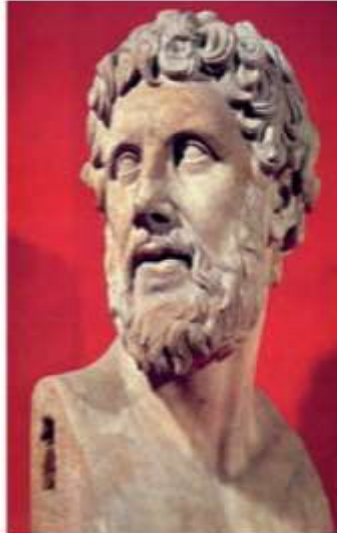


Modelos atómicos

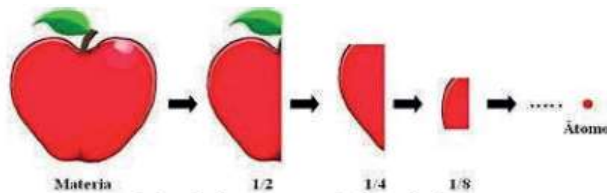
Pero te preguntarás, ¿cómo se puede afirmar lo anterior? Para llegar a esta conclusión pasó mucho tiempo y se dio mediante aportaciones de diferentes científicos que lo investigaron.

El primer científico al que le debemos el concepto de átomo es a Demócrito, filósofo griego, quien afirmó que al dividir la materia se tendría que llegar a un última partícula sólida e indestructible, la cual ya no se podría dividir. A esta partícula la llamó átomo, que significa indivisible.

Posteriormente Aristóteles refutó la teoría de Demócrito y en su lugar apoyó la de Empédocles, que sostenía que la materia estaba constituida por cuatro elementos fundamentales tierra: aire, agua y fuego.



Filósofo griego, que contribuyó a diversas ciencias como las matemáticas, física, música y fundó la doctrina atomista. Que concebía el universo constituido por innumerables corpúsculos o átomos sustancialmente idénticos, indivisibles («átomo» significa, en griego, inseparable).



Las propiedades de la materia se deben a la forma, tamaño y movimiento de los átomos.



Teoría atómica de Dalton



John Dalton

En 1803, el químico británico John Dalton retomó el concepto de átomo, y con experimentos demostró la relación que tiene la masa en todas las sustancias. Se le considera el padre de la teoría atómica moderna.

John Dalton, descubrió en 1792, que no era capaz de distinguir colores, este problema es conocido actualmente como Daltonismo.

El modelo atómico de Dalton puede resumirse así:

1. Los elementos están formados por partículas diminutas, indivisibles e indestructibles llamadas átomos.
2. Los átomos de un mismo elemento son idénticos y poseen las mismas propiedades.
3. Los átomos de distintos elementos presentan propiedades diferentes.
4. Los compuestos químicos se forman al unirse dos o más átomos de diferentes en proporciones fijas.
5. Los elementos se combinan para formar compuestos en proporciones definidas uno a uno, dos a uno, dos a dos, etc.
6. Los átomos de dos elementos se pueden combinar en proporciones diferentes para formar compuestos diferentes.



Dalton consideraba al átomo como una esfera sólida, pequeña, indivisible y de peso fijo.

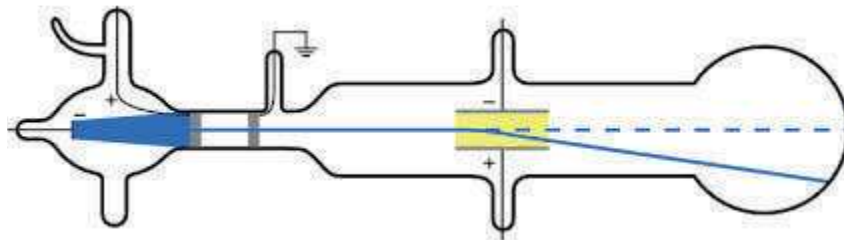
Modelo atómico de Thompson



En 1897, el científico británico Joseph J. Thompson realizó experimentos con rayos catódicos y al someterlos a un campo magnético externo pudo observar que se desviaban de su trayectoria.

Descubrió una nueva partícula, mil veces más ligera que el hidrógeno, que posteriormente sería conocida como electrón.

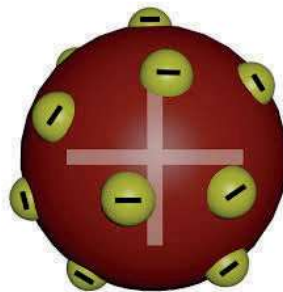
Estos experimentos llevaron a Thompson a inventar el primer espectrómetro de masas.



Modelo del primer espectrómetro de Joseph J. Thompson

Postulados de Thompson

1. El átomo es una esfera de electricidad positiva en la que se encuentran inmersos los electrones.
2. A las partículas eléctricamente negativas, presentes en la materia, las llamó electrones.
3. Aún concebía al átomo como una partícula compacta e indivisible.



