EL INTERIOR DE LA MATERIA

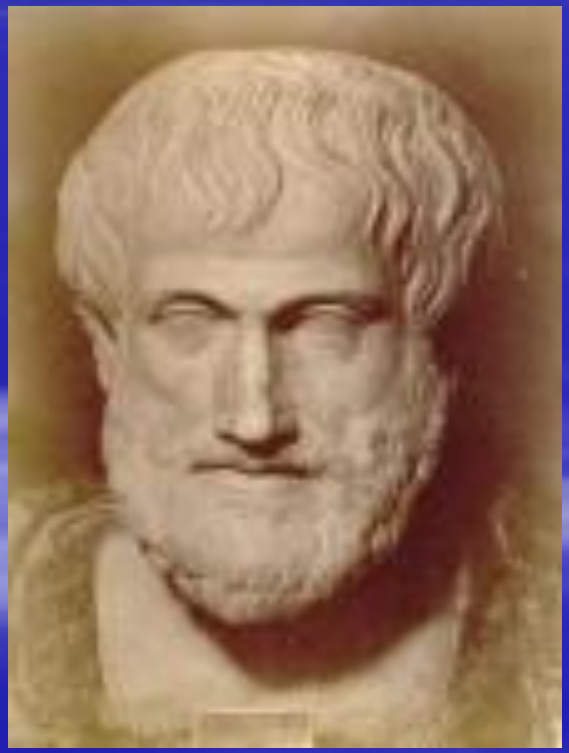
¿De qué está hecha la materia?

Esta pregunta ha preocupado a los seres humanos desde los tiempos más remotos. Algunas de las ideas propuestas a lo largo de la historia, más o menos acertadas, han servido para construir la ciencia química.

Demócrito, filósofo griego que vivió en el siglo IV a. C. propuso que, si se dividía la materia en trozos cada vez más pequeños, debería llegarse a una porción que ya no podría dividirse más.

A esta porción mínima e indivisible, base de toda la materia, la llamó átomo.

Las ideas de Demócrito no fueron admitidas; la influencia de **Aristóteles**, otro gran pensador griego, hizo que se impusiese la **teoría de los cuatro elementos.**



Según Aristóteles, la materia estaba formada por cantidades variables de

- Tierra
- Agua
- Aire
- Fuego

El predominio de uno u otro de estos elementos hacía que la materia fuera:

Húmeda

Fría

Seca

Caliente

En el mundo cristiano, la teoría de Aristóteles fue adoptada por los **alquimistas**, precursores de los científicos, que desarrollaron su actividad durante toda la Edad Media

Los alquimistas de la Edad Media creían que para lograr la transformación de metales como el plomo, sin gran valor, en oro o plata, había que agregar y combinar una cantidad justa de mercurio, a fin de lograr la transmutación.

También pensaban que para que esta reacción se produjera tendría que ocurrir en presencia de un catalizador (sustancia que provoca la modificación de ciertos cuerpos sin modificarse ella misma) al que se llamó **piedra filosofal**.

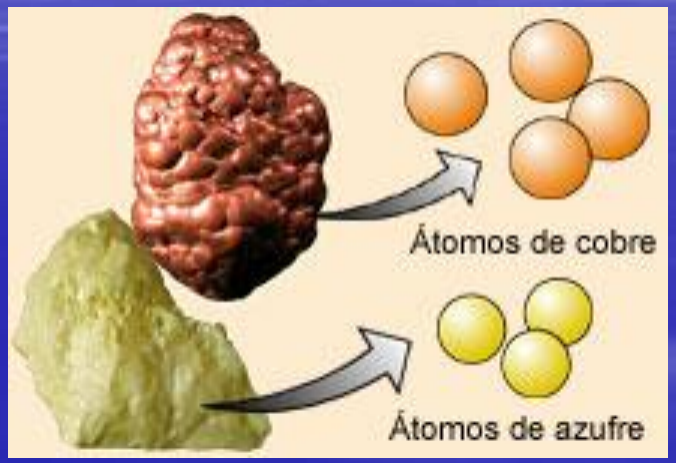
La historia de la alquimia es básicamente la historia de la búsqueda de este catalizador.

Tuvieron que pasar veinte siglos para que un químico inglés llamado John Dalton retomara las ideas de Demócrito y publicase, su famosa teoría atómica:

"La materia no es continua, sino que está formada por partículas indivisibles, llamadas átomos, entre las cuales no hay nada (está el vacío). Los átomos se pueden unir para crear combinaciones de átomos que forman los compuestos químicos."

- En 1808, Dalton publicó sus ideas sobre el **modelo atómico de la materia** Los principios fundamentales de esta teoría son:

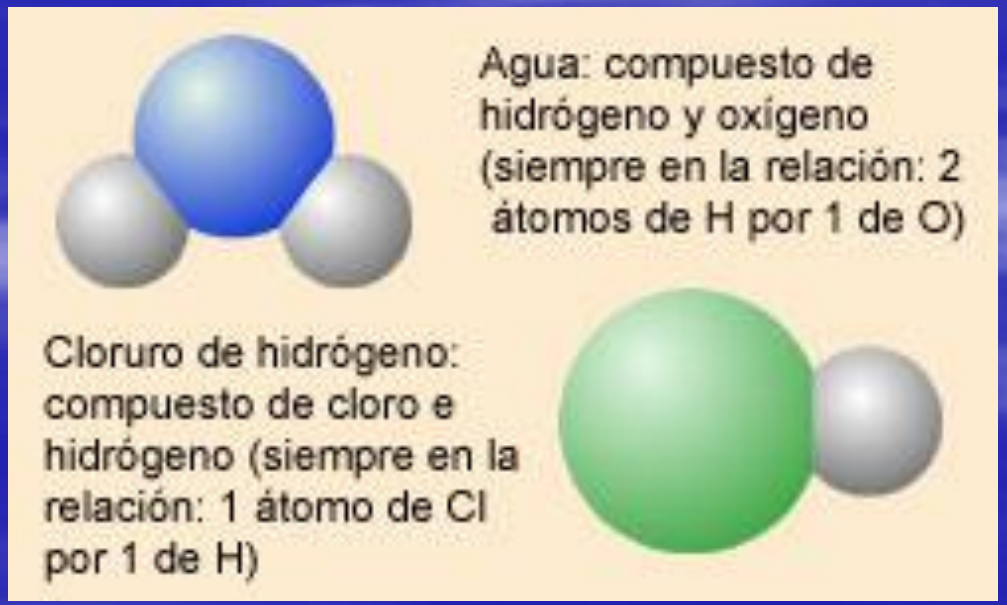
- **1.** La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas **átomos**.



