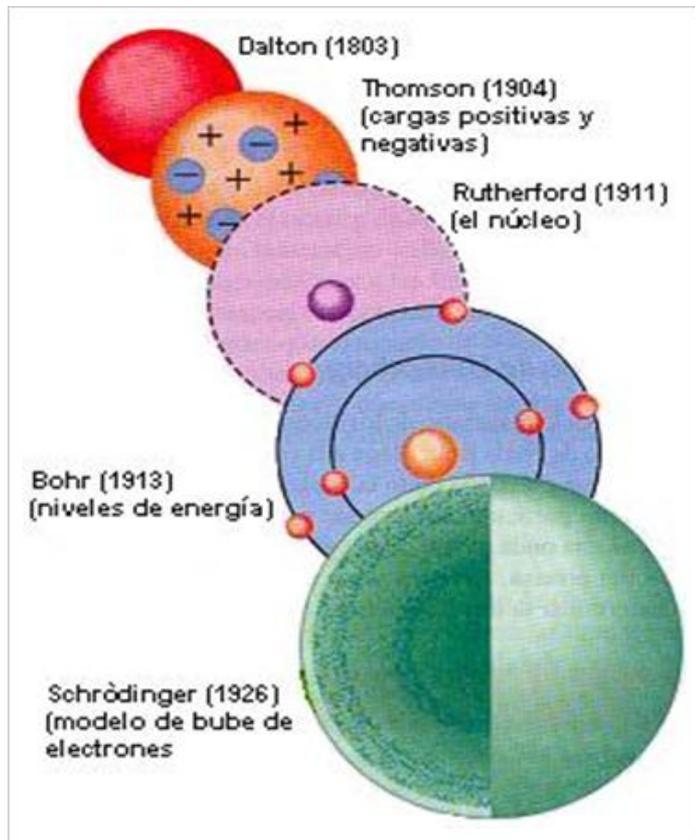


# Modelo Mecanocuántico



## OBJETIVO

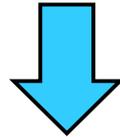
- ▶ Desarrollo de los modelos atómicos de la materia.
- ▶ Diferenciar y calcular número atómico y número másico



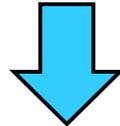
# ¿DE QUÉ ESTA CONFORMADA LA MATERIA?



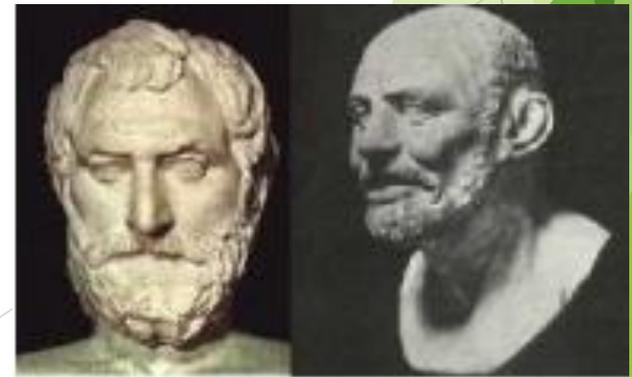
- ▶ Se inicia la búsqueda de esta respuesta en la antigua Grecia, cerca del 300 a.C.



Leucipo y Demócrito



Formada por partículas indivisibles e invariables, de movimiento constante .



# John Dalton (1766-1844)

Señalaba que toda la materia está formada por átomos, que son partículas diminutas e indivisibles.

Los átomos se representan con símbolos circulares , pero diferentes para cada elemento.

	Hidrógeno		Azufre		Plomo
	Nitrógeno		Magnesio		Plata
	Carbono		Hierro		Oro
	Oxígeno		Cinc		Mercurio
	Fósforo		Cobre		Calcio

Planteo:

átomos de 1 elemento, tienen **iguales** propiedades químicas

átomos de diferentes elementos, **diferentes** propiedades químicas



## Aportes de la teoría de Dalton:

- Los átomos se combinan en razón de números enteros.
- En una reacción química no hay pérdida de masa.
- En una reacción química se produce un reordenamiento de átomos.



