

REPARTIDO TEÓRICO QUÍMICA

MODELO ATÓMICO

2do. año Bachillerato Diversificado
Biológico - Científico

Desde la antigüedad, el ser humano se ha cuestionado de qué estaba hecha la materia.

Unos 400 años antes de Cristo, el filósofo griego Demócrito consideraba que la materia estaba constituida por pequeñas partículas que no podían ser divididas en otras más pequeñas. Por ello, **llamó a estas partículas átomos**, que en griego quiere decir "indivisible". Demócrito atribuyó a los átomos las cualidades de ser eternos, inmutables e indivisibles.

Sin embargo, las ideas de Demócrito sobre la materia no fueron aceptadas por los filósofos de su época y hubieron de transcurrir cerca de 2200 años para que la idea de los átomos fuera tomada de nuevo en consideración.

Modelo atómico de John Dalton 1808 (1766 – 1844)



Durante el siglo XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas leyes clásicas de la Química (Ley de conservación de la masa, Ley de las proporciones definidas). Sobre la base de estas leyes se propone el primer modelo atómico con bases científicas.

Fue formulado en 1808 por John Dalton, quien imaginaba a los átomos como diminutas esferas. Fue el primero que descubrió la ceguera hacia los colores.

Este primer modelo atómico postulaba:

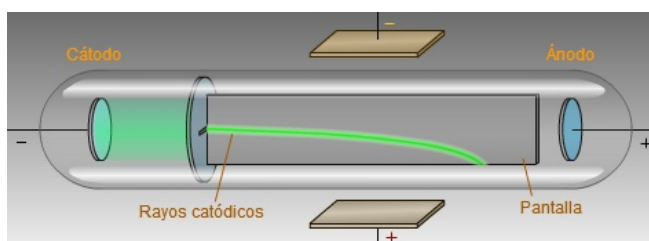
- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propia masa y cualidades propias. Los átomos de los diferentes elementos tienen masas diferentes.
- Los compuestos se forman al unirse los átomos de dos o más elementos en proporciones constantes y sencillas. Todas las moléculas del compuesto Agua son iguales entre sí y están formadas por la unión de 2 átomos del elemento Hidrógeno y 1 átomo del elemento Oxígeno.
- En las reacciones químicas los átomos se intercambian, pero, ninguno de ellos desaparece ni se transforma.

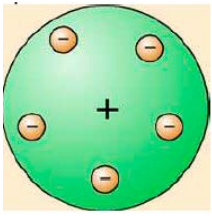
Esta teoría fue muy importante en su momento, a principios del siglo XIX y se debe reconocer la increíble capacidad del pensamiento que permitió imaginar la materia formada por partículas que no se podían visualizar.

Modelo atómico de Sir Joseph Thomson 1898 (1856 – 1940)



Entre 1891 y 1897 el físico J. J. Thomson realizó experiencias en tubos de descarga de gases. Observó que se emitían unos rayos desde el polo negativo hacia el positivo, los llamó **rayos catódicos**. Los tubos de rayos catódicos eran tubos de vidrio que contenían un gas a muy baja presión y un polo positivo (ánodo) y otro negativo (cátodo) por donde se hacía pasar una corriente eléctrica con un elevado voltaje.





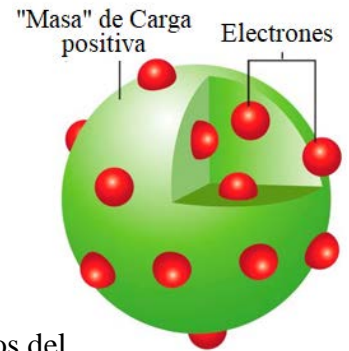
Al estudiar las partículas que formaban estos rayos se observó que eran las mismas siempre, cualquiera que fuese el gas del interior del tubo. Por tanto, en el interior de todos los átomos existían una o más partículas con carga negativa. Es la primera partícula subatómica que se detecta. Por lo tanto, **demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó electrones**. Los conocimientos que Thomson disponía eran suficientes para reflexionar sobre la estructura interna de los átomos y sugerir que estaban constituidos por partículas más pequeñas.