- **2.** Hay **distintas clases de átomos** que se distinguen por su masa y sus propiedades. Todos los átomos de un elemento poseen las mismas propiedades químicas. Los átomos de elementos distintos tienen propiedades diferentes.

- 3.Los **compuestos** se forman al combinarse los átomos de dos o más elementos en proporciones fijas y sencillas. De modo que en un compuesto los átomos de cada tipo están en una relación de números enteros o fracciones sencillas.

- 4.En las **reacciones químicas**, los átomos se intercambian de una a otra sustancia, pero ningún átomo de un elemento desaparece ni se transforma en un átomo de otro elemento.



Joseph John Thomson

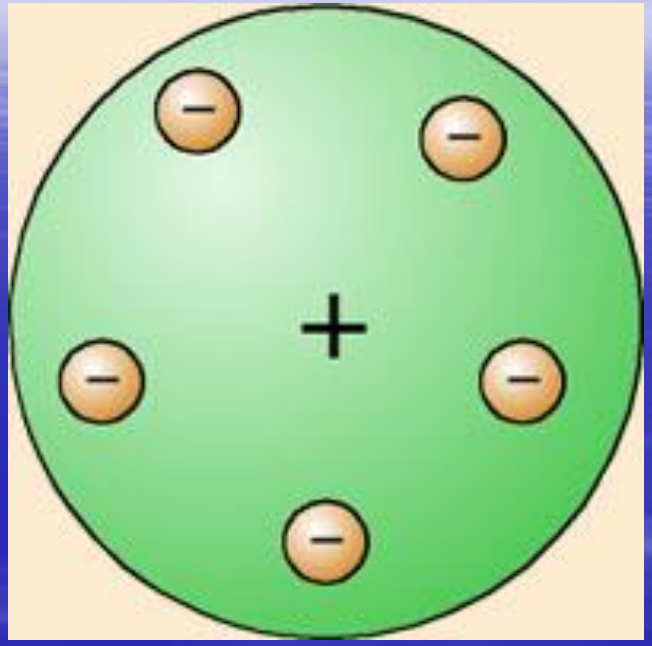
(1856 – 1940)

Las ideas de Dalton fueron perfeccionadas por otros científicos.

En 1897, el británico **Joseph John Thomson** descubrió unas partículas con propiedades sorprendentes: prácticamente no tenían masa y tenían carga eléctrica negativa.

Las llamó **electrones.**

- 1897
  J.J. Thomson

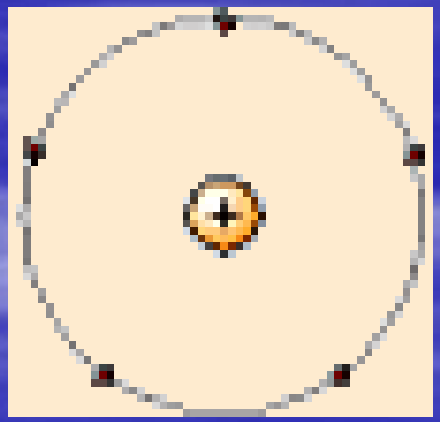


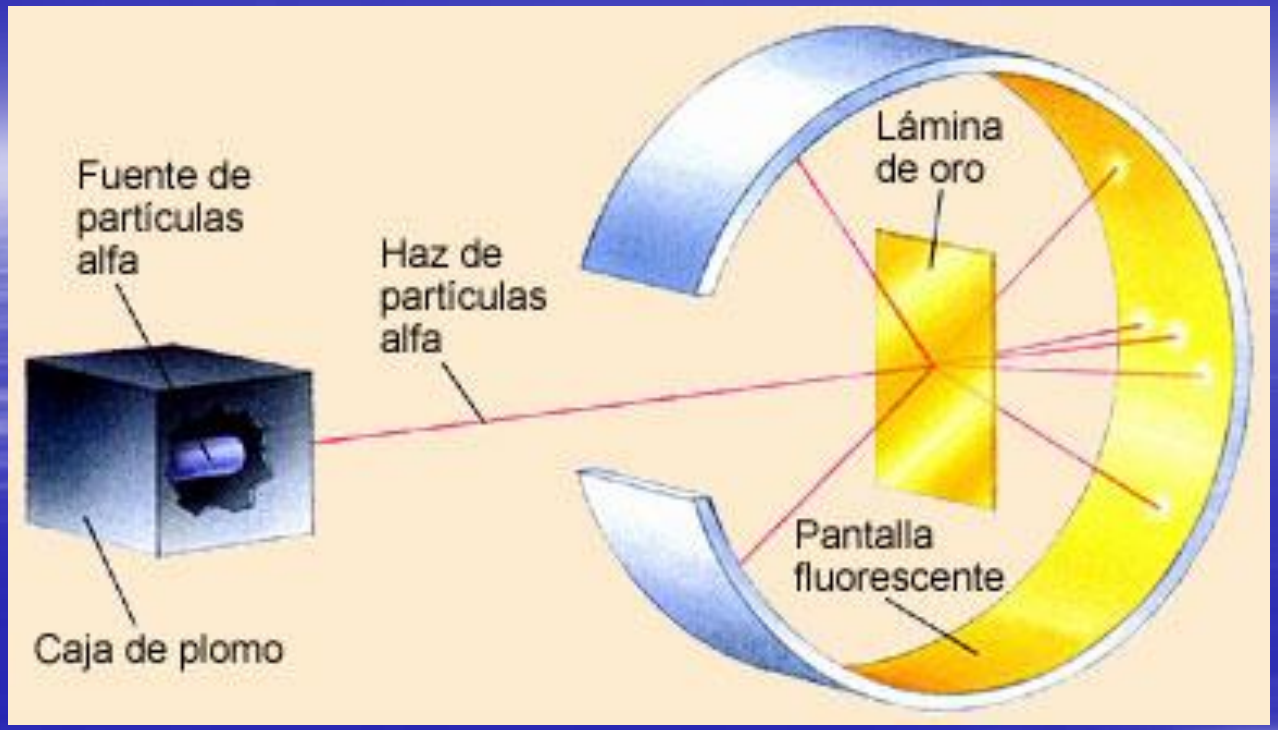
- De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones.

