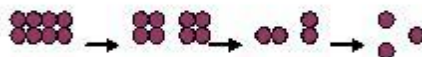


LECTURA: MODELO ATÓMICO DE LA MATERIA

La idea de que la materia está constituida por átomos es muy antigua. Ya los griegos, particularmente el filósofo Demócrito de Abdera (460-370 a.C.), discípulo de Leucipo, supusieron que el átomo es la unidad más pequeña de toda la materia.

Seguramente te resulta muy difícil aceptar que la materia está hecha de unidades muy pequeñas indivisibles, llamadas átomos. Para comenzar a reflexionar sobre este tema, imagina que divides consecutivamente un trozo de “metal” en pedazos cada vez más pequeños hasta llegar a un punto en el cual ya no te sea posible proseguir con la subdivisión, porque has encontrado una unidad material indivisible, correspondiente al átomo.

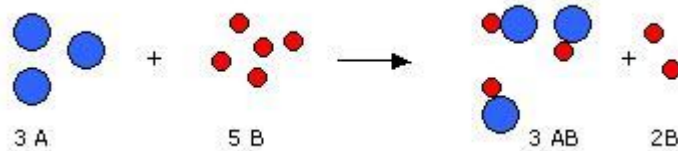
Este proceso lo podemos representar así:



En 1808, John Dalton (1766-1844) formuló la “**Teoría Atómica de la materia**” en la que planteaba lo siguiente:

1. Los elementos están formados por átomos. Todos los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí y diferentes a los de otro elemento.
2. Los compuestos están constituidos por átomos de diferentes elementos y la relación de combinación es de números enteros sencillos.
3. Una reacción química implica la separación y reordenamiento de átomos, con la formación de nuevas sustancias, pero no supone la destrucción ni creación de átomos.

Dalton concluyó que los átomos se combinaban para formar los compuestos y siempre que lo hacían era en una proporción de números enteros sencillos, por ejemplo: cuando se combinan dos elementos químicos A y B para formar un compuesto AB, y utilizamos una cantidad cualquiera de estos elementos, “sobrará” una porción del elemento que está en exceso. Una representación gráfica de esto sería la siguiente:



El elemento que se consume totalmente se denomina “**reactivo limitante**”.

Posteriormente, John Dalton enunció la “**Ley de Dalton**” o “**Ley de Proporciones Múltiples**”, que establece que si dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, al mantener constante la masa de uno de los elementos, las masas de combinación del otro elemento se encuentran en una relación de números enteros sencillos.

Numerosas teorías han sido formuladas para explicar el comportamiento de los átomos y, en la época moderna, se relacionan con una serie de científicos, entre los que destacan: Thomson, Einstein, Rutherford, Bohr, Sommerfeld, de Broglie, Schrödinger, Pauli, Born, Dirac.

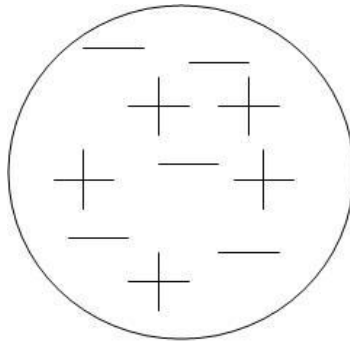
Las teorías atómicas, a medida que progresan, describen el átomo con mayor exactitud y hacen predicciones más exactas sobre sus propiedades, pero también se vuelven más abstractas y matemáticamente mucho más complejas.

En 1897, Thompson ideó una sucesión de experiencias con los **rayos catódicos** que se observaban en los tubos de descarga. Un tubo de descarga es un tubo de vidrio equipado de dos placas metálicas (uno negativo o cátodo y el otro positivo o ánodo) conectados a una batería. Cuando se cierra el circuito se aprecia que se produce el paso de corriente a través del gas que está encerrado en el tubo, al mismo tiempo que se desprenden "rayos" del cátodo al ánodo en línea recta donde se produce una luminosidad. Al colocar un imán situado en el exterior del tubo, los rayos mostraban una desviación atraídos por este imán.

A través de esta práctica Thompson fue capaz de ilustrar, que como la luz ordinaria no es perturbada por un imán, los rayos catódicos correspondían entonces a una propiedad de la materia y no de la luz y postuló que los rayos catódicos eran un haz de partículas negativas a las que llamó **electrones**.

Modelo de Thompson 1903 "El budín de pasas"

Thompson sugirió que el átomo era una esfera sólida de materia cargada positivamente con los electrones incrustados en un número igual para que la carga total fuera cero, naciendo así la idea de que el átomo es eléctricamente neutro.



En la misma época, E. Goldstein utilizó un tubo de descarga con la diferencia que recurrió a perforar el cátodo. Al conectar este tubo a la fuente de alto voltaje pudo observar: Nuevamente la liberación de los rayos catódicos que se dirigen desde el cátodo hacia el ánodo. A través del orificio del cátodo y dirigiéndose en sentido contrario, observo emisión de rayos luminosos.

