Modelo Mecanocuantico

John Dalton

1803

John Dalton

Definió al átomo como la unidad básica de un elemento, el cual puede intervenir en una reacción química.

Joseph thomsom

1897
Joseph
Thomson

Identificó a estas partículas subatómicas de carga negativa con el nombre de electrones. Esta revelación fue un gran avance para la estructura atómica.

Esta revelación fue un avance para la estructura atómica.

1911

Ernest Rutherford

Propuso el modelo atómico llamado "el sistema planetario", en donde postuló que las cargas positivas estaban en el centro del átomo, mientras que los electrones se encontraban fuera de este centro atómico.

Niels Bhor

1913
Niels Bohr

Plantea que los electrones pueden tener órbitas alrtededor del núcleo "los electrones pueden moverse en ciertas órbitas, cada órbita posee una energía en particular."

Chadwick

1932

James Chadwick

Demostró la existencia de partículas nucleares eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la de los protones, llamadas neutrones

Modelo átomico de Dalton

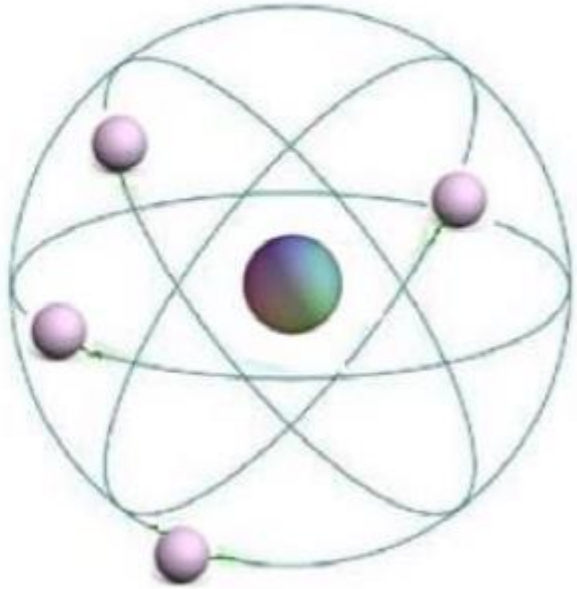
- Los átomos del mismo elemento son iguales en su masa y propiedades
- Los átomos de distinto elemento tienen diferente masa y propiedades
- Toda la materia está constituida por átomos

Modelo atómico de Thomson

En este modelo el átomo es neutro, es decir contiene el mismo número de de cargas positivas que negativas, llamó a este modelo "**Budín de pasas**"

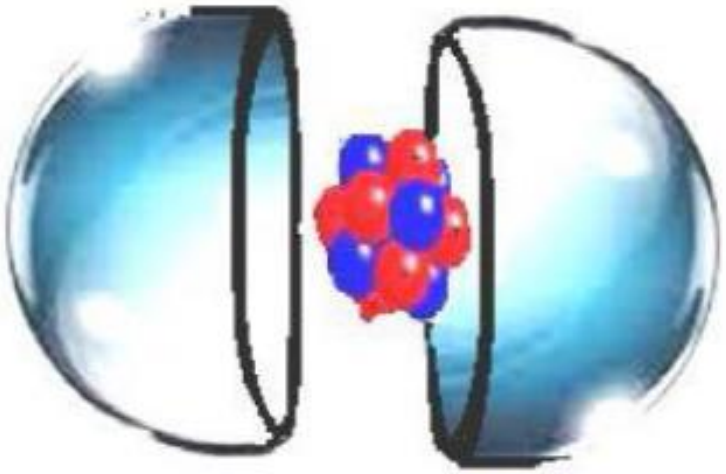
Modelo atómico de Rutherford

La estructura del modelo de Rutherford consiste en: Una parte central: núcleo y las cargas positivas que estaban dentro del núcleo las denominó protones y alrededor de este giran los electrones.



