

GUÍA PEDAGÓGICA N°4

DIFERENCIADO FÍSICA

3° MEDIO

DOCENTE: ALEJANDRO FLORES

**(EL PRESENTE DOCUMENTO ES UNA LECTURA
COMPLEMENTARIA, NO CONTIENE
ACTIVIDADES)**

MUNDO ATÓMICO

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

- Reconocer los diferentes modelos atómicos
- Reconocer los componentes del núcleo atómicos y sus características
- Comprender el fenómeno de la radiactividad natural y el concepto de período de semidesintegración
- Reconocer los diferentes tipos de emisión de una fuente radiactiva
- Reconocer la energía nuclear como una fuente de energía
- Identificar las cuatro fuerzas fundamentales que existen en la naturaleza

INTRODUCCIÓN

En la antigua Grecia, Aristóteles creía que toda la materia estaba compuesta por 4 elementos básicos: **tierra, aire, agua y fuego**. Estos elementos podían sufrir la acción de dos fuerzas: **la gravedad** o tendencia de la tierra y del agua a hundirse; y **la ligereza** o tendencia del fuego o del aire a ascender. Esta división de los contenidos del Universo en **materia y fuerza**, aún se utiliza en la actualidad.

Aristóteles también creía que la materia era continua, esto significa que, un pedazo de materia se podía dividir sin límite en partes cada vez más pequeñas. Sin embargo, el filósofo griego **Demócrito** (siglo V A. de C.) expresó que toda la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles que llamó **átomos** (“**sin división**”)



Demócrito

EL ÁTOMO

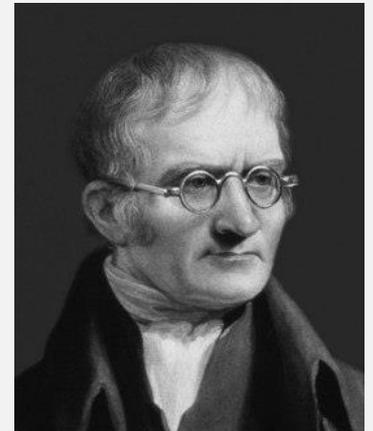
Es la unidad básica de la materia. Está formado por partículas subatómicas como **protones**, **neutrones** y **electrones**. A lo largo de la historia, se han propuesto diferentes modelos que han intentado explicar su composición y comportamiento, entre los cuales podemos mencionar los siguientes:

- **MODELO DE DALTON**
- **MODELO DE THOMSON**
- **MODELO DE RUTHERFORD**
- **MODELO DE BOHR**

MODELO DE DALTON

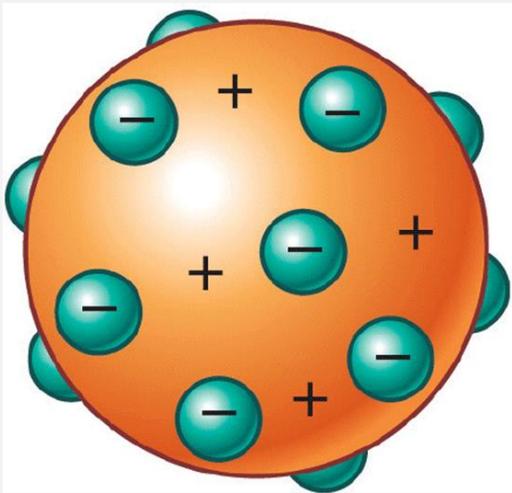
John Dalton publicó su teoría atómica en 1808 y propuso lo siguiente:

- Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas **átomos**, que son indivisibles.
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son idénticos en su masa y demás propiedades.
- Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular, sus masas.
- Los átomos son indestructibles y mantienen sus características en los cambios químicos.