A principios del siglo XX se sabía que:

- La masa del electrón es menor a la masa de los átomos, aun del más pequeño, el átomo de hidrógeno.
- Los electrones están presentes en toda la materia.
- Los electrones tienen carga negativa.
- La materia es eléctricamente neutra.

Al ser tan pequeña la masa de los electrones, el físico J. J. Thomson propuso, que la mayor parte de la masa del átomo correspondería a la carga positiva, que ocuparía la mayor parte del volumen atómico. Propuso entonces su modelo atómico como una especie de esfera positiva continua en la que se encuentran incrustados los electrones, más o menos como las pasas de uva en un budín, de manera que **el átomo es eléctricamente neutro**.

Este modelo logró explicar satisfactoriamente los conocimientos químicos y físicos del momento. En pocos años, mediante nuevos experimentos se llegó a la conclusión que la carga positiva no estaba distribuida por todo el átomo.



Modelo atómico de Ernest Rutherford 1911 (1871 – 1937)



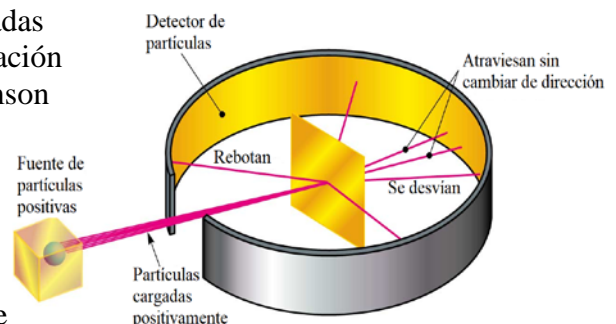
Logró la primera transmutación artificial de elementos químicos mediante el bombardeo con partículas alfa de nitrógeno, que se transformó durante el proceso en un isótopo del oxígeno.

En 1911, E. Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa (positivas), procedentes de un material radiactivo, a gran velocidad. El experimento permitió observar el siguiente comportamiento en las partículas lanzadas:

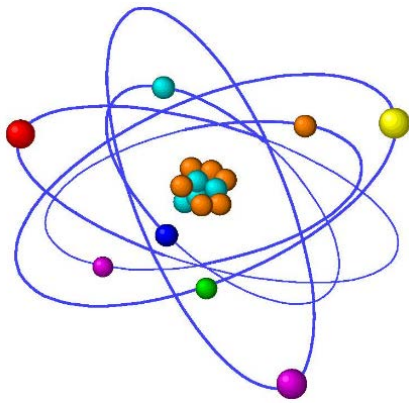
- La mayor parte de ellas atravesaron la lámina sin cambiar de dirección.
- Algunas se desviaron considerablemente.
- Unas pocas partículas rebotaron hacia la fuente de emisión.

Las observaciones fueron sorprendentes y no pudieron ser explicadas de forma inmediata. Años después Rutherford logró una interpretación satisfactoria. Para ello debió rechazar el modelo atómico de Thomson que, al no poder explicar lo observado perdió validez. Surgió así en 1911 otro modelo atómico, el primer modelo atómico nuclear. Rutherford explicó lo observado de la siguiente manera:

- La mayoría de las partículas alfa logran atravesar la lámina metálica si se considera a los átomos de oro como prácticamente vacíos.
- Aquellas pocas partículas alfa que se desvían lo hacen porque en el átomo habría una zona central maciza y positiva que las repelería.
- Las partículas alfa que parecen rebotar contra la lámina metálica y salen con un ángulo de 180° son aquellas que se acercarían más a la zona central positiva del átomo.



El Modelo de Rutherford establece:



- Una zona central con carga positiva, muy pequeña y maciza, donde se concentra la masa del átomo, **el núcleo**.
- Una zona mucho mayor que rodea al núcleo, llamada **periferia**, prácticamente vacía. En esa zona los electrones giran en órbitas alrededor del núcleo, como planetas alrededor del sol.
- El átomo es eléctricamente neutro porque tiene tantos electrones negativos en la periferia como cargas positivas en el núcleo.

A pesar de ser un modelo obsoleto, es la percepción más común del átomo del público no científico.

Este modelo logró explicar el experimento de Rutherford con partículas alfa y otras observaciones, pero comenzó a ser inadecuado para interpretar nuevos conocimientos teóricos y experimentales.