A estos nuevos rayos se les dio el nombre de **rayos canales** y posteriormente se les denominó **protones**.

En 1920 **Rutherford** sugirió la presencia de partículas sin carga eléctrica. Lo hizo con el fin de demostrar las masas atómicas de los elementos, ya que el número de protones y electrones no eran suficientes para explicar estas masas de la gran mayoría de los elementos.

Durante mucho tiempo no hubo prueba directa que ratificara la existencia real de los neutrones, sino hasta 1932, año en el cual algunos científicos al bombardear Berilio con partículas "alfa"

obtuvieron rayos penetrantes. Estos rayos fueron estudiados por Irene Curie y J. Chadwick, este último demostró que las partículas que formaban estos rayos eran eléctricamente neutras y las denominó **neutrones**.

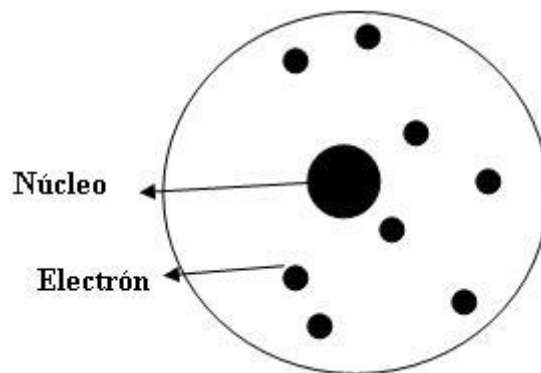
Rutherford, estudió también el poder de penetración de las **partículas alfa** (α), (partículas similares al núcleo de helio) emitidas de una fuente radiactiva hacia una delgadísima lámina de oro para observar lo que ocurría:

Los resultados fueron los siguientes:

- La mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin sufrir ninguna desviación y sin perder velocidad. Cuando las partículas alfas chocaban contra la pantalla fluorescente se producía un destello de luz.

- Algunas partículas eran desviadas, una de un millón, y de estas algunas volvían a invertir su trayectoria hacia la lámina.

A través de esta experiencia el resultado principal de Rutherford, fue demostrar la existencia de un **núcleo** en el átomo.



Modelo atómico de Rutherford (Modelo planetario del átomo o modelo nuclear)

Rutherford planteó, que el átomo estaba formado por un núcleo, donde se concentraba toda la masa del átomo y su carga positiva.

Los electrones giran alrededor del núcleo a cualquier distancia, así como los planetas giran alrededor del sol.

El átomo es neutro porque tiene el mismo número de protones en el núcleo y de electrones en torno a él.

Sin embargo el modelo de Rutherford, entró en fuerte contradicción con la teoría electromagnética, firmemente establecida. Según esta teoría toda carga acelerada (y el electrón lo está, ya que al girar alrededor del núcleo tiene una aceleración centrípeta), debe emitir energía en forma de radiación electromagnética. En consecuencia, el electrón iría perdiendo energía, con lo que su órbita se acercaría cada vez más hacia el núcleo, precipitándose finalmente sobre él, por lo tanto, este átomo sería inestable.

En 1913, el físico danés **Niels Bohr** planteó los "Postulados de Bohr" que le permitieron proponer un modelo atómico para el átomo de hidrógeno. El modelo atómico señalaba la existencia de un

núcleo formado por protones y neutrones, donde está concentrada la masa y la carga positiva del átomo. El electrón gira en órbitas circulares alrededor del núcleo, pero con algunas restricciones, como que solamente lo podía hacer en ciertas órbitas, cuya energía se encuentra cuantizada. Hoy sabemos que el modelo de Bohr debió ser modificado para dar origen al modelo mecano-cuántico.

Este modelo obtuvo en su época un éxito enorme, porque explicaba el origen de las líneas de los espectros de emisión obtenidos cuando el electrón del átomo de Hidrógeno es excitado y posteriormente irradia energía al volver a un nivel de menor energía. Bohr atribuyó la emisión de luz a la transición de un electrón desde una órbita de mayor radio a otra de menor radio y de menor energía. Además, Bohr calculó las frecuencias en las que aparecían las líneas espectrales del hidrógeno y explicó relaciones entre dichas frecuencias, que habían sido obtenidas de forma experimental.

El logro principal de Bohr es haber establecido que un átomo tiene energías bien definidas y discretas, es decir, en el lenguaje de la física, que **las energías atómicas están cuantizadas y no pueden tener cualquier valor**. Este descubrimiento es de gran importancia y se inscribe en la historia de la física junto con los aportes de Planck y Einstein, que establecieron que la energía está "cuantizada": se absorbe y emite en forma discontinua, como un pequeño paquete de energía de valores bien definidos, de acuerdo con las características del sistema que absorbe o emite. Esto es sorprendente, ya que en el mundo macroscópico parece que la energía fuese continua, como lo parece también la arena de una playa mirada desde la altura, pero cuando nos acercamos percibimos que está hecha de una infinidad de granos.