- 1911
  E. Rutherford

- Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto **núcleo**.

- Dedujo que el átomo debía estar formado por una *corteza* con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente.

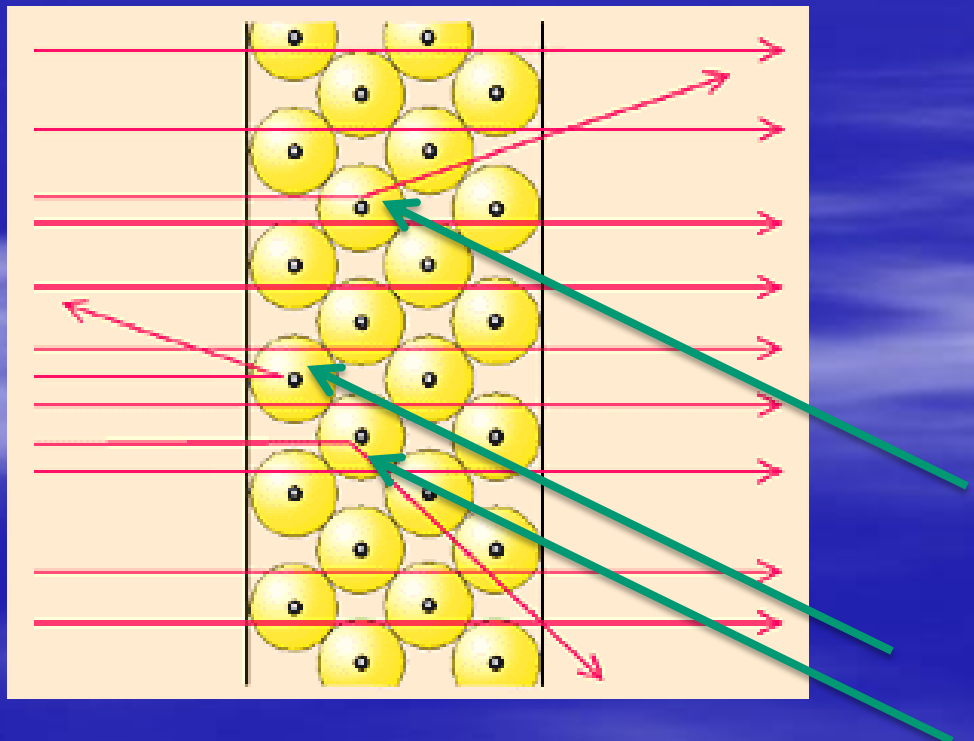




La mayoría de ellas atravesaba la lámina metálica sin cambiar de dirección; sin embargo, unas pocas eran reflejadas hacia atrás con ángulos pequeños.

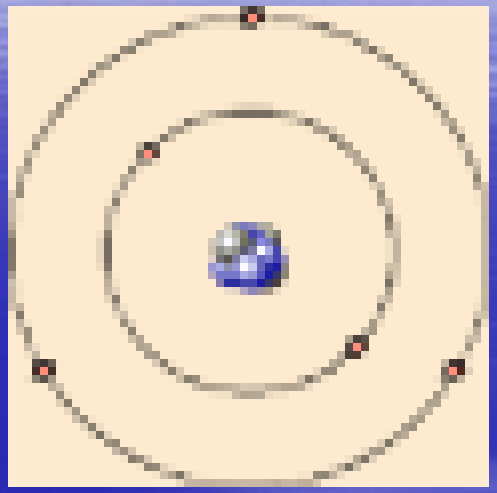
Rutherford y sus colaboradores **bombardearon una fina lámina de oro** con *partículas alfa* (núcleos de helio). Observaban, mediante una pantalla fluorescente, en qué medida eran dispersadas las partículas.

- Éste era un resultado completamente inesperado, incompatible con el modelo de átomo macizo existente. Rutherford demostró que la dispersión era causada por un pequeño **núcleo cargado positivamente**, situado en el centro del átomo de oro. De esta forma dedujo que la mayor parte del átomo es espacio vacío



Observe que solo cuando el rayo choca con el núcleo del átomo hay desviación.