## Problemas de la teoría de Dalton:

- Átomo indivisible
- Átomos de un mismo elemento son iguales.
- Inconvenientes en sustancias diatómicas.

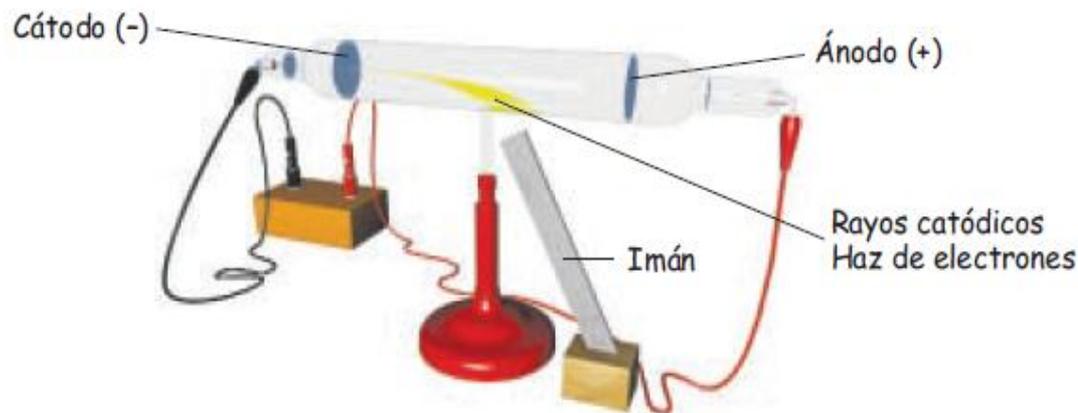
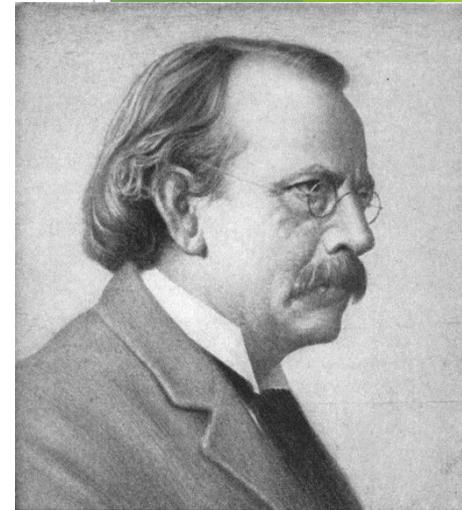


## ► Joseph Thomson (1856-1906)

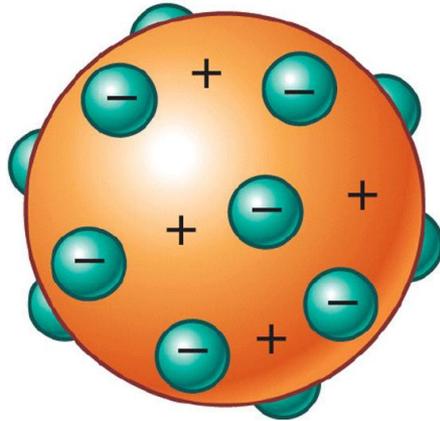
En 1904 usó un tubo de vidrio al vacío con dos placas metálicas en su interior, una con **carga positiva** y la otra con **carga negativa**.

Este montaje se llamó el “**experimento de los rayos catódicos**”.

Así demostró que en el átomo tenía partículas de carga negativa, a las que llamo **electrones** . Como el átomo era neutro concluyó que el átomo debía ser positivo para poder neutralizar las partículas negativas.



Genera el primer modelo atómico, indicaba que el átomo estaba formado por una masa de carga positiva, que tenía insertadas cargas negativas, llamadas **electrones**.



A este modelo se le llama **Budín de Pasas**, por que los electrones estaban insertados como las pasas en un queque inglés.

