



LICEO TAJAMAR
PROVIDENCIA

“Trabajemos juntos, para ser mejores”



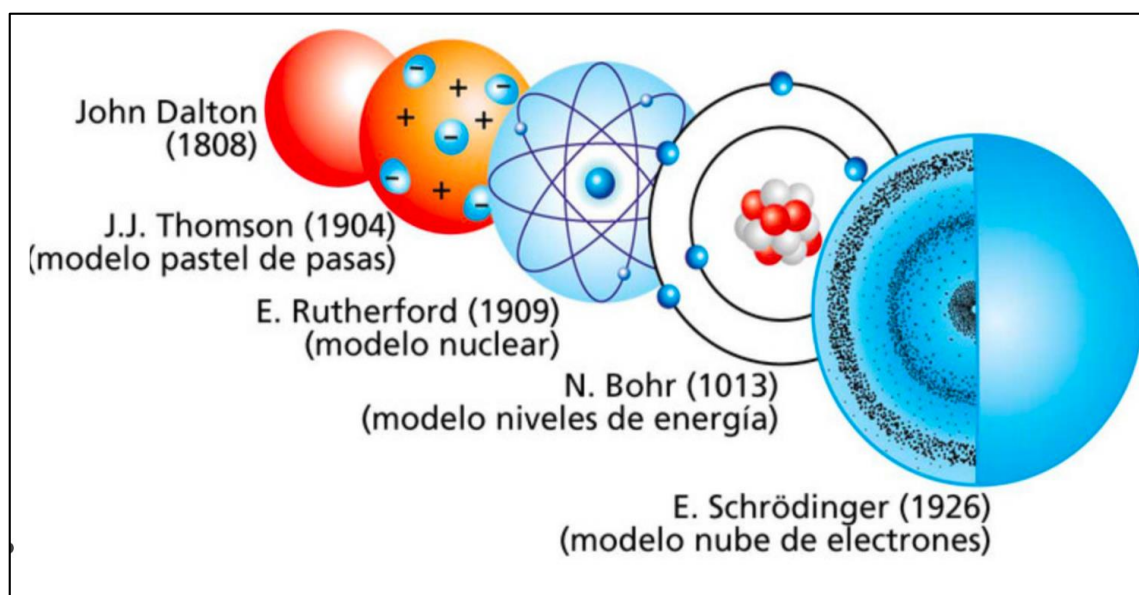
GUIA DE CONTENIDO DE QUÍMICA EVOLUCION DE LOS MODELOS ATÓMICOS

Nombre:	Curso:	Fecha:
---------	--------	--------

OBJETIVOS

- Conocer el concepto de átomo
- Comprender que toda la materia está formada por átomos.
- Comprender el desarrollo de los modelos atómicos
- Aportes de Thompson a la Teoría Atómica de Dalton
- Explicar el comportamiento de los electrones a partir del experimento realizado por Rutherford.
- Conocer e identificar los niveles de energía en el aporte del modelo de Bohr

Línea de tiempo de Modelos Atómicos.



Conocimientos previos.

Los filósofos de la antigüedad especularon sobre cómo estaba formada la materia. Demócrito (460 - 370 A.C.) y otros filósofos anteriores a él, pensaban que el mundo material debería estar formado de pequeñas partículas indivisibles llamadas “átomos”, que significa indivisible o infragmentable. Más tardes Platón y Aristóteles propusieron la idea de que no podía haber partículas indivisibles. A medida que los químicos comenzaron a medir cantidades de elementos que reaccionaban entre sí para formar nuevas sustancias, se establecían los cimientos para una teoría atómica que vinculaba la idea de elementos con átomos.

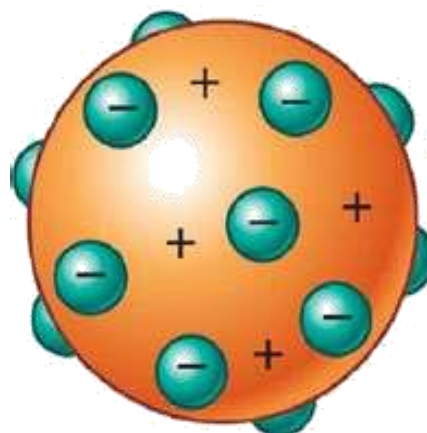
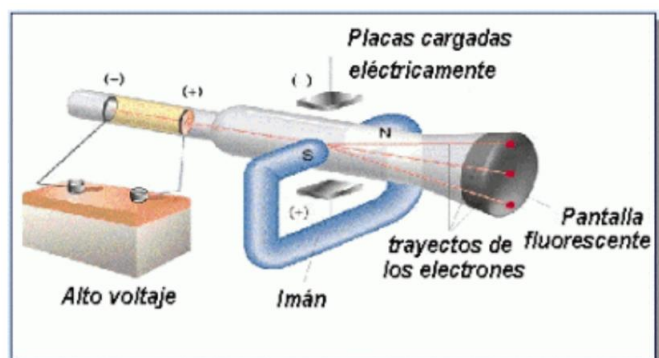
Modelo atómico de Dalton

Cada elemento está formado por partículas extremadamente pequeñas, llamadas átomos. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos entre sí, en masa y otras propiedades, pero los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de otros elementos. Los átomos de un elemento no pueden transformarse en átomos de otro elemento mediante reacciones químicas; los átomos no se crean ni se destruyen en reacciones químicas.