- 1913
  Niels Bohr

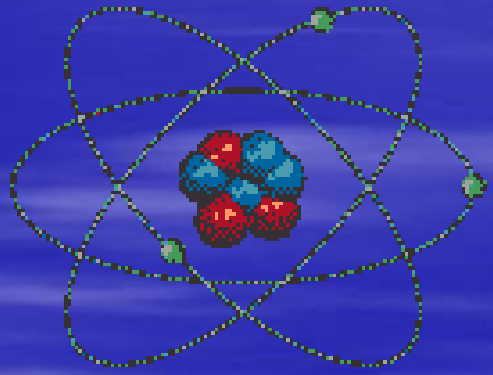


- Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos.

Hoy sabemos que **el átomo es divisible**, puesto que está formado por partículas más pequeñas, llamadas **partículas subatómicas.**

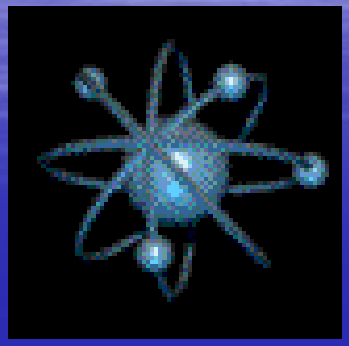
Estas pueden ser de tres tipos:

- Protones
- Neutrones
- Electrones



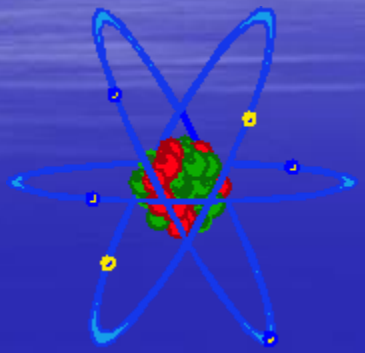
Los protones y los neutrones están en el núcleo y los electrones están en continuo movimiento formando una "corteza" alrededor del núcleo.

LOS ELECTRONES:



- Poseen una masa 1.840 veces menor que la del átomo más pequeño (el de hidrógeno)
- Tienen carga eléctrica negativa
- Se están moviendo constantemente alrededor del núcleo siguiendo unas "órbitas"

LOS PROTONES:



- Se encuentran en el núcleo
- Tienen carga eléctrica positiva
- Poseen una masa semejante a la del átomo de hidrógeno

LOS NEUTRONES:

- **Constituyen los núcleos de los átomos junto con los protones.**
- **No tienen carga eléctrica (son neutros)**
- **Poseen una masa prácticamente igual a la del protón**

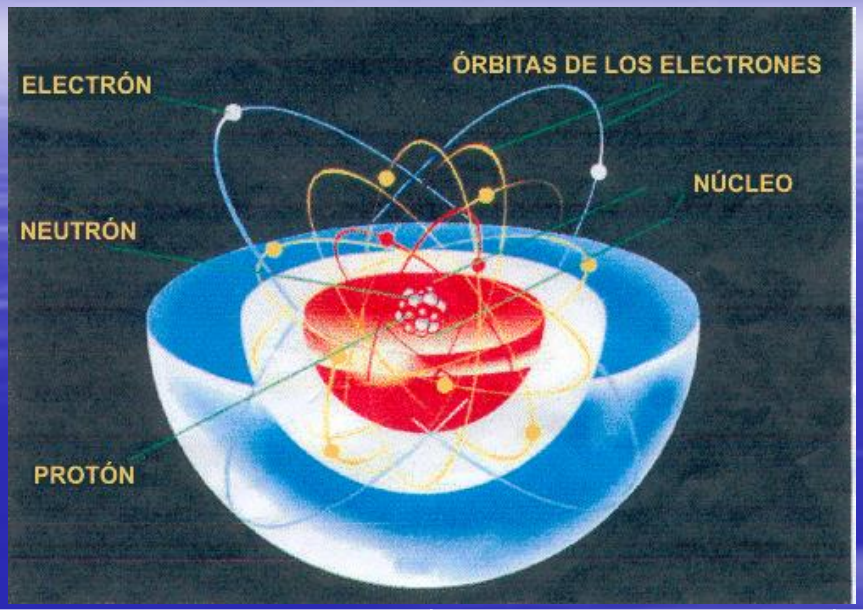
RESUMIENDO:

1 u.m.a.

1 u.m.a.

1/1840 u.m.a.

Núcleo



Núcleo

No tiene

Negativa

Corteza

Positiva

PARTÍCULA	LOCALIZACIÓN	MASA	CARGA
Protón			
Neutrón			
Electrón			

u.m.a. = unidad de masa atómica (masa de un átomo de hidrógeno)

MODELO ATÓMICO

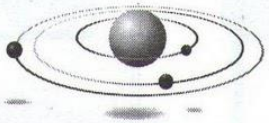
John Dalton (1766-1844)

- La materia está formada por átomos
- Los átomos son indivisibles
- La combinación de átomos produce los compuestos

Joseph John Thomson (1846-1940)

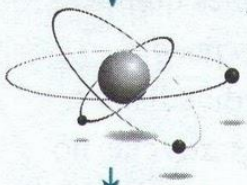
- El átomo está formado por tres partículas
  - Protones (carga positiva)
  - Electrones (carga negativa)
  - Neutrones (sin carga)

Ernest Rutherford (1871-1937)



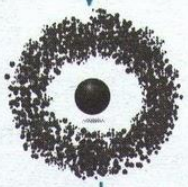
- Se considera una analogía del sistema planetario
  - Núcleo
    - Protones
    - Neutrones
  - Corteza
    - Electrones

Niels Bohr (1885-1962)

