

**EL ÁTOMO, EL SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO****1.- MODELOS ATÓMICOS****\* TEORÍA ATÓMICA DE DALTON (1808)**

- La materia está formada por átomos, que son pequeñas partículas **indivisibles**.
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales en masa y propiedades, y son distintos de los átomos de cualquier otro elemento.
- Los átomos de diversos elementos se unen formando compuestos.

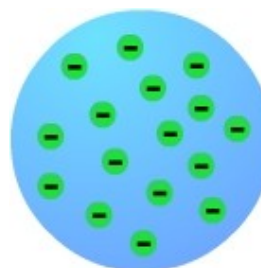
**\* MODELO ATÓMICO DE THOMSON:**

En 1897 los experimentos realizados sobre la conducción de la electricidad por los gases dieron como resultado el descubrimiento de una nueva partícula con carga negativa: el electrón. **Los átomos, por tanto, no eran indivisibles.**

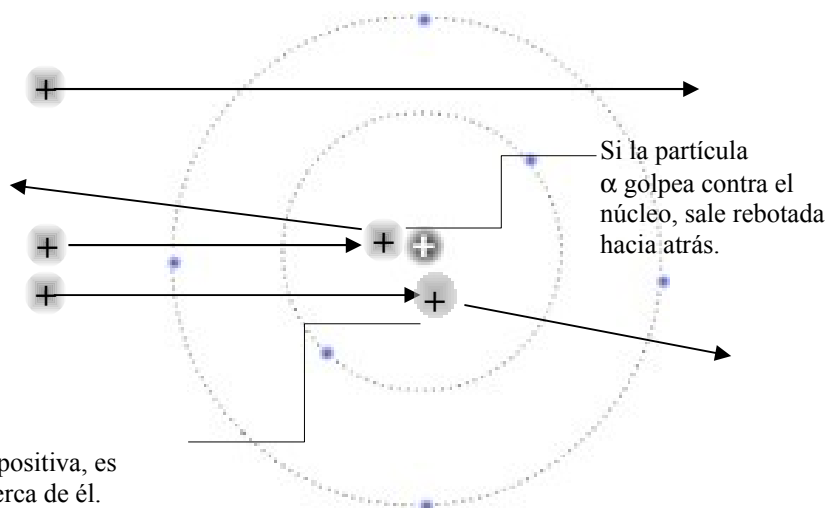
J.J Thomson propone entonces el primer modelo de átomo:

- El átomo es una esfera maciza de carga positiva en cuyo interior están incrustados los **electrones** (partículas diminutas con carga negativa).

- La carga negativa de los electrones compensan la carga positiva para que el átomo sea neutro.

**\* MODELO DE RUTHERFORD**

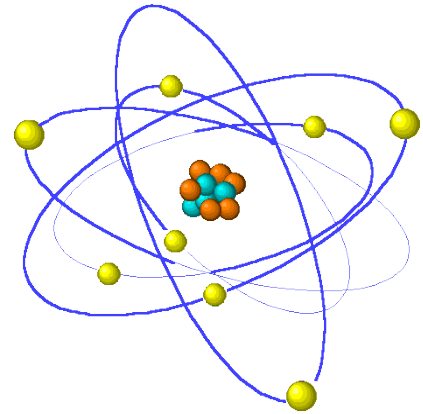
En 1911, Rutherford realizó un experimento que consistió en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa (de carga positiva) a gran velocidad y observó que: la mayor parte de las partículas atravesaban la lámina sin cambiar de dirección, que algunas se desviaban y que unas pocas rebotaban en sentido contrario.



La partícula  $\alpha$ , que tiene carga positiva, es repelida por el núcleo si pasa cerca de él.

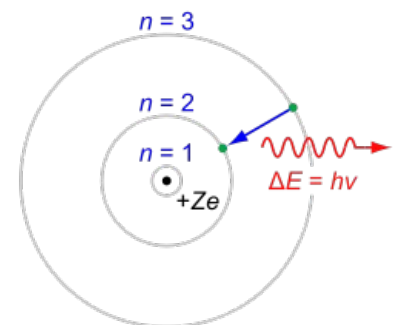
Tras realizar su experimento concluyó que:

- El átomo está formado por un **núcleo** muy pequeño y una **corteza** y entre ellos hay un gran espacio vacío.
- En el núcleo se encuentran los **protones** (partículas con carga positiva) donde se concentra casi toda la masa del átomo.
- En la corteza están los electrones (de masa casi despreciable), que giran alrededor del núcleo, describiendo **órbitas** circulares.



#### \* MODELO DE BOHR (1913)

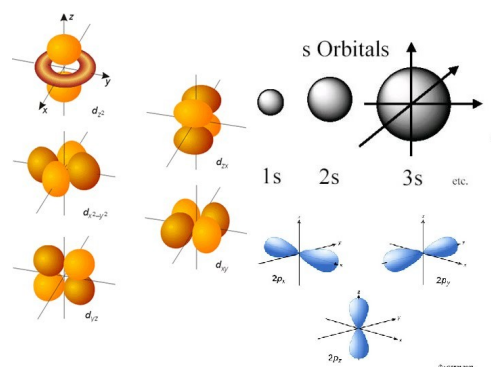
- Los electrones de la corteza giran alrededor del núcleo describiendo solo determinadas órbitas circulares, no todas son posibles.
- El electrón tiene en cada órbita una determinada energía, que es tanto mayor cuanto más alejada está del núcleo (por esto a las órbitas se les llaman también **niveles de energía**).