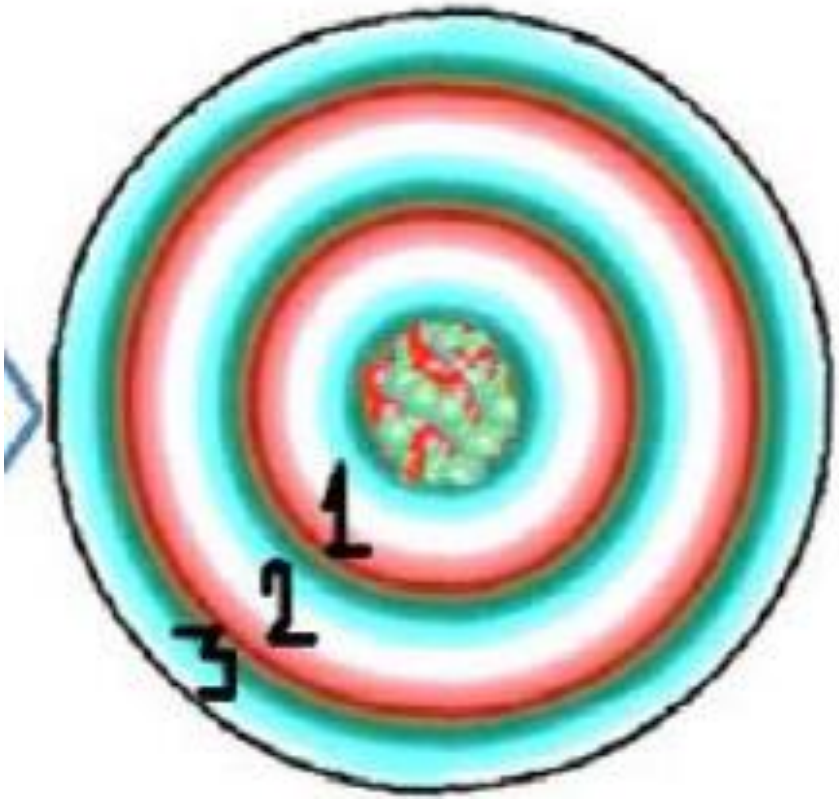
Modelo atómico de James Chadwick

Descubrió una partícula que se encontraba en el núcleo y la llamó neutrón, este no tiene carga. Debido a este descubrimiento los átomos más pesados se pueden dividir, Chadwick realizó la fisión del Uranio 235, lo que conllevó a la creación de la bomba atómica.



Niels Bohr

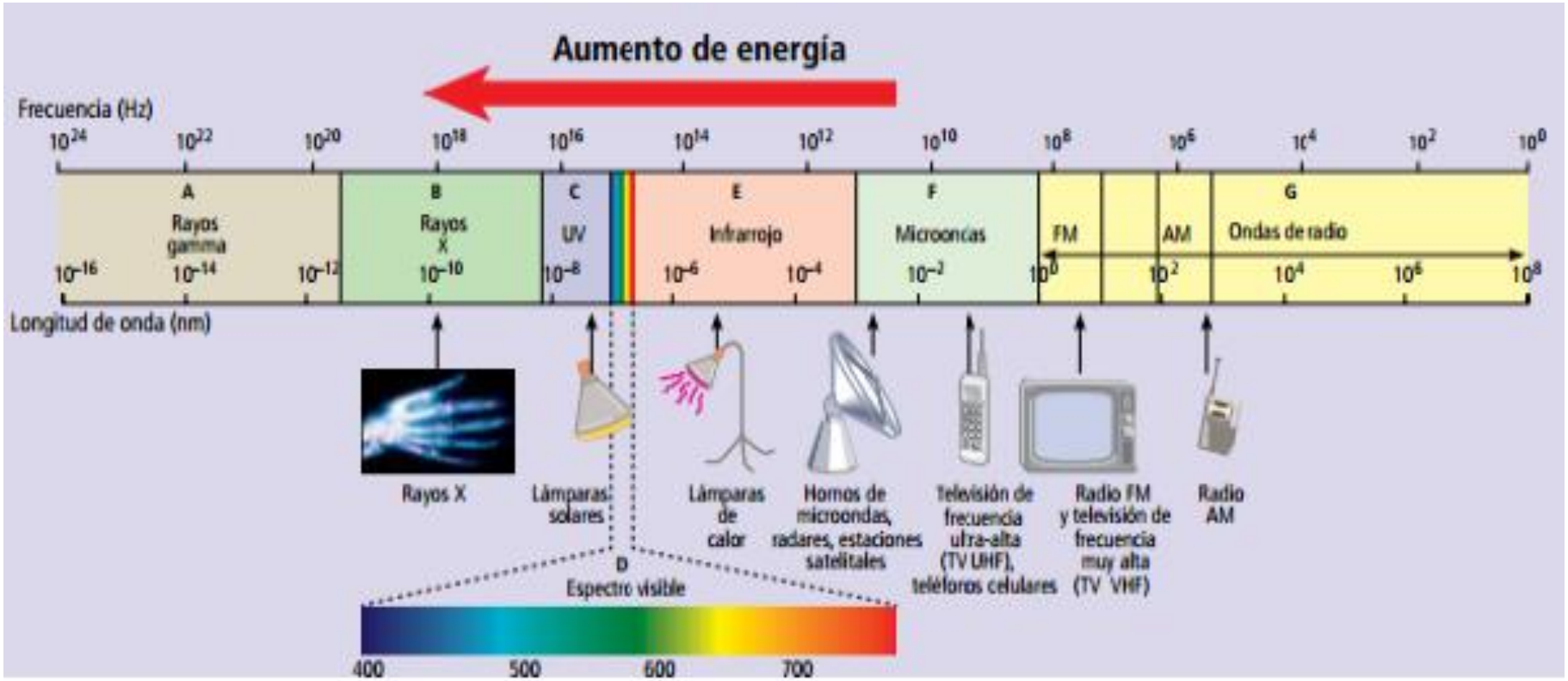
- Plantea de idea de orbitales. Si pasa de una orbita a otra emite o absorbe energía