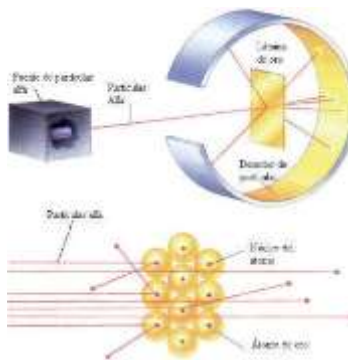
En 1910 Thompson propuso un modelo atómico semejante a una gelatina con pasas.

El átomo de Rutherford



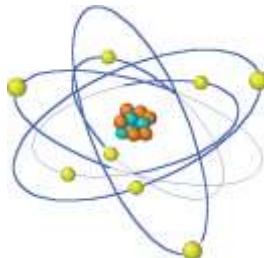
Ernest Rutherford está considerado como uno de los Padres de Física Atómica.

En 1911, el físico neozelandés, junto con su equipo de trabajo realizó diferentes experimentos en los que utilizaron rayos provenientes de una fuente radiactiva para determinar la estructura atómica.



Aportaciones de Rutherford al modelo atómico

1. El experimento de Rutherford estableció que el protón es un componente del núcleo.
2. El átomo está formado por un pequeño núcleo con carga positiva y alrededor de él se encuentran los electrones describiendo diferentes trayectorias.
3. Toda la carga positiva y también casi toda la masa se concentra en el núcleo atómico.
4. A las partículas positivas las llamó protones y dedujo que los átomos, al ser eléctricamente neutros, tienen la misma cantidad de protones que de electrones.



El átomo posee un núcleo positivo muy pequeño, alrededor del cual se mueven los electrones.

El átomo de Chadwick

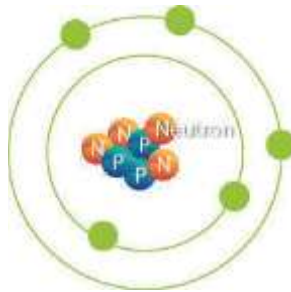


En 1932, el físico inglés James Chadwick, confirmó la existencia de otra partícula subatómica en el núcleo del átomo que no contenía energía eléctrica: el neutrón.

James Chadwick
Estudió bajo la tutela
de Rutherford en
la Universidad de
Manchester.

Contribuciones de Chadwick a la estructura atómica

1. Determinó que los neutrones son partículas subatómicas que no tienen carga eléctrica, y cuya masa es casi igual a la de los protones.
2. Los neutrones desempeñan un papel clave en la fisión nuclear, o a la división de átomos.



Los neutrones son partículas sin
carga eléctrica

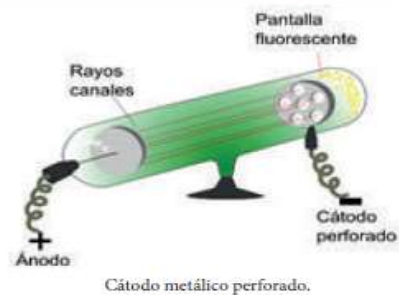
Aportación de Goldstein al modelo atómico



Eugen Goldstein introduce el término de rayos catódicos.

En 1886, el físico alemán Eugen Goldstein, llevó a cabo experimentos con el tubo de Crookes, con la diferencia que llevaba un cátodo metálico lleno de orificios.

1. Goldstein observó por primera vez a los protones desde los rayos catódicos, por lo que a él se le acredita el descubrimiento.
2. Estas cargas se desprenden por el choque de los electrones con los gases neutros.



Modelo atómico de Bohr

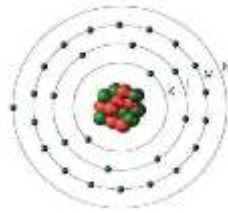


En 1913, el físico danés Niels Bohr desarrolló un modelo atómico abordando las consideraciones de la Física cuántica e incluyendo restricciones al modelo de Rutherford y su modelo planetario. Niels Bohr, fue galardonado en 1922 con el Premio Nobel de Física "por su investigación acerca de la estructura de los átomos y la radiación que emana de ellos".

La hipótesis de Bohr establece los siguientes postulados:

1. El átomo tiene un núcleo central diminuto cargado positivamente.
2. Los electrones no pueden estar distribuido al azar, sino que giran alrededor del núcleo ocupando niveles de energía específicos describiendo órbitas circulares.
3. Los electrones pueden alcanzar niveles de energía más altos por la absorción de cantidades fijas de energía.

4. A cada nivel de energía le asignó un número entero positivo al que denominó número cuántico principal (n), el cual sólo podía contener un determinado número de electrones de acuerdo con la fórmula $2n^2$.