## Aportes de la teoría de Thomson

- Establece existencia de partículas con carga negativa, **electrones**.
- El átomo tienen una zona positiva y es eléctricamente neutro.



## Problemas de la teoría de Thomson.

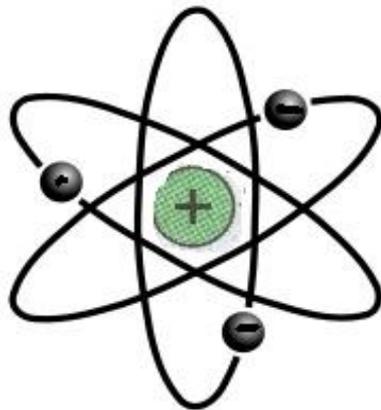
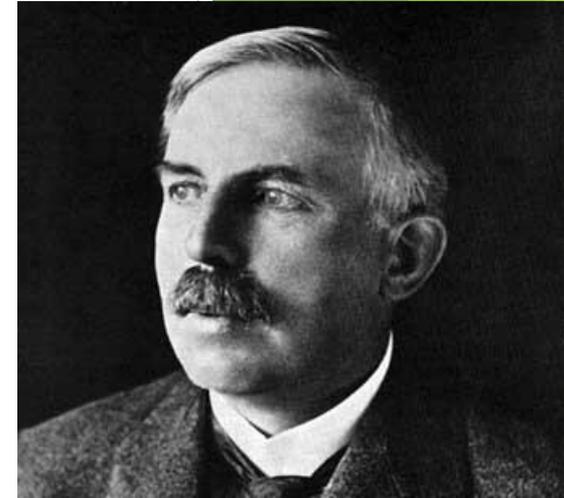
- No servía para explicar algunas propiedades de los átomos , como los espectros atómicos o la emisión de partículas gamma.



## ► Ernest Rutherford (1871-1937)

En 1899 demostró y postuló un nuevo modelo atómico.

Postuló que en el centro del átomo o **núcleo**, esta la mayor parte de la masa del átomo y contiene partículas positivas llamadas **protones**. (descubiertos en 1886 por **Ernest Goldstein**). Y que los **electrones** orbitan alrededor del núcleo, tal como los planetas orbitan alrededor del sol.



Se le denominó **Modelo Planetario**, siendo el núcleo el equivalente al sol.

## Aportes del modelo atómico de Rutherford



- Establece que el átomo está formado por un **núcleo** con carga positiva y por una **corteza**, donde están las partículas negativas girando alrededor del núcleo.

## Problemas del modelo atómico de Rutherford



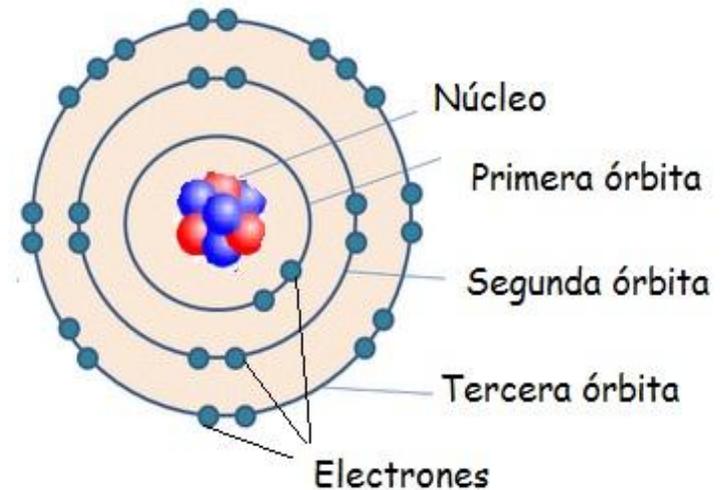
- No considera la presencia de neutrones en el núcleo. Estos fueron descubiertos por en James Chadwick 1932.
- Establece que los electrones liberan energía al girar en torno al núcleo. Esto generaría el colapso de los electrones debido a la pérdida de energía.