James Maxwell

Propuso que la luz visible se compone de **ondas electromagnéticas**

Explico cómo se propaga la energía en forma de radiación a través del espacio


Aumento de energía
Frecuencia (Hz)
10^{24} 10^{22} 10^{20} 10^{18} 10^{16} 10^{14} 10^{12} 10^{10} 10^{8} 10^{6} 10^{4} 10^{2} 10^{0}
A
Rayos gamma
10^{-16} 10^{-14} 10^{-12}
B
Rayos X
10^{-10}
C
UV
10^{-8}
D
Espectro visible
E
Infrarrojo
10^{-6} 10^{-4}
F
Microondas
10^{-2}
FM
10^{0}
AM
10^{2}
G
Ondas de radio
10^{4} 10^{6} 10^{8}
Longitud de onda (nm)
Rayos X
Lámparas solares
Lámparas de calor
Hornos de microondas, radares, estaciones satelitales
Televisión de frecuencia ultra-alta (TV UHF), teléfonos celulares
Radio FM y televisión de frecuencia muy alta (TV VHF)
Radio AM
400 500 600 700

Wilhelm Roentgen

- En 1895 **descubrió unas radiaciones electromagnéticas que hoy conocemos como rayos X**

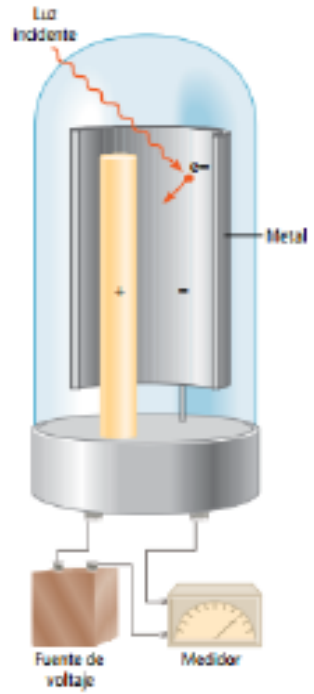
Teoría cuántica de Planck

- Los átomos emiten y absorben energía (Cuanto) en cantidades definidas

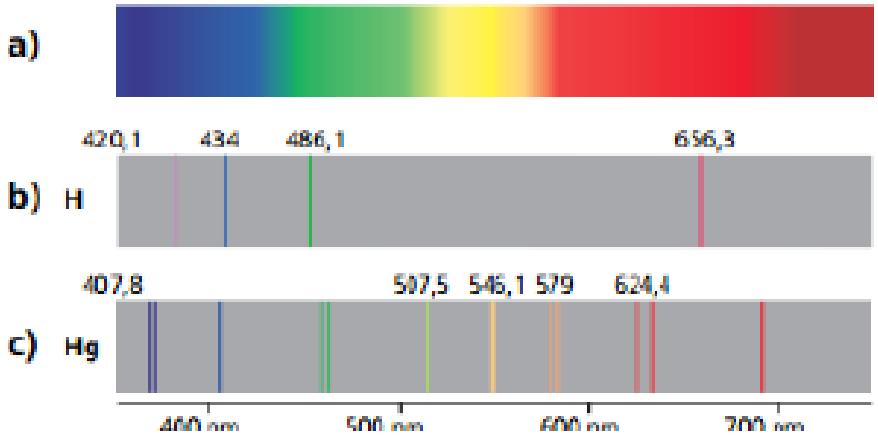
- A esta mínima cantidad de energía que se podía emitir (o absorber) en forma de radiación, Planck la llamó **cuanto**