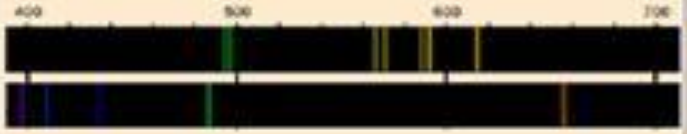


- Los electrones giran alrededor del núcleo
  - Cada órbita es un nivel de energía
  - En diferentes órbitas circulares
  - A gran velocidad

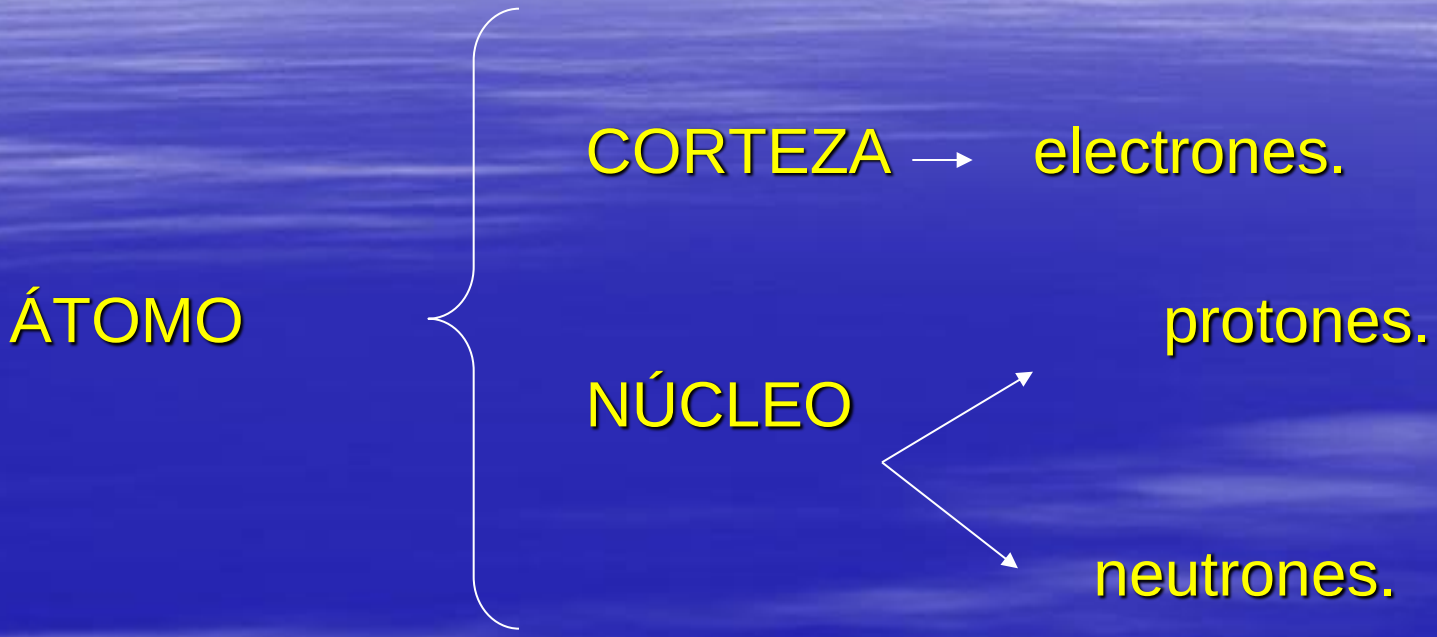
Modelo actual



- La mayor parte del átomo es espacio vacío
- La materia se comporta a veces como onda y a veces como partícula
- No se puede conocer al mismo tiempo la velocidad y posición de un electrón

Año	Científico	Descubrimientos experimentales	Modelo atómico
1808	John Dalton	Durante el s.XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas **leyes clásicas de la Química**.	La imagen del átomo expuesta por Dalton en su *teoría atómica*, para explicar estas leyes, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico.
1897	J.J. Thomson	Demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó **electrones**.	De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones. (*Modelo atómico de Thomson*.)
1911	E. Rutherford	Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto **núcleo**.	Dedujo que el átomo debía estar formado por una *corteza* con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente. (*Modelo atómico de Rutherford*.)
1913	Niels Bohr	**Espectros atómicos** discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso. 	Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos. (*Modelo atómico de Bohr*.)