## ► Niels Bohr (1885-1962)

En 1913 planteó que los electrones se mueven en **órbitas definidas** y cada una tiene una **cantidad determinada de electrones** que puede contener. Los electrones se ubican siempre partiendo desde la primera órbita y solo cuando ésta se llena, los electrones se ubican en la segunda hasta completarla, solo entonces se posicionan en la tercera órbita, y así sucesivamente.



Orbita	Cantidad de electrones
1	2
2	8
3	18



## Aportes del trabajo de Niels Bohr.

- ❖ Describió el átomo de hidrógeno y sus espectros de absorción y emisión de energía.
- ❖ Permitió un modelo que describe los electrones con un valor específico de energía.
- ❖ Permitió desarrollar el concepto de niveles electrónicos de energía y cantidad de electrones por órbita



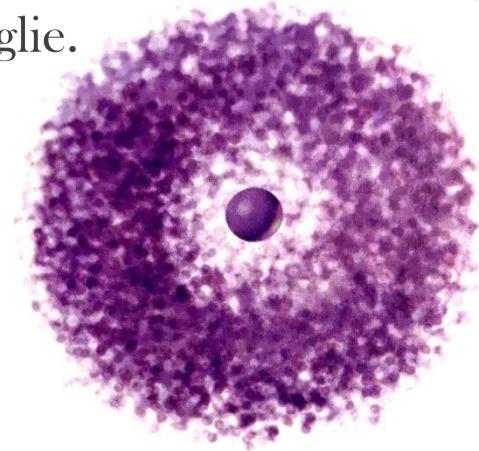
## Problemas del trabajo de Niels Bohr.

No pudo explicar los espectros de absorción y emisión con más de un electrón o en átomos más complejos.

## ► Modelo Mecano-cuántico (modelo actual)

Desarrollado en la década de 1920, gracias a la colaboración de diferentes científicos, entre los que destacan Werner Heisenberg, Erwin Schrödinger y Louis-Victor De Broglie.

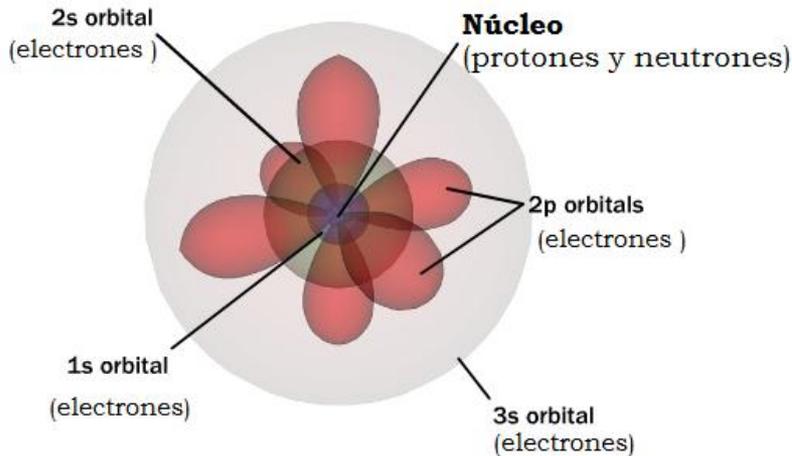
Este modelo establece, que los electrones giran alrededor del núcleo en zonas de **probabilidad llamadas Orbitales**.



Se han propuesto 4 tipos de orbitales, que tienen diferente forma según la cantidad de energía de los electrones localizadas en ellos.



Según el modelo actual, el átomo está formado por dos regiones y 3 partículas subatómicas.



a) **Núcleo:** contiene **protones** (cargados positivamente) y **neutrones** (sin carga).

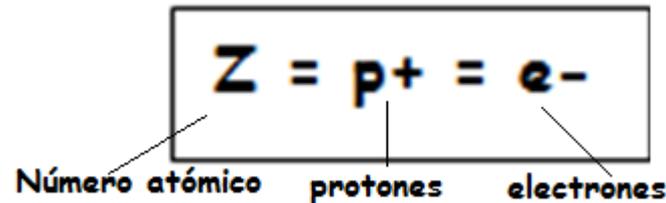
b) **Nube electrónica:** se encuentran los **electrones** (carga negativa) alrededor del núcleo.

