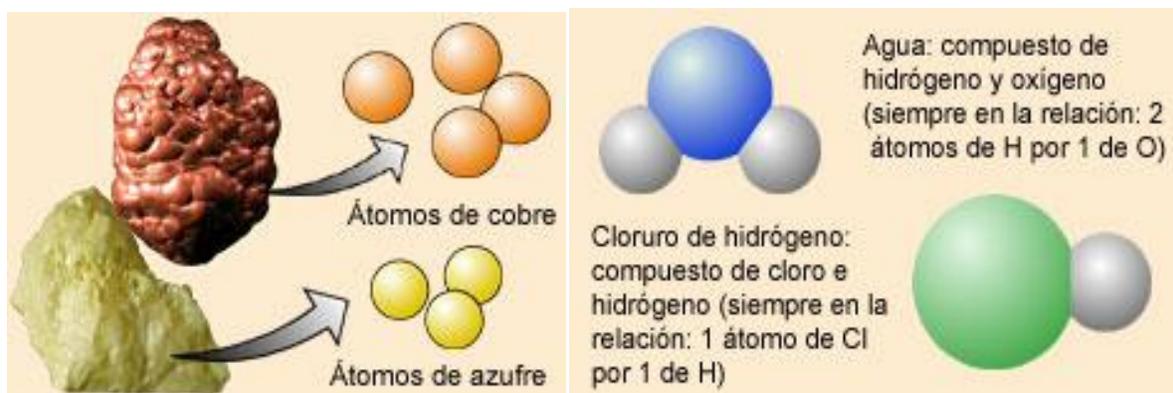




SEMANAS DEL 16 AL 27 DE MARZO

MODELO ATÓMICO DE DALTON

Introduce la idea de la discontinuidad de la materia. Esta es la primera teoría científica que considera que la materia está dividida en átomos.

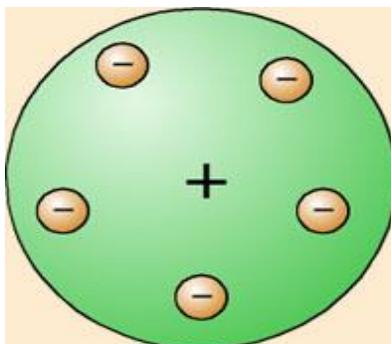


Su teoría se puede resumir en:

- 1.- Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
- 2.- Todos los átomos de un elemento químico dado son idénticos en su masa y demás propiedades.
- 3.- Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular sus masas son diferentes.
- 4.- Los átomos son indestructibles y retienen su identidad en los cambios químicos.
- 5.- Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan entre sí, en una relación de números enteros sencilla, formando entidades definidas (hoy llamadas moléculas).

MODELO ATÓMICO DE THOMSON

Thomson descubrió unas partículas subatómicas cargadas través del estudio de los *rayos catódicos*, propuso un modelo atómico que explicara dichos Resultados experimentales. El *Budín de pasas*, según el cual los electrones eran como 'pasas' negativas incrustadas en negativamente, los electrones, a un 'budín' de materia positiva.





RAYOS CATÓDICOS

| | |
|--|---|
| | <p>La luminosidad producida por los rayos catódicos siempre se produce en la pared del tubo situada frente al cátodo.</p> |
| <p>Los rayos catódicos hacen girar una rueda de palas ligeras interpuesta en su trayectoria.</p> | |
| | <p>Los rayos catódicos son desviados por la acción de campos eléctricos y magnéticos. Frente a un campo eléctrico se desvían hacia la placa positiva.</p> |
| <p>Los rayos catódicos tienen las mismas características independientemente de la sustancia gaseosa que se encuentre en el tubo o del metal que constituya los electrodos.</p> | |

Con sus experimentos, Thomson demostró que los rayos catódicos estaban formados por partículas negativas que debían formar parte de todos los átomos, átomos que por tanto no eran indivisibles como proponía el modelo de Dalton. Hoy llamamos electrones a estas partículas negativas.