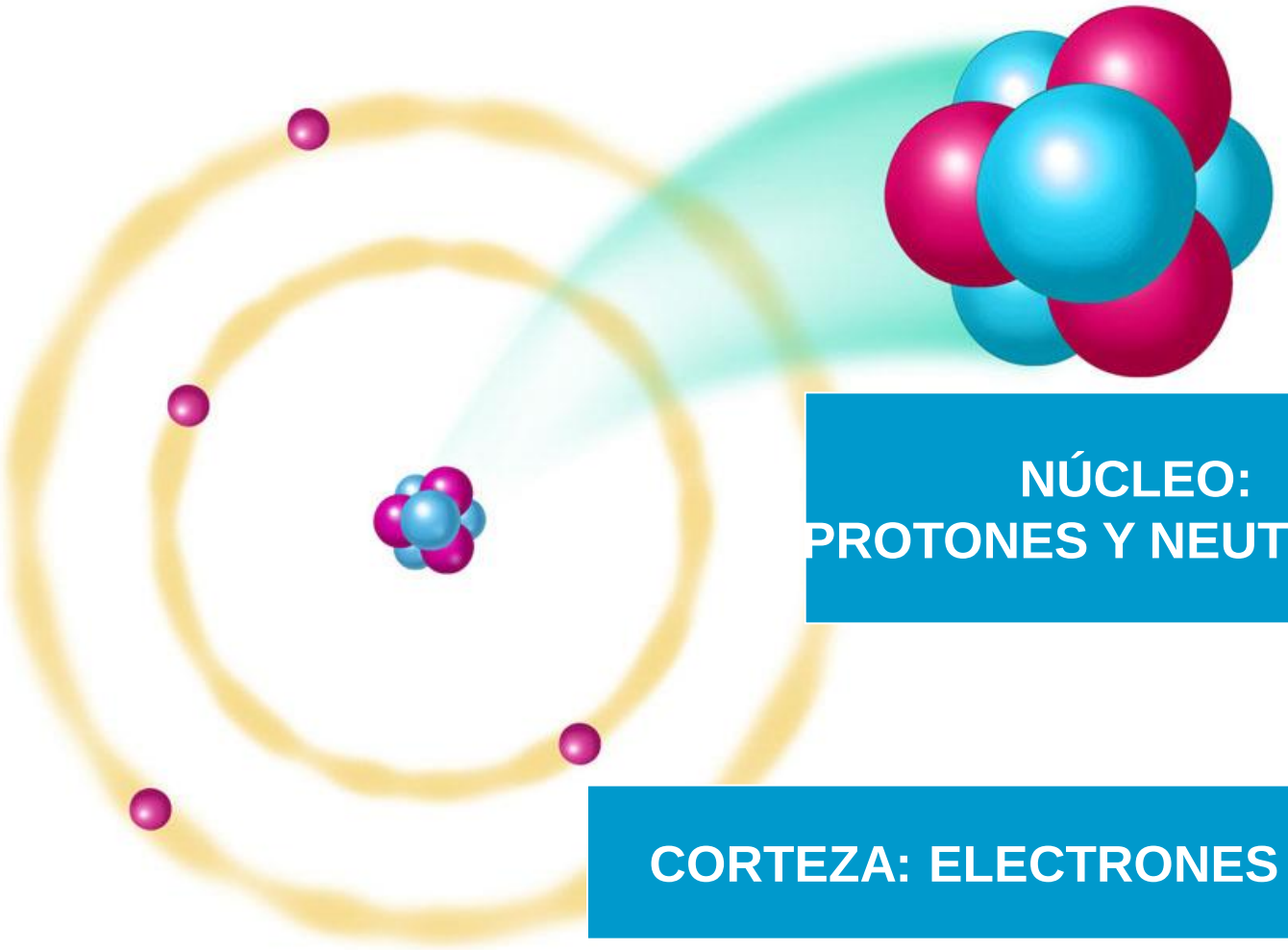
Modelo actual.



-Los electrones no describen orbitas definidas ,sino que se distribuyen en una determinada zona llamada ORBITAL.

-En esta región la probabilidad de encontrar al electrón es muy alta (95%)

-Se distribuyen en diferentes niveles energéticos en las diferentes capas.



NÚCLEO:
PROTONES Y NEUTRONES

CORTEZA: ELECTRONES

NUMERO ATÓMICO
Y
NÚMERO MÁSICO.

- Número atómico (Z):

  Es el número de protones (electrones)que tienen los núcleos de los átomos de un elemento.

  Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones.

  Como la carga del átomo es nula, el número de electrones será igual al número de protones, es decir igual al número atómico.

Número másico o masa atómica (A):

Es la suma del número de protones y de neutrones.

Numero atómico y másico.

- **La forma aceptada para denotar el numero atómico y el numero másico de un elemento X es:**

$$\rightarrow \quad {}^{12}_{6}C$$

ISÓTOPOS.

- *átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente masa atómica.*
- Por lo tanto la diferencia entre dos isótopos de un elemento es el número de neutrones en el núcleo.
- Isótopos de carbono:

$$^{12}_{6}C \quad ^{13}_{6}C$$

Isótopos de hidrógeno:

$$^{1}_{1}H \quad ^{2}_{1}H \quad ^{3}_{1}H$$

La forma más común es el hidrógeno, que es el único átomo que no tiene neutrones en su núcleo.

IONES.

- Los átomos pueden a su vez perder o ganar electrones para estabilizarse.
- Cuando un átomo gana electrones, adquiere un exceso de carga negativa.
- Formando un ión negativo o anión ,que se representa como : X^-
- Cuando un átomo pierde electrones , tiene defecto de carga negativa .O más carga positiva que negativa. Formando un ión positivo o catión: X^+

IONES.

- Ejemplos :

- $_{26}Fe$ 26protones
  26electrones
  30neutrones.

  $_{26}Fe^{+2}$

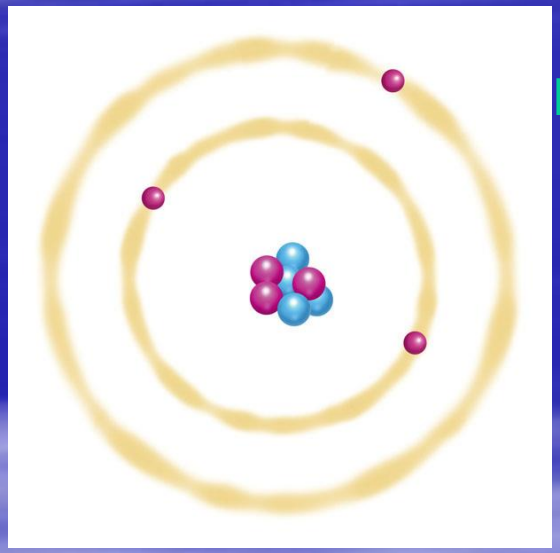
  26 protones
  24electrones
  30neutrones