Los compuestos se forman cuando los átomos de más de un elemento se combinan; un compuesto dado siempre tiene el mismo número relativo y tipo de átomos. Dalton utilizó esta teoría para deducir la ley de las proporciones múltiples. Llegó a la conclusión sobre los átomos basándose en observaciones químicas en el mundo macroscópico.

Modelo atómico de Thomson

Thomson construyó un tubo de rayos catódicos que en un extremo contenían una pantalla fluorescente, con el que pudo medir cuantitativamente los efectos de los campos eléctricos y magnéticos sobre el delgado haz de electrones que pasaban a través de un agujero en el electrodo cargado positivamente. Determinó la relación entre la carga y la masa de los rayos catódicos, al medir cuanto se desvían por un campo magnético y la cantidad de energía que llevan. En base a sus experimentos Thomson concluyó, que los rayos catódicos estaban hechos de partículas que llamó “corpúsculos” y estos procedían del interior del átomo, lo que significaba que los átomos eran divisibles. Su contribución principal fue el descubrimiento del electrón, mediante su experimento de los rayos catódicos, además visualizó al átomo como una esfera maciza que tenía repartida su carga a través de todo su volumen, en la cual se encuentran embebidos los electrones

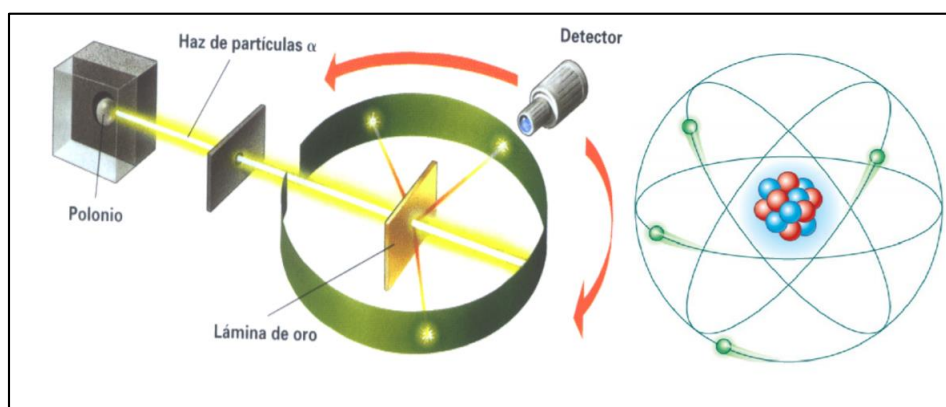


**Modelo atómico de Thomson,
también llamado *budín de pasas***

Modelo atómico de Rutherford

En 1910, Rutherford realizó un experimento que refutaba el modelo atómico propuesto por Thomson. Estudiaba los ángulos con los que las partículas α se desvían o se dispersan a medida que pasaban a través de una delgada lámina. Algunas partículas se desviaron aproximadamente en un grado, lo que no era consistente con el modelo de Thomson. Mediante sus observaciones Rutherford pudo explicar que casi toda la masa de cada átomo de oro de su laminilla y toda su carga positiva residía en una región muy pequeña y extremadamente densa a la que llamó núcleo. Después postuló que casi todo el volumen de un átomo es un espacio vacío que forma la mayor parte de todos los átomos de la laminilla. Sin embargo, de vez en cuando una partícula α se acercan al núcleo de oro. La repulsión entre el núcleo de oro altamente cargado y la partícula α fue tan fuerte como para desviar la partícula α menos masiva.

Su principal contribución fue el descubrimiento del protón en 1919



Modelo atómico planetario

Los planteamientos del modelo de Rutherford son los siguientes:

- El átomo está formado por dos regiones: un núcleo y la corteza.
- En el núcleo se concentra la carga positiva (protones) y la mayor parte de la masa del átomo.
- En la corteza, girando alrededor del núcleo, se encuentran los electrones con carga eléctrica negativa.

Uno de los problemas del modelo de Rutherford fue que asumió que los electrones giraban en órbitas circulares en torno al núcleo. Según esto, los electrones se deberían mover a gran velocidad, lo que junto con la órbita que describen los haría perder energía colapsando con el núcleo. Hoy se sabe que esto no sucede. Por otro lado, Rutherford asumió que el núcleo estaba formado solo por partículas positivas, pero luego se conocerían los neutrones (partículas neutras).