Según los físicos de ese momento, una partícula cargada y en movimiento debería emitir energía de manera continua. Si se aplica este concepto al modelo atómico de Rutherford, resultaría un átomo inestable, los electrones al girar irían perdiendo energía cambiando la trayectoria circular por otra en forma de espiral, y finalmente serían atrapados por el núcleo.

Modelo atómico de Niels Bohr 1913 (1885 – 1962)



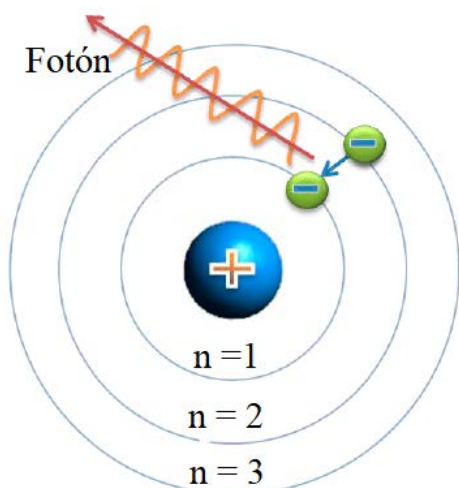
Colaboró en el proceso de creación de la primera bomba atómica (Proyecto Manhattan). Explicación de fisión nuclear

En 1945, concluida la contienda mundial, regresa a la Universidad de Copenhague, preocupándose por el control de la energía nuclear y por el desarrollo de sus aplicaciones pacíficas. En 1955, fue el primero en recibir el premio "Átomos para la paz".

En 1913, Niels Bohr dio a conocer su modelo atómico, **propuso que los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos**. Retomó la idea de la existencia del núcleo con carga positiva, zona central muy pequeña con respecto al volumen total del átomo donde se concentra la masa del mismo.

Para explicar por qué los electrones no caen al núcleo a medida que se mueven y van perdiendo energía este científico utilizó el concepto de energía cuantizada, idea que fue desarrollada por Max Planck en 1900. Según Planck, la energía puede ser liberada solo en forma de "paquetes" a los que denomino cuantos (del latín quantum que significa cantidad).

En este modelo atómico, Bohr estableció una serie de postulados, que están referidos exclusivamente al átomo de hidrógeno. Mencionaremos algunos:



- El átomo de hidrógeno está formado por un núcleo central constituido por un protón y alrededor de él gira el electrón en ciertas órbitas circulares "**permitidas**".
- El electrón tiene valores definidos de energía (energía cuantizada).
- Si el electrón gira en la órbita de menor energía, el átomo está en "**estado fundamental**".
- Si el electrón gira en órbitas de mayor energía el átomo está en "**estado excitado**".
- Si el electrón vuelve desde un estado excitado al estado fundamental emite energía en forma de radiación la diferencia de energía entre ambas órbitas.
- A cada órbita corresponde un número que se relaciona con el valor de energía (nivel energético). Este número puede tener los valores naturales de 1 a infinito, correspondiendo a $n = 1$ a la órbita de menor energía y la más cercana al núcleo.

Con estos postulados Bohr logró ecuaciones matemáticas que le permitieron realizar con éxito varios cálculos relacionados con el átomo de hidrógeno.

Sin embargo, cuando pretendió aplicar este modelo a átomos más grandes debió introducir tantos cambios a sus ecuaciones que los cálculos se fueron complicando.

Poco a poco el modelo atómico de Bohr fue perdiendo validez al no dar respuestas a nuevas interrogantes y disminuir su carácter predictivo. Se descartó además el concepto de órbita como trayectoria realizada por el electrón alrededor del núcleo.

Modelo atómico de Erwin Schrödinger 1925 - 1930 (1887 – 1961)



Este modelo llamado Modelo de Schrödinger, está basado en complejos cálculos que se expresan en la ecuación matemática que lleva su nombre.