Efecto fotoeléctrico

- Albert Einstein (La luz es un haz de partículas)
- **fue postular que un rayo de luz es en realidad un haz de partículas (conocidas hoy como fotones).**



- Espectros de emisión: La intensidad de las radiaciones que emiten las sustancias –ordenadas según su longitud de onda– luego que ganan energía en forma de calor, electricidad u otra manera.



Teoría de Bohr para el átomo de hidrógeno

- Postuló que el electrón solo puede ocupar determinadas orbitas (Energía cuantizada)

- Un electrón en una orbita definida no emite ni irradia energía

Teoría de Bohr para el átomo de hidrógeno

El electrón recibe energía desde el exterior (es energizado) y sube a otra órbita de mayor energía que no es la **suya (estado excitado)**.

Teoría de Bohr para el átomo de hidrógeno

El electrón debe retornar a su órbita original **(estado fundamental o nivel basal),** pero para hacerlo debe “devolver” el exceso de energía y lo hace en forma de luz (emitiendo fotones)

La teoría de Bohr tenía cuatro puntos claves:

- a) Establece **niveles de energía** donde puede estar un electrón

La teoría de Bohr tenía cuatro puntos claves:

- B) Sostiene que los electrones giran en órbitas circulares formando los niveles de energía (**niveles estacionarios)**

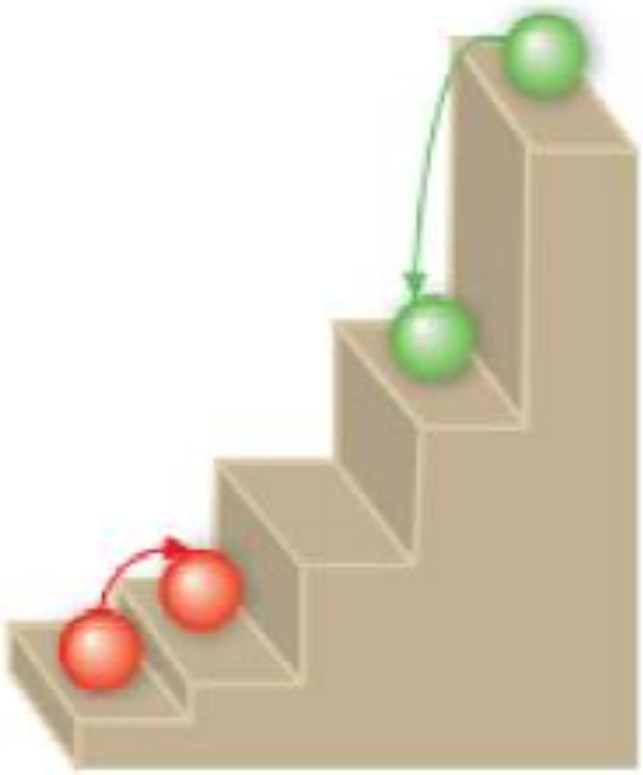
La teoría de Bohr tenía cuatro puntos claves:

c) A mayor distancia del núcleo, **los niveles de energía se van haciendo más energéticos**

La teoría de Bohr tenía cuatro puntos claves:

- D) Los electrones en movimiento dentro de un nivel estacionario **no emiten ni absorben energía**