LIMITACIONES

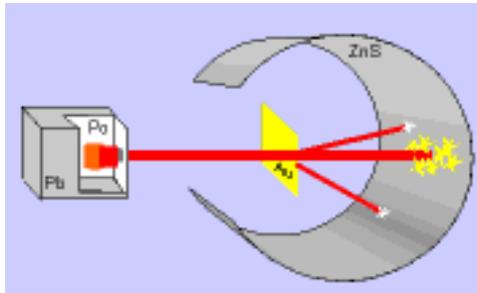
Los experimentos con los rayos catódicos habían puesto de manifiesto que los átomos no eran indivisibles tal y como había propuesto Dalton, y que había partículas más pequeñas que el átomo y de carga negativa. Teniendo en cuenta que se sabía que los átomos eran neutros, ya que no se desviaban en

presencia de campos eléctricos, Thomson propuso un modelo para el átomo que estuviera de acuerdo con todas estas observaciones.

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

El experimento de Rutherford, que pretendía comprobar la validez del modelo de atómico de Thomson, consistió en bombardear una lámina muy fina de oro (10^{-3} cm de espesor) con un haz de partículas α , cuya carga eléctrica es positiva.

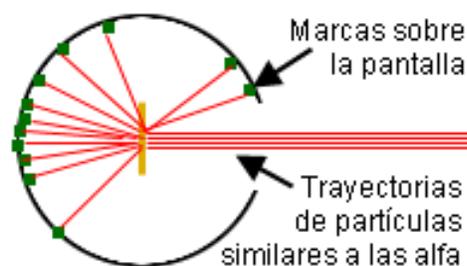
En la experiencia de Rutherford los elementos radiactivos servían como “cañones de partículas”. Si se coloca una porción de material que contenga algún elemento radiactivo en una caja forrada de plomo con un orificio, dado que el plomo absorbe la radiación, casi todas las partículas que salen despedidas quedan absorbidas por el plomo, pero algunas atravesarán el agujero y formarán un delgado flujo de partículas muy energéticas que pueden dirigirse contra un blanco.



Al realizar este experimento observó que:

- La mayoría de las partículas alfa pasaban sin ser afectadas ni desviadas.
- Algunas atravesaban la lámina sufriendo desviaciones considerables.
- Unas pocas sufrían desviaciones tan fuertes que rebotaban.

Extrapolación de los resultados

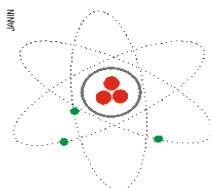


Para poder explicar las grandes desviaciones que sufrían algunas partículas α Rutherford supuso que toda la carga positiva del átomo estaba concentrada en un pequeño núcleo donde residía además la casi totalidad de su masa.

En el átomo se pueden distinguir dos zonas:

- El núcleo, en su parte central, que contiene toda la carga positiva y casi la totalidad de la masa del átomo.

La corteza, zona que rodea al núcleo, donde están los electrones cargados negativamente. Estos electrones girarían en torno al núcleo y mantendrían grandes distancias entre sí.



Rutherford sugirió que en los núcleos de los átomos tenían que existir otras partículas de masa casi igual a la del protón, pero sin carga eléctrica, por lo que las llamó neutrones. El neutrón no fue descubierto experimentalmente hasta 1932 por Chadwick .



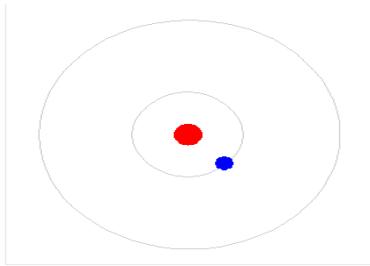
LIMITACIONES

- En el modelo de Rutherford había dos aspectos que fueron absolutamente originales: la estructura nuclear en donde se concentraba toda la carga positiva y casi toda la masa, y el que la mayor parte del átomo fuera vacío. Este modelo de átomo fue inmediatamente aceptado por los científicos de la época. Sin embargo el modelo pronto se encontraría con dificultades, entre ellas su incapacidad para explicar los espectros atómicos.
- Rutherford recibió en 1908 el premio Nobel de Química por sus estudios sobre la desintegración de los elementos y la química de las sustancias radioactivas.