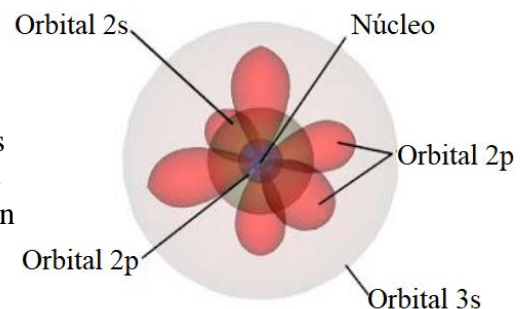
En la ecuación de Schrödinger se considera a los electrones con un doble comportamiento: como partícula (tiene en cuenta la masa) y como onda (Louis-Víctor de Broglie propuso la naturaleza ondulatoria de la materia en 1924).

Esta ecuación se resuelve y el resultado se establece en función de tres variables que se denominan **números cuánticos**.

Uno de estos números cuánticos, el llamado **número cuántico principal**, representado con la letra n (coincide con el nivel de energía del modelo de Bohr) es el que determina casi exclusivamente la energía de los electrones y resuelve la ecuación cuando los valores son 1, 2, 3 etc. hasta infinito. Como resultado final del tratamiento matemático de esta ecuación y de la construcción y análisis de graficas se llega a determinar la probabilidad de encontrar al electrón en una zona determinada. Surge así en este modelo, el concepto de orbital, palabra muy similar a órbita, pero con significado totalmente diferente.

Orbital es una zona del espacio alrededor del núcleo donde es mayor la probabilidad de encontrar a los electrones.

En esa zona llamada orbital, la probabilidad de encontrar al electrón es aproximadamente 95%. Esto significa que de 100 veces que se busque al electrón, 95 veces se lo encontrará en esa zona, moviéndose, pero sin girar en órbitas alrededor del núcleo.



A partir de este modelo:

- Se rechaza la idea de los electrones girando en órbitas alrededor del núcleo. Surge el concepto de orbital **zona donde es mayor la probabilidad de encontrar a los electrones moviéndose sin trayectoria conocida.**
- Se continúa considerando que la energía de los electrones está cuantizada.
- La energía aumenta a medida que se incrementa el valor de n siendo $n=1$ de menor energía.
- Para describir las características de un electrón es necesario conocer los llamados números cuánticos (n , l , m y s)

El descubrimiento del neutrón James Chadwick 1935 (1891 – 1974)



Mediante diversos experimentos se comprobó que la masa de protones y electrones no coincidía con la masa total del átomo; por tanto, el físico E. Rutherford supuso que tenía que haber otro tipo de partícula subatómica en el interior de los átomos. Estas partículas se descubrieron en 1932 por el físico J. Chadwick.

Al no tener carga eléctrica recibieron el nombre de neutrones. El hecho de no tener carga eléctrica hizo muy difícil su descubrimiento. Los neutrones son partículas sin carga, de masa algo mayor que la masa de un protón ($1,675 \times 10^{-27}$ kg) y tienen un tiempo de vida media de aproximadamente 15 horas.

EN RESUMEN

Es así que en la actualidad se concibe el átomo como una partícula en la que se distinguen dos zonas:

- **núcleo:** ocupa muy poco volumen pero que concentra la mayor parte de la masa del átomo. Está formado por protones (carga positiva) y neutrones (sin carga eléctrica). Al conjunto se le llama **nucleones**. El número másico de un átomo (A) corresponde a la cantidad total de nucleones. El número atómico (Z) de un átomo corresponde a la cantidad de protones y es característico de cada elemento químico.
- **periferia:** ocupa la mayor parte del volumen del átomo y prácticamente no tiene masa. En ella se ubican los electrones moviéndose sin dirección definida.

Los átomos de un mismo elemento, pero con diferente cantidad de neutrones se denominan **ISÓTOPOS**.
Ejemplo: carbono-12 y carbono-14

En la Tabla Periódica cada elemento se ubica en orden creciente según su número atómico, sin embargo, no figura el número másico ya que podrían existir varias posibilidades. Lo que aparece es la masa atómica que resulta de un promedio ponderado de las masas de todos los isótopos naturales de ese elemento. La mayor parte de los elementos tienen varios isótopos que se presentan en la naturaleza, pero estos se encuentran en proporciones variables. Es por ello que la masa atómica se determina mediante un promedio teniendo en cuenta el porcentaje de abundancia en la naturaleza.