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica ( C )	Masa ( g )
Electrón	$e^-$	$-1,6022 \times 10^{-19}$	$9,10953 \times 10^{-28}$
Protón	$p^+$	$+1,6022 \times 10^{-19}$	$1,67265 \times 10^{-24}$
Neutrón	$n^0$	0	$1,67495 \times 10^{-24}$

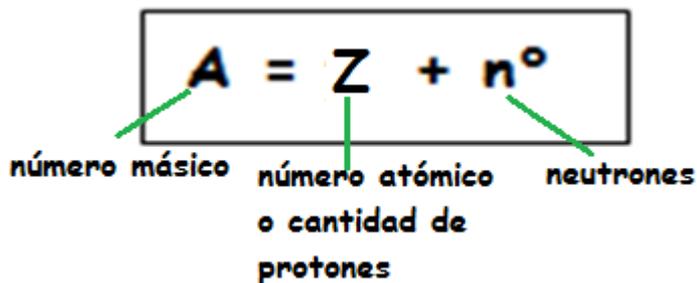
Un átomo está determinado por:

**A) Número atómico (Z):** corresponde a la cantidad de **protones** en el núcleo. Se representa con una **Z** mayúscula.

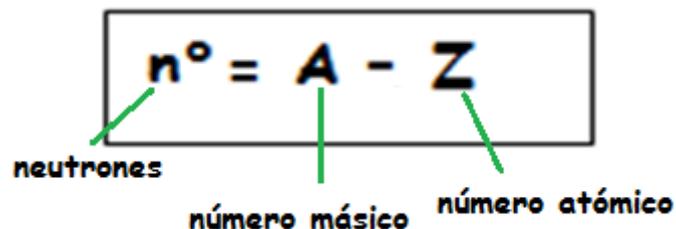
Como el átomo es eléctricamente neutro posee la misma cantidad de protones y electrones.



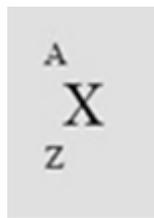
**B) Número másico (A):** es la cantidad total de protones y neutrones del núcleo. Se representa con una **A** mayúscula.



Con esta misma ecuación se puede calcular el número de neutrones, despejando "n<sup>o</sup>"



Tanto los **números atómicos** y **números másicos** de los diferentes elementos, se obtienen de la tabla periódica y se disponen de la siguiente manera.

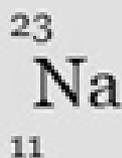


**X**= Símbolo del elemento químico.

**A**= Número másico. Se ubica en la parte superior izquierda del símbolo.

**Z**= Número atómico. Se ubica en la parte inferior izquierda del símbolo

Ejemplo: el sodio



**Na** = Símbolo del elemento Sodio.

**23** = Numero de masa del Sodio.

**11** = Numero atómico del Sodio.

Es decir el Na (sodio) tiene 11 protones

11 electrones

12 neutrones

# IMPORTANTE

Complementa la información de este PPT con :

- ▶ OBSERVACIÓN DE CAPSULA EDUCATIVA
- ▶ LEER LAS PAGINAS 144 A 153 DEL TEXTO DE CIENCIAS

Y recuerda :

- ▶ COMPLETAR LA GUIA DE ACTIVIDADES
- ▶ PROBAR CUANTO APRENDISTE CON UN DIVERTIDO JUEGO

Ante cualquier duda consulta al correo [Deptocienciasconsultas@gmail.com](mailto:Deptocienciasconsultas@gmail.com)

Envía tu guía terminada como plazo máximo el viernes 7 de Agosto, señalando tu nombre y curso .

Recuerda que todo el material estará disponible en tú correo electrónico y en el padlet de tu curso.



**Yo quiero, yo puedo**