MODELO DE THOMSON

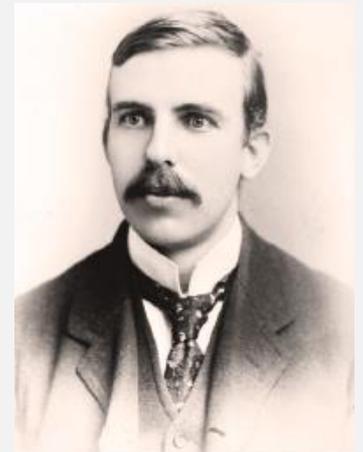
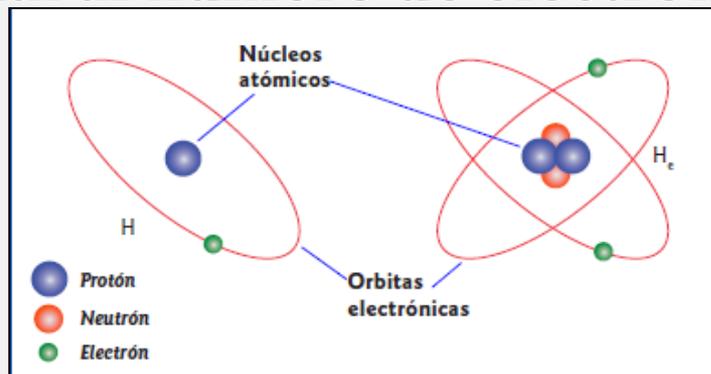
En el año 1897, J. J. Thomson cambió la concepción que se tenía del átomo con el descubrimiento del **electrón**. Él propuso que el átomo estaba formado por un **conjunto de electrones** (de carga eléctrica negativa) **incrustados en una masa esférica de densidad uniforme y carga eléctrica positiva**; de manera que **todo el conjunto era eléctricamente neutro y estable**. El modelo fue llamado “**queque con pasas**”.



MODELO DE RUTHERFORD

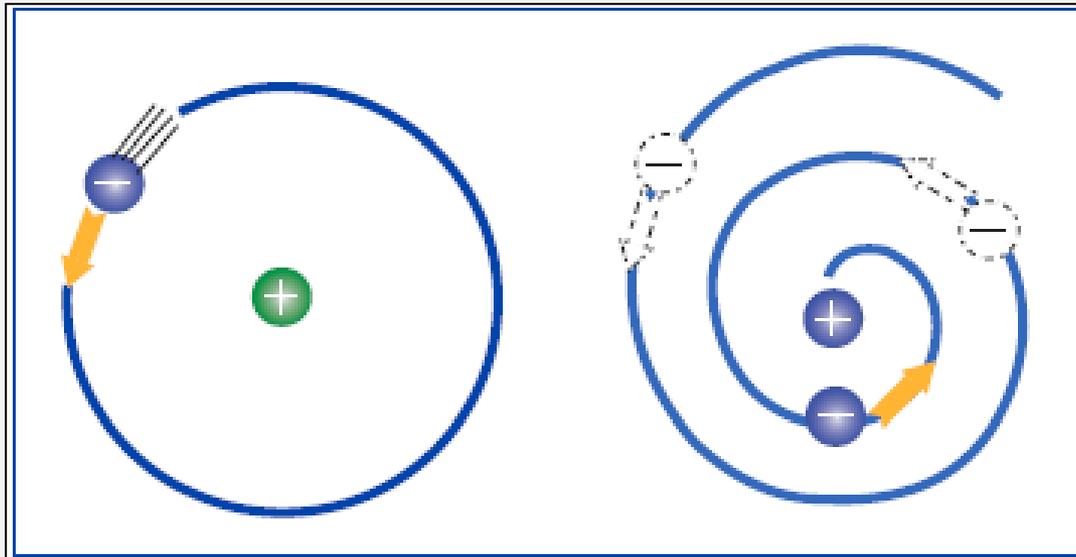
En el año 1911 y, luego de descubrir el **núcleo atómico (1908)**, Ernest Rutherford (estudiante de Thomson) propuso un nuevo modelo atómico en el cual planteaba lo siguiente:

- La mayor parte de la masa y toda la carga positiva del átomo se concentran en una pequeñísima zona central de gran densidad, el núcleo atómico.
- El átomo, con un radio 10.000 veces mayor que el núcleo, incluye la corteza electrónica, que es la región donde los electrones (carga eléctrica negativa) describen órbitas circulares alrededor del núcleo atómico.
- El átomo es eléctricamente neutro porque el número de protones es igual al número de electrones.



Limitaciones del modelo de Rutherford

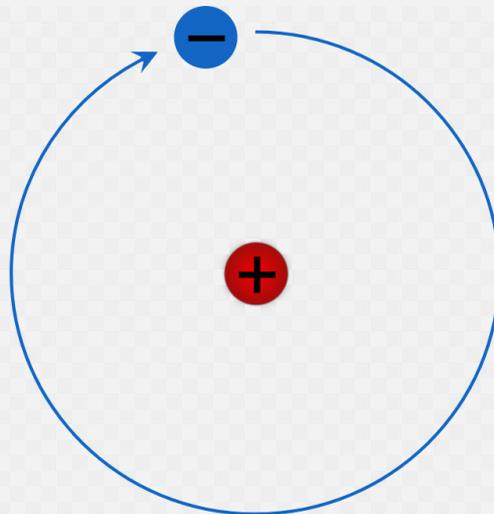
Toda partícula cargada acelerada, como es el caso del electrón cuando gira describiendo una órbita, **emite energía en forma de radiación electromagnética**. En consecuencia, el electrón pierde energía en forma continua, provocando que gire a distancias del núcleo cada vez más cortas, hasta que finalmente termina precipitándose en él (**catástrofe atómica**).