La teoría de Bohr



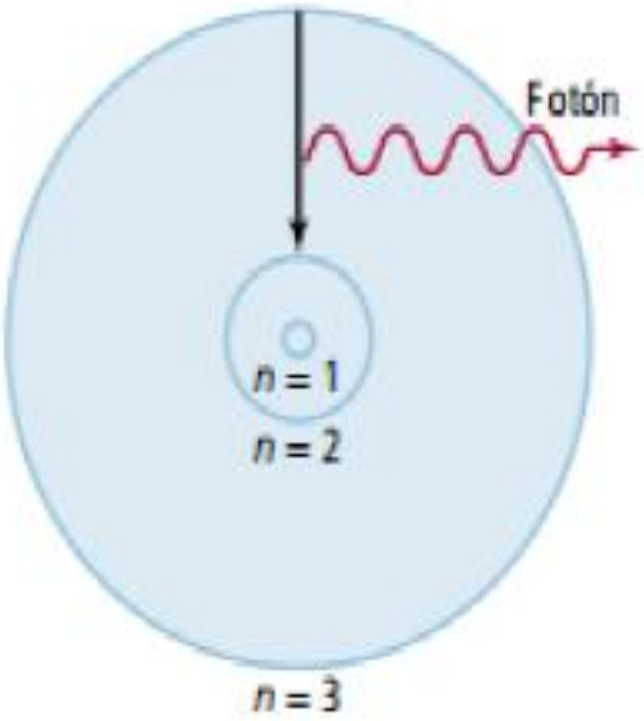


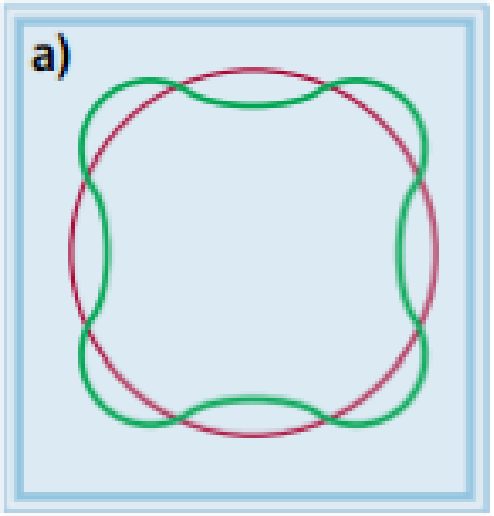
FIGURA 1.10 Proceso de emisión de un átomo de hidrógeno excitado, según la teoría de Bohr. Un electrón que originalmente se encuentra en una órbita de mayor energía ($n = 3$) cae hacia una órbita de menor energía ($n = 2$). Como resultado, se desprende un fotón con energía. La energía liberada es igual a la diferencia de energías entre las dos órbitas ocupadas por el electrón durante el proceso de emisión.

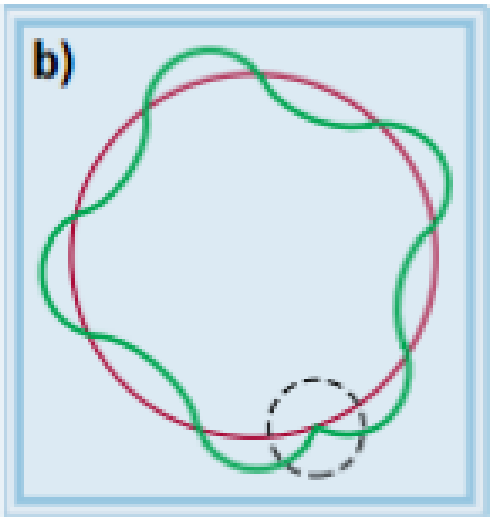
La teoría de Bohr, y el modelo atómico que propuso (modelo estacionario) resultó muy útil para explicar el espectro de emisión del hidrógeno que tiene un solo electrón. Sin embargo, no podía explicar los espectros de emisión de átomos con más de un electrón, por tanto, era necesario seguir investigando sobre los electrones.

Naturaleza dual del electrón: Una partícula y una onda… ¡al mismo tiempo!

- ¿Por qué el electrón en el átomo de Bohr está limitado a girar alrededor del núcleo a una distancia fija (órbitas circulares)?

Louis de Broglie





Un electrón se comporta como una onda estacionaria, la cual debe tener una longitud de onda tal, **que la onda pueda cerrarse en una circunferencia**, generando las "órbitas permitidas" que mencionaba Bohr.

- **Louis de Broglie** llegó a la conclusión de que las ondas se comportan **como partículas y las partículas presentan propiedades de onda**

Principio de incertidumbre

¿Cómo se puede conocer la posición de una onda, si ellas se extienden a través del espacio?

Werner Heisenberg (Principio de la Incertidumbre)

Es **imposible conocer simultáneamente y con exactitud la posición y la cantidad de movimiento de un electrón**.

Ecuación de Schrödinger

Incorpora la naturaleza dual de las partículas, como la del electrón: incluye su comportamiento como partícula y sus propiedades de onda.

Ecuación de Schrödinger

Idea una ecuación donde sería más probable encontrar un electrón alrededor del núcleo y con ella, se pueden organizar los electrones dentro del átomo