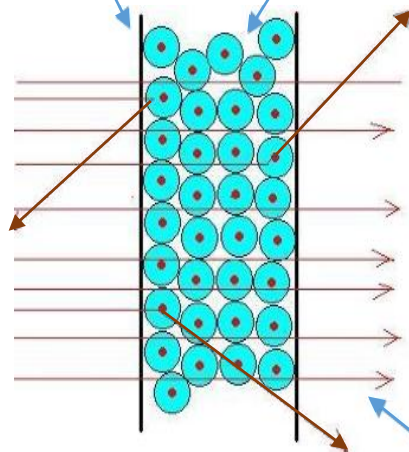
Figura 7

Rutherford explicó la dispersión de partículas α , donde daba el indicio de que la mayor parte de los átomos debería ser espacios vacíos, explicando por qué la mayoría de las partículas α atravesaban la lámina de oro sufriendo poca o ninguna desviación. Propuso a su vez, que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un denso conglomerado central dentro del átomo, que llamó núcleo. Las partículas del núcleo que tienen carga positiva reciben el nombre de protones.

Figura 8

Las líneas verticales representan el espesor de la lámina de oro.

Los átomos de oro están representados por esferas, los puntos rojos son los núcleos y el espacio alrededor del mismo es el área donde se encuentran los electrones.



Modelo que explica la trayectoria de las partículas α al atravesar o ser desviadas por los núcleos en la lámina de oro.

Las flechas representan las direcciones que toman las partículas α al incidir en los átomos de oro en dicha placa



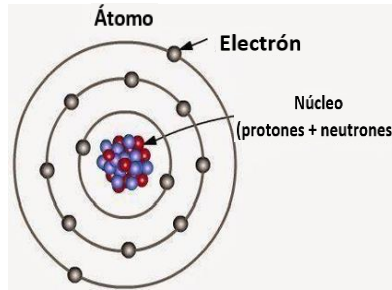
1.3.3.3. El átomo de Böhrr (1913)

El físico danés Niels Böhrr sugirió que los electrones giran alrededor del núcleo, igual que los planetas giran alrededor del sol.

El modelo de Böhrr estaba de acuerdo con el espectro de emisión producido por el átomo de hidrógeno, pero no podía extenderse a átomos más complejos.

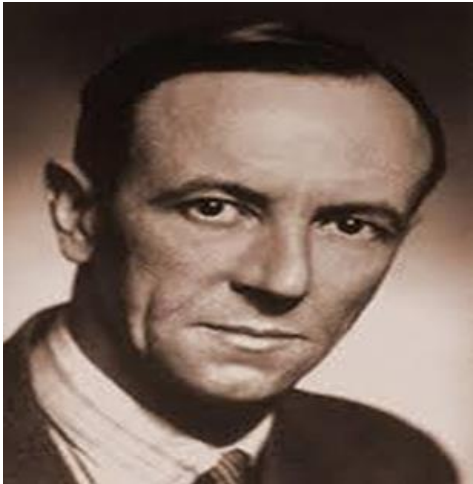
Figura 9

Modelo atómico de Böhrr



1.3.3.4. El Neutrón.

Figura 10

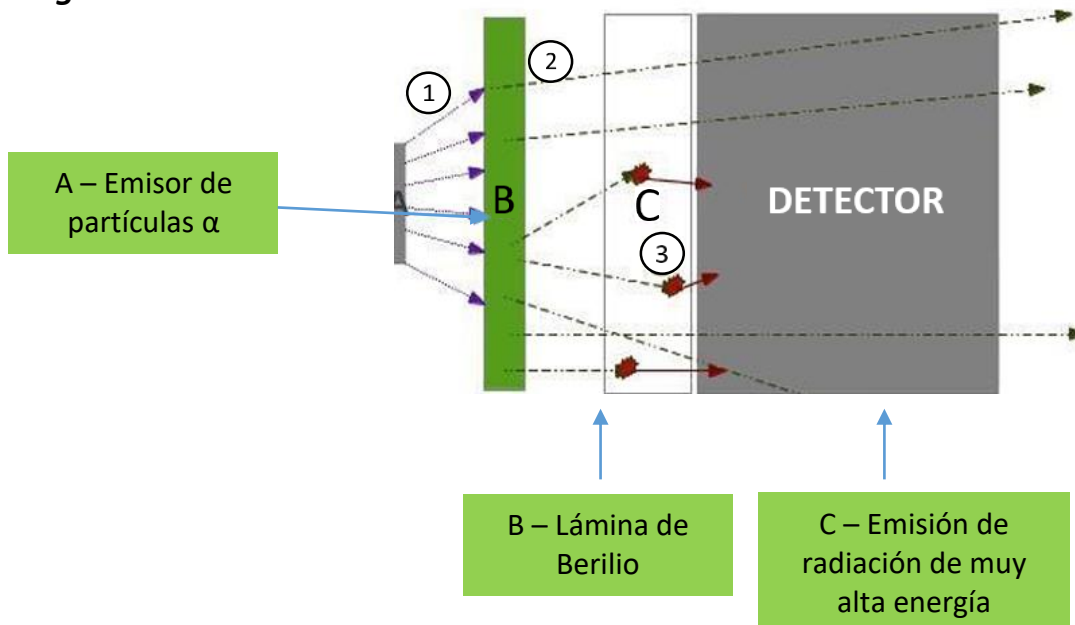


James Chadwick (1891 -1974). Físico británico, en 1935 recibió el premio nobel de Física descubrimiento del neutrón.

En 1932 J. Chadwick probó al bombardear una delgada lámina de berilio con partículas alfa, el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos γ . Experimentos posteriores demostraron que esos rayos en realidad constan de un tercer tipo de partículas subatómicas que llamó neutrones, debido a que demostró que eran partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones.



Figura 11



1.4. Modelo de la nube electrónica (1935)

Alrededor de 1935, con base en los aportes realizados por Max Planck, Erwin Schrödinger, Arnold Sommerfeld, Louis De Broglie y Werner Heisenberg surgió el modelo atómico actual.

Este modelo explica el comportamiento de los electrones mediante la interpretación de los espectros de emisión de todos los elementos. Percibe los niveles energéticos como regiones espaciales donde hay una alta probabilidad de encontrar electrones. En este modelo los protones y neutrones forman un núcleo en el centro del átomo. Los electrones están distribuidos en el espacio alrededor del núcleo (los de mayor energía están más alejados del núcleo y ocupan el nivel energético externo).

Los electrones son muy pequeños, se mueven muy rápido y parecen estar en movimiento perpetuo; forman nubes alrededor del núcleo del átomo, pero nunca podemos asegurar exactamente dónde están. Además, ocupan un mundo complejo de niveles energéticos, los cuales son descritos en términos de incertidumbre, probabilidad y orbitales.

La forma en que se distribuyen los electrones en tales niveles energéticos explica muchas de las propiedades físicas y químicas del elemento.