átomo de hierro

catión hierro +2

CATIÓN

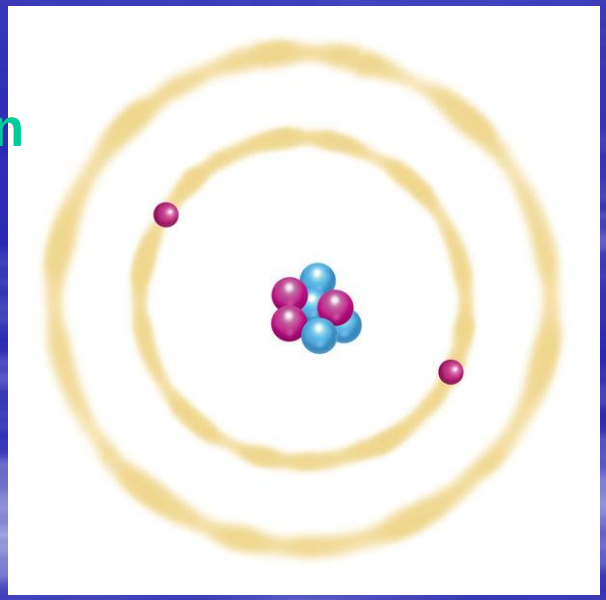
+ 3 (p+) – 3(e)= 0



Li^{0}

Pérdida de un electrón

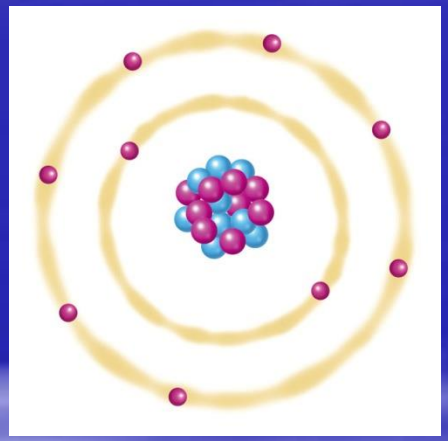
+ 3 (p+) – 2(e)= +1



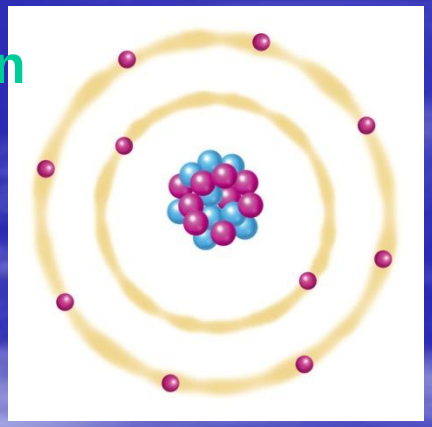
Li^{+1}

ANIÓN

+ 9 (p+) – 9(e)= 0



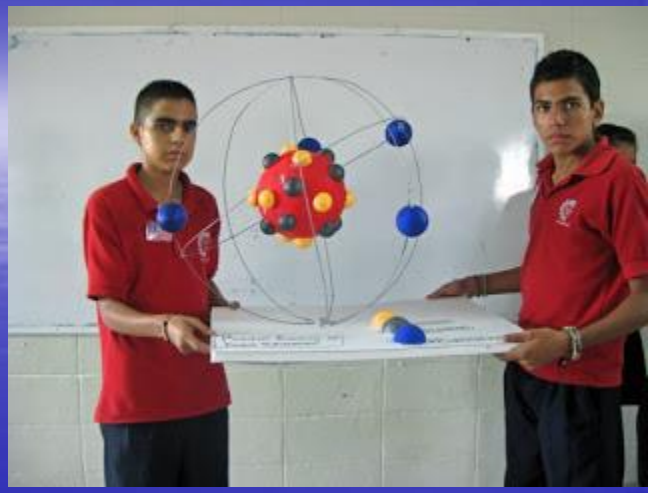
ganancia de un electrón

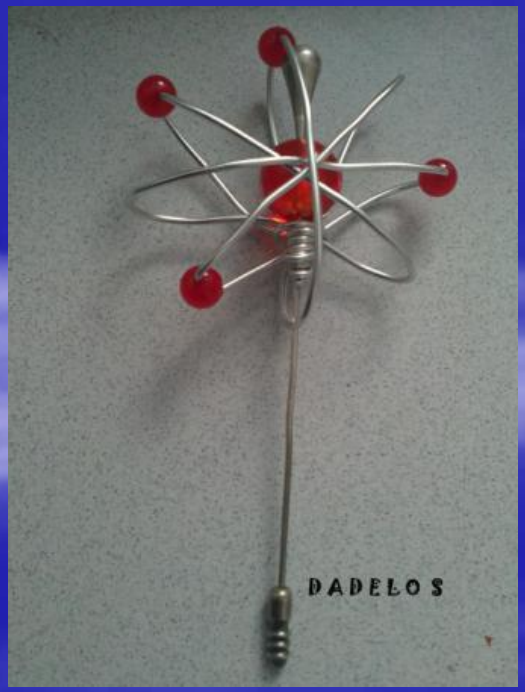