MODELO ATÓMICO DE BOHR

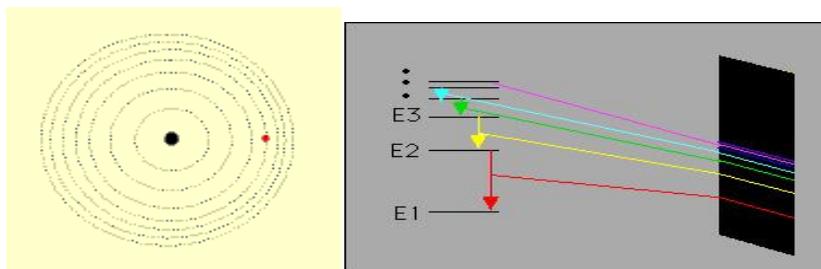
Para desarrollar su modelo Bohr se apoyó en:

- El modelo atómico nuclear diseñado por Rutherford.
- La teoría cuántica de la radiación del físico Max Planck.
- La interpretación del efecto fotoeléctrico dada por Albert Einstein.



Bohr afirmó que el electrón sólo puede girar en determinadas órbitas y que no absorbe ni desprende energía mientras no cambie de órbita. Supuso que la radiación se emite o se absorbe cuando el electrón cambia de una órbita a otra. A las órbitas más alejadas del núcleo les corresponden niveles de energía más elevados que a las más próximas a él. La energía del fotón emitido o absorbido es igual a la diferencia entre las energías de los dos niveles.

El modelo de Bohr es un modelo cuántico, **decimos que un sistema es cuántico si sólo puede poseer ciertos valores definidos de energía..** Bohr, calculó los radios de las órbitas permitidas y las energías de dichas órbitas. Mientras un electrón gira en una órbita permitida no absorbe ni emite energía, pero cuando pasa de una órbita a otra más alejada del núcleo, absorbe energía y cuando desciende a una órbita más próxima al núcleo emite energía radiante. Puesto que conoce las energías de cada nivel puede calcular la energía que corresponde a cada salto electrónico y la frecuencia de la luz emitida.



LIMITACIONES

El modelo atómico de Bohr explicaba el espectro atómico del hidrógeno ya que las frecuencias teóricas calculadas con el modelo de Bohr coincidían con las determinadas experimentalmente, sin embargo el modelo de Bohr fallaba al intentar explicar los espectros de los átomos polielectrónicos e incluso con el espectro del hidrógeno cuando se utilizaron espectroscopios más potentes.

Los postulados de Bohr además suponían una mezcla un tanto confusa de clásica y mecánica cuántica.

MODELO CUÁNTICO ONDULATORIO ACTÚAL

Las ecuaciones del modelo mecano-cuántico describen el comportamiento de los electrones dentro del átomo, y recogen su carácter ondulatorio y la imposibilidad de predecir sus trayectorias exactas Así

establecieron el concepto de *orbital* región del espacio del átomo donde la probabilidad de encontrar un electrón es muy grande.

Características de los orbitales:

- La energía está cuantizada.
- Lo que marca la diferencia con el modelo de Böhr es que este modelo no determina la posición exacta del electrón, sino la mayor o menor probabilidad.
- Dentro del átomo, el electrón se interpreta como una nube de carga negativa, y dentro de esta nube, en el lugar en el que la densidad sea mayor, la probabilidad de encontrar un electrón también será mayor.

Aspectos característicos:

- Dualidad onda-partícula: Broglie propuso que las partículas materiales tienen propiedades ondulatorias, y que toda partícula en movimiento lleva una onda asociada.
- Principio de indeterminación: Heisenberg dijo que era imposible situar a un electrón en un punto exacto del espacio.

MODELO ATÓMICO ACTUAL

- Órbita: cada una de las trayectorias descrita por los electrones alrededor del núcleo.
- Orbital: región del espacio alrededor del núcleo donde hay la máxima probabilidad de encontrar un electrón
- El comportamiento de los electrones dentro del átomo se describe a través de los *números cuánticos*
- Los números cuánticos se encargan del comportamiento de los electrones, y la configuración electrónica de su distribución.

-Números cuánticos

En el modelo mecano-cuántico actual se utilizan los mismos números cuánticos que en el modelo de Böhr, pero cambia su significado físico (orbitales).

Los números cuánticos se utilizan para describir el comportamiento de los electrones dentro del átomo. Hay cuatro números cuánticos:

- Principal (n): energía del electrón, toma valores del 1 al 7.
- Secundario/ azimutal (l): subnivel de energía, sus valores son (n-1).
- Magnético (m): orientación en el espacio, sus valores van del -l a +l.
- Espín (s): sentido del giro del electrón sobre su propio eje, sus valores son el -1/2 y +1/2.