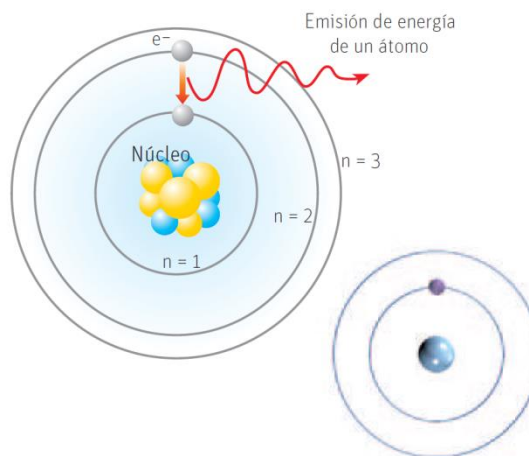
Los neutrones

Antes de su fallecimiento, Rutherford alcanzó a detectar que algunos elementos presentaban masas atómicas mayores que la suma de las masas de los protones y electrones. Fue así como en 1912, el físico inglés James Chadwick (1891-1974), alumno de Rutherford, descubrió los neutrones, validando la hipótesis de su maestro y explicando la diferencia en las masas de los átomos. Los neutrones poseen una masa relativamente mayor que la masa de un protón, por lo tanto, la masa total del átomo dependerá de la cantidad de neutrones.

Modelo atómico de Bohr

Mientras estudiaba el comportamiento del átomo de hidrógeno, Niels Bohr (1885-1962) propuso lo siguiente:

- Los electrones se ubican y giran en regiones específicas fuera del núcleo, llamadas órbitas.
- Cada órbita presenta una cantidad de energía particular (n), siendo la de menor energía la que está más cerca del núcleo (estado fundamental).



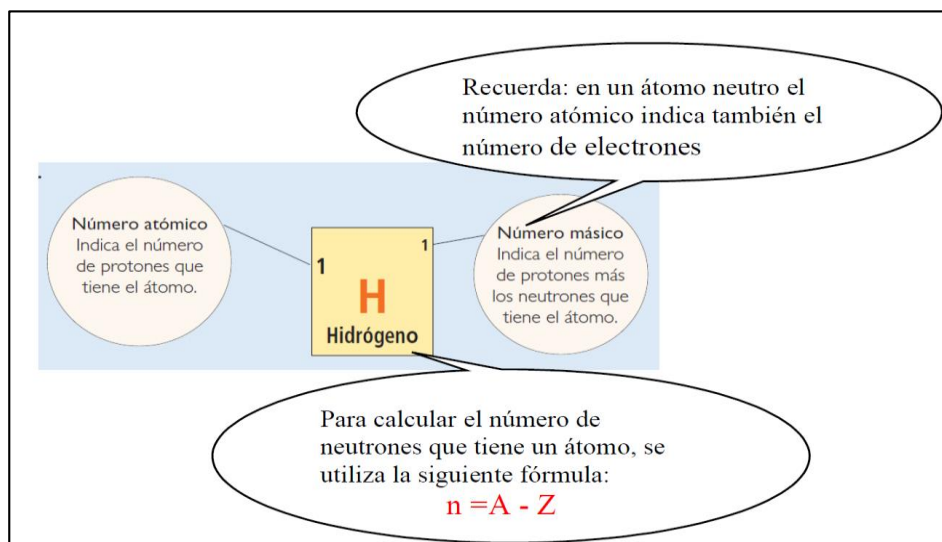
A medida que el electrón se aleja del núcleo, se ubica en órbitas de mayor energía.

- Un electrón, al absorber energía, puede saltar de una órbita de menor energía a otra de mayor energía (estado excitado).
- Al retornar a su órbita de menor energía, el electrón emite energía en forma de luz.

La teoría más actual es el **modelo mecánico cuántico**, propuesto por **de Broglie, Heisenberg y Schrodinger**, entre otros. Este modelo postula que el átomo se compone de un núcleo de carga positiva formado por protones y neutrones, alrededor del cual se encuentra una nube de electrones de carga negativa. Schrodinger describe a los electrones por medio de una función de onda, la que representa la probabilidad de existencia de estos en una región delimitada del espacio. Esta zona de probabilidad se conoce como orbital.



El **número atómico (Z)** corresponde al número de protones que posee el núcleo de un átomo y es lo que identifica a un elemento. En un átomo neutro, la cantidad de protones es igual a la cantidad de electrones, es decir, cuando se menciona que el átomo de sodio (Na) tiene un número atómico 11, implica que en el núcleo de ese átomo existen 11 protones y, consecuentemente, 11 electrones en la electrósfera.



El **número másico (A)** corresponde a la suma del número de protones y neutrones del núcleo atómico. Luego, determina la masa atómica.

Número másico = protones + neutrones ($A = p + n^0$)

Los átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente número másico, se conocen como **isótopos**. Todos poseen las mismas propiedades químicas, y solo se pueden diferenciar por ciertas propiedades físicas.

Otros términos relacionados con la estructura nuclear son los **isótonos**, que son átomos con el mismo número de neutrones, y los **isóbaros**, que son átomos cuyo número másico es igual, pero difieren en el número atómico.

	Masa (g)	Masa (uma)	Carga (C)	Carga (eV)	Masa (relación)	Símbolo
Protón	1.672622×10^{-24}	1.007276	1.6022×10^{-19}	+1	1	p^+
Neutrón	1.674927×10^{-24}	1.008665	0	0	1	n^0
Electrón	9.109383×10^{-28}	0.005485	-1.6022×10^{-19}	-1	1/1840	e^-