MODELO DE BOHR

En el año 1913, Niels Bohr propone un nuevo modelo atómico, en el que se mantiene la estructura planetaria propuesta por Rutherford, pero se utilizan los **principios cuánticos sobre la emisión de energía propuestos por Max Planck en el año 1900**. Introduce una serie de condiciones sobre el comportamiento del electrón que resuelven el problema de inestabilidad del modelo atómico de Rutherford.

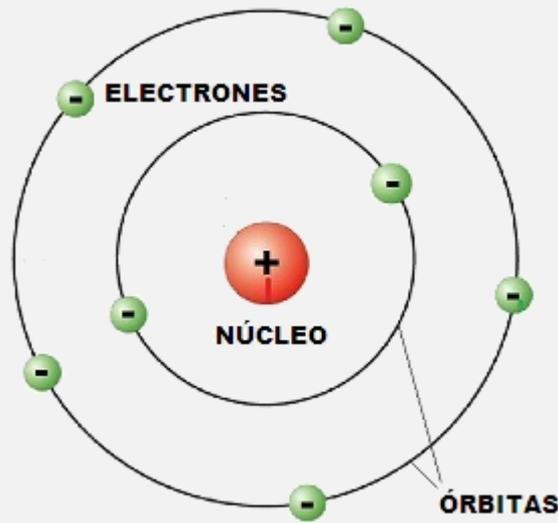
Para realizar su modelo, Niels Bohr utilizó el átomo de Hidrógeno con un protón en el núcleo y un electrón girando a su alrededor.



MODELO DE BOHR

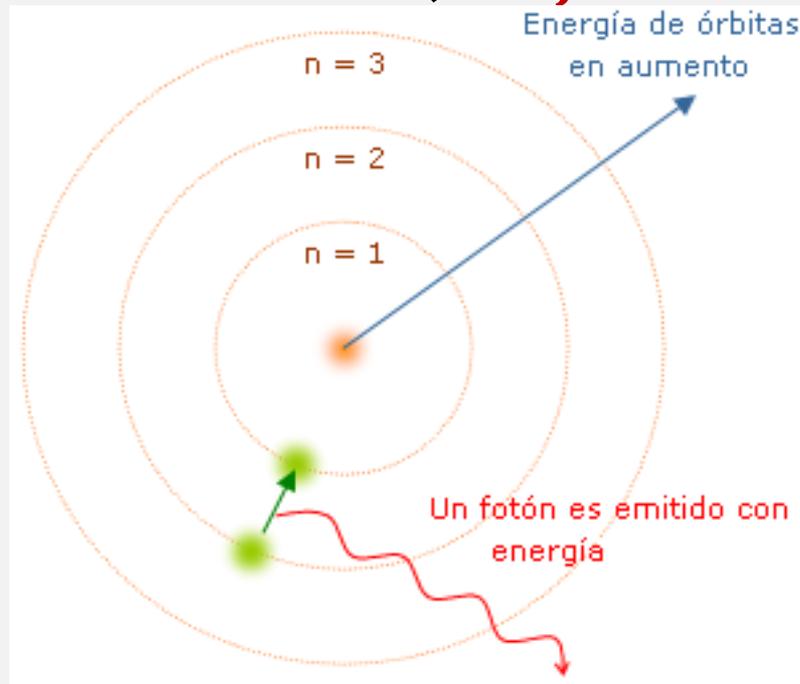
Este modelo establece lo siguiente:

- El electrón se mueve siguiendo órbitas circulares alrededor del núcleo, llamadas **órbitas electrónicas** (**existen 7 órbitas**)
- Cada una de estas órbitas corresponde a un nivel de energía permitido o “**estado estacionario**”; es decir, la energía del electrón dentro del átomo está cuantizada y bien establecida
- Mientras más cercano esté el electrón al núcleo, menor cantidad de energía necesita para permanecer en esa órbita.



MODELO DE BOHR

- Mientras el electrón permanece en una de estas órbitas “permitidas”, no emite energía.
- Cuando el electrón baja de un nivel energético mayor a uno menor, **acercándose al núcleo**, **libera energía en forma de luz (fotón)**.
- Cuando el electrón sube de nivel, **alejándose del núcleo**, **absorbe energía**.



Cuando un electrón cambia de estado, se tienen dos posibilidades: absorbe o libera energía.