En el modelo atómico de Bohr, los electrones se mueven como lo hacen los planetas alrededor del Sol.

Modelo atómico de Sommerfeld



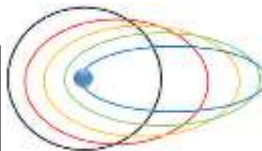
En 1916, el físico alemán Arnold Sommerfeld modifica el modelo atómico de Bohr, en el cual los electrones sólo giraban en órbitas circulares, al decir que también podían girar en órbitas elípticas.

Arnold Sommerfeld, introdujo en el modelo atómico de Bohr las órbitas elípticas de los electrones.

Aportaciones

1. Plantea que los electrones no sólo se mueven en orbitales circulares, sino también en forma elíptica.
2. La orientación de los orbitales se debe a la presencia de campos magnéticos.
3. el modelo afirma que existen subniveles de energía, lo que dio lugar al número cuántico número secundario o azimutal (l), que determina la forma de los orbitales.
4. Además propuso al número cuántico magnético (m) que describe las orientaciones espaciales de los orbitales magnéticos, es decir, indica el número de orbitales en el espacio.

Los electrones pueden girar en órbitas elípticas.

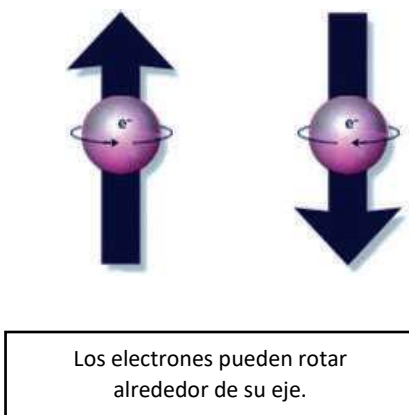


Modelo atómico de Dirac-Jordan

En 1926, el físico matemático alemán Pascual Jordan enunció las leyes que rigen en 1 movimiento de las partículas atómicas, tiempo después Paul Dirac retoma la teoría con mayor sencillez.

Aportaciones

1. El comportamiento del electrón puede ser descrito mediante cuatro funciones de onda.
2. De lo anterior se deduce que el electrón debe rotar alrededor de su eje o espín electrónico.
3. Así, aparece el cuarto número cuántico espín (s) que determina el giro del electrón.



Historia de las tablas periódicas.

El siglo XIX, se caracterizó por un enorme desarrollo científico. Hacia el año de 1830 se habían identificado aproximadamente 55 elementos y se intentaban diferentes maneras de clasificarlos, muchos científicos de diferentes partes del mundo realizaron contribuciones al respecto.

Antoine Lavoisier en 1790, realizó una lista de 23 elementos conocidos, sustituyó el sistema antiguo de nombres químicos por una nomenclatura parecida a la actual.

Jeremías B. Richter, de la misma época de Lavoisier, realizó el primer intento de un sistema periódico, al descubrir que las masas atómicas y las cantidades en que se combinan se hayan en una relación constante.



Jacob Berzelius(1779-1848), introdujo el sistema actual de los símbolos químicos, usando una letra o par de letras iniciales del nombre del elemento en latín o griego. Además, dividió a los elementos en dos grandes grupos: metales y no metales. Los elementos metálicos eran los que tenían cierto brillo característico, eran maleables y dúctiles, y conducían el calor y la electricidad. Los no metales tenían aspecto frágil, sin brillo y no conducían el calor ni la electricidad.



Johann Wolfgang Döbereiner, en el año de 1829, clasificó a los elementos en triadas (grupos de tres), tomando en cuenta que las propiedades físicas de estos elementos variaban de manera ordenada de acuerdo a sus masas atómicas. De tal forma que la masa del elemento central era aproximadamente el promedio de las masas atómicas de los otros dos elementos.

En 1864 **John Alexander Reina Newlands** propuso una organización de los elementos basados en orden creciente de sus masas atómicas. Se dio cuenta que el octavo elemento tenía propiedades semejantes a las del primero. A esta repetición la llamo ley de las octavas.

Meyer y Mendeleiev, de forma independiente construyeron casi al mismo tiempo tablas periódicas similares, organizaron a los elementos en orden creciente a sus masas atómicas, respetando las semejanzas en sus propiedades, pero dejando huecos en la tabla para elementos desconocidos.



La ordenación definitiva la encontró **Moseley** en el año 1912, a partir de sus investigaciones con espectros de rayos X e indica que las propiedades de los elementos son una función periódica de sus números atómicos.

En el año **1951 Glenn Theodore Seaborg**, recibió el premio Nobel por descubrir los elementos transuránicos y sus propiedades (plutonio, americio, curio, berquelio, californio, einstenio, fermio, mendelevio y nobelio). Su logro más importante consistió en reestructurar la tabla periódica colocando fuera de ella a los elementos **torio, proctatinio, uranio y actinio**.