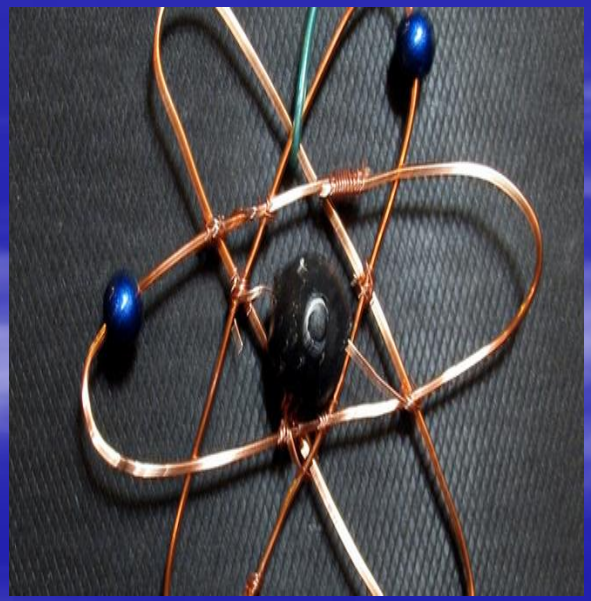
+ 9 (p+) - 10(e)= -1

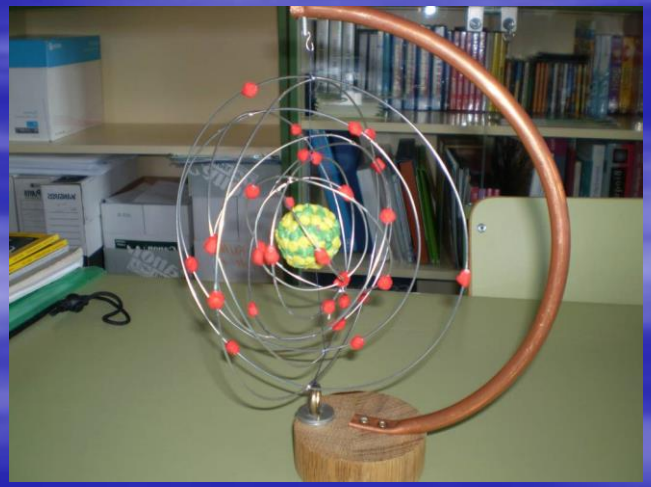
F^{0}

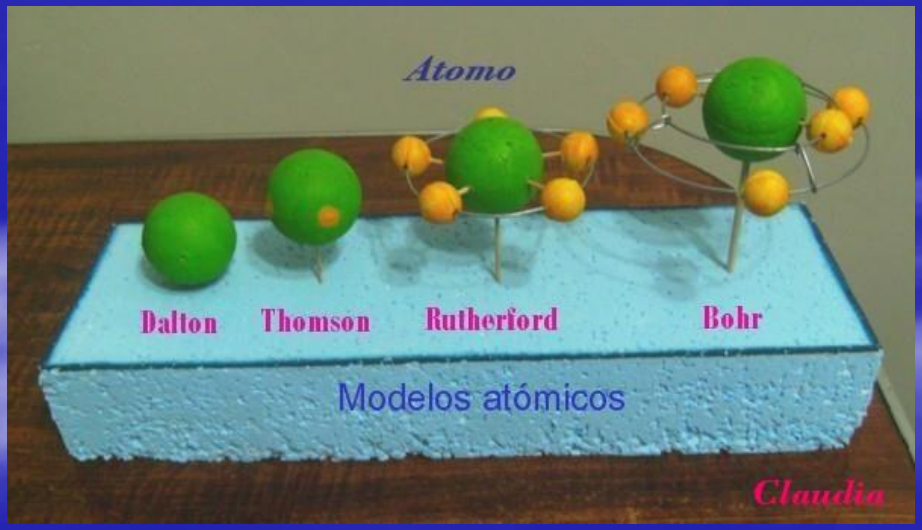
F^{-1}

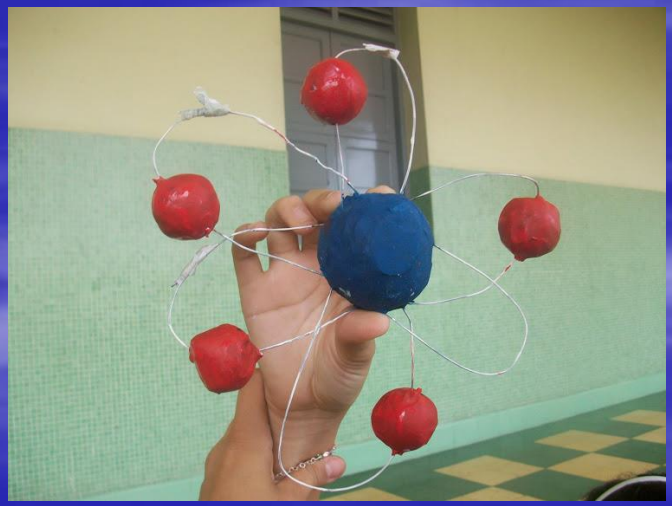



DADELOS

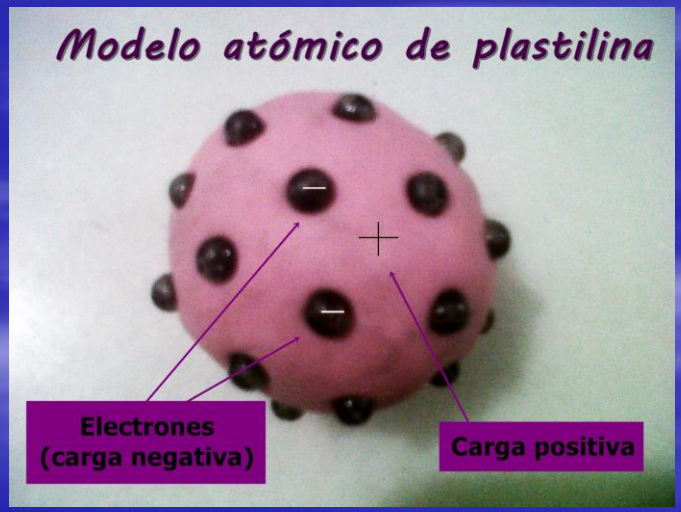





Atomo
Dalton
Thomson
Rutherford
Bohr
Modelos atómicos
Claudia



BOHR


Modelo atómico de plastilina
Electrones (carga negativa)
Carga positiva