

Modelos Atómicos

El primero en proponer el átomo como **unidad fundamental de la materia** fue Demócrito, también postuló que eran **indivisibles** y no podían ser **creados ni destruidos**.

Teoría de Dalton (1808): Se basa en la Ley de Conservación de Masa y Composición Constante y postula lo siguiente:

- Confirmó lo que decía **Demócrito**.
- Los átomos de una sustancia poseen las **mismas propiedades** físicas y químicas.

Describe al átomo de una manera tan simplista que fue rebatida muy pronto ya que no podía explicar cosas como la **conductividad eléctrica en el vacío o la radiactividad**.

Entonces se concluye que esta teoría era errónea porque se sabía que **la naturaleza de la materia es eléctrica y que los átomos tienen partículas más pequeñas**.



Oxígeno



Hidrógeno

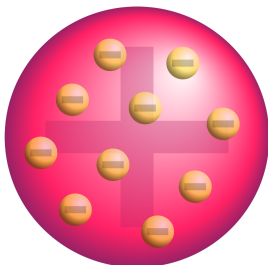


Nitrógeno

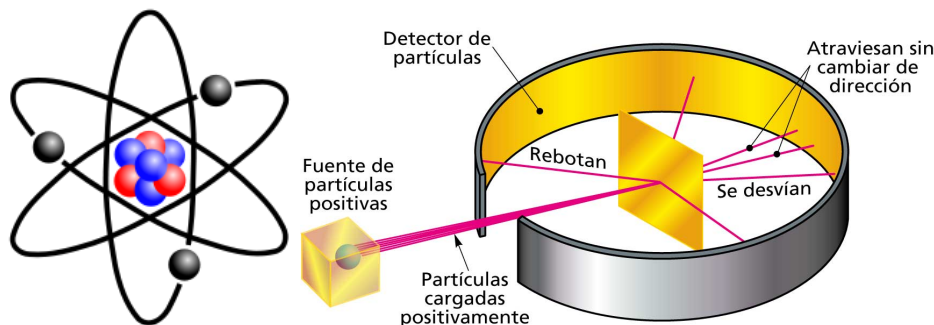


Carbono

Modelo de Thomson: El modelo de **budín de pasas** decía que los electrones estaban quietos en un espacio cargado positivamente lo que explicaba la **electricidad atómica** pero no el enlace químico ni las interacciones electrostáticas.



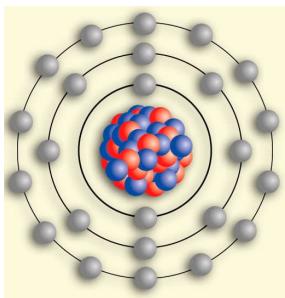
Modelo de Rutherford (1911): El **modelo planetario** se comprobó a través del experimento de la lámina de oro que buscaba comprobar que el átomo se componía de un **núcleo pequeño** pero de **gran masa** formado por **cargas positivas**, y cargas negativas **orbitantes de masa insignificante** pero que ocupaban mucho espacio. Explico la **ionización y masa atómica** pero su principal carencia era no explicar porque el electrón no pierde energía al orbitar alrededor del núcleo y que en ese tiempo se pensaba que la **atracción electrón-núcleo colapsaría al átomo**.



Modelo de Bohr: En 1900 Max Planck explicó el comportamiento de la luz proponiendo los fotones e inventando la **física cuántica** aplicada para partículas insignificantes que reemplaza a la mecánica clásica en estos casos.

- Núcleo formado por protones y neutrones.
- **Niveles de energía** (órbitas circulares) y **estados estacionarios** donde los electrones no ganan ni pierden energía y cuando reciben energía pasan a un nivel superior (si se devuelve al nivel original emite luz).

Estos principios no eran aplicables para todos los átomos y no explicaban los estados energéticos del electrón.



- **Principio de Incertidumbre:** No se puede conocer la **posición exacta** de una partícula y su **momento lineal** (masa * velocidad) al **mismo tiempo**.

Modelo de Schrodinger (Mecánico Cuántico): Según el principio de incertidumbre de Heisenberg hay variables que no pueden calcularse simultáneamente con 100% de exactitud y que los valores que se obtienen son **aproximaciones**, esta idea se mantiene ya que el electrón no responde a leyes clásicas de la física, "Los electrones son tratados como ondas y su ubicación se indica sólo en términos de probabilidades".

- **Niveles de energía** donde se distribuyen los electrones según su **contenido energético**.
- Inventó la **ecuación de onda** que logra descifrar el comportamiento de un electrón alrededor del núcleo, las soluciones de estas ecuaciones las denominó **orbitales** que son regiones donde hay **alta probabilidad de encontrar un electrón** según su estado energético.