- Los niveles de energía se identifican por un número: n = 1, 2, 3...
- El electrón no radia energía mientras permanece en una órbita estable. Cuando el electrón cae de un nivel de energía superior a otro de energía inferior, se emite una cantidad de energía en forma de radiación (luz).

#### \* MODELO ACTUAL (1920)

- En el núcleo además de los protones se encuentran los **neutrones**, que son partículas sin carga.
- Los electrones giran en torno al núcleo en **orbitales**.
- Orbital: región del espacio, entorno al núcleo, donde la probabilidad de encontrar un electrón es muy grande. Los orbitales atómicos tienen distintas formas geométricas.



## 2.- IDENTIFICACIÓN DE LOS ÁTOMOS

### NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSSICO:

- Número atómico:  $Z = n^\circ$  de protones

- Número másico:  $A = n^\circ$  de protones + neutrones  $\frac{A}{Z} X$

Un mismo elemento químico se caracteriza por tener siempre el mismo número atómico, por tanto los átomos se identifican por su número de protones.

Un átomo neutro tiene el mismo número de cargas positivas (protones) que de cargas negativas (electrones).

- Ión: átomo con carga, que han perdido o ganado electrones.

- Catión: ión con carga positiva, átomo que ha perdido electrones.  $X^{a+}$
- Anión: ión con carga negativa, átomo que ha ganado electrones.  $X^{a-}$

Los átomos solo pueden coger o soltar electrones, nunca protones ni neutrones ya que esto se encuentran en el núcleo.

### ISÓTOPOS:

Son átomos de un mismo elemento que tienen mismo número de protones (mismo  $Z$ ) y distinto número de neutrones (distinto  $A$ ).

Ej:  ${}_{17}^{35}Cl$   ${}_{17}^{36}Cl$

Como la mayoría de los elementos tienen diferentes isótopos, la masa atómica relativa de un elemento es la media ponderada de sus isótopos:

$$\text{Masa atómica relativa} = \frac{m_1 \cdot \%}{100} + \frac{m_2 \cdot \%}{100} + \dots$$

## 3.- CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Como hemos estudiado en el modelo de Bohr, los electrones giran en órbitas o niveles de energía. Los niveles de energía se designan con un valor de  $n = 1, 2, 3 \dots$ . Cada nivel energético puede albergar un número máximo de electrones.

Para poder explicar ciertos hechos que el modelo de Bohr no podía, Sommerfeld, discípulo de Bohr, propuso que cada nivel de energía estaba formado por un conjunto de subniveles muy próximos en energía.

Los subniveles de energía se representan mediante las letras: s, p, d, f cada uno puede albergar un número máximo de electrones.

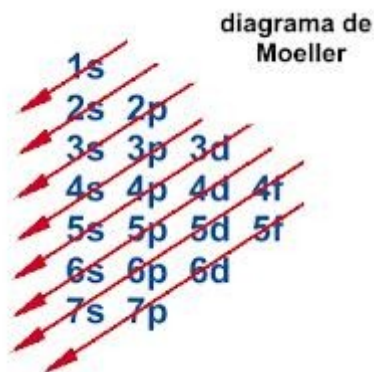
- El nivel  $n = 1$  tiene un solo subnivel, denominado 1s.
- El nivel  $n = 2$  tiene dos subniveles, denominados 2s y 2p.

- El nivel  $n = 3$  tiene tres subniveles, denominados  $3s$ ,  $3p$  y  $3d$ .
- El nivel  $n = 4$  tiene cuatro subniveles, denominados  $4s$ ,  $4p$ ,  $4d$  y  $4f$ .
- En el subnivel  $s$  puede haber hasta un máximo de 2 electrones.
- En el subnivel  $p$  puede haber hasta un máximo de 6 electrones.
- En el subnivel  $d$  puede haber hasta un máximo de 10 electrones.
- En el subnivel  $f$  puede haber hasta un máximo de 14 electrones.

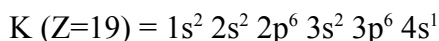
### CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA:

Es la distribución de los electrones de un átomo en los diferentes niveles y subniveles energéticos.

Los niveles se van llenando por orden y hasta que un nivel no está totalmente lleno no se pasa a llenar el siguiente. Para establecer el orden de llenado podemos utilizar el diagrama de Möller:



Ejemplo: El átomo de potasio tiene 19 electrones, la distribución de estos electrones (su configuración electrónica) es:



La última capa, o capa más externa, recibe el nombre de **capa de valencia** y los electrones situados en ella **electrones de valencia**.

### 4.- LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

En 1869, el químico ruso D. Mendeleiev presentó una tabla periódica en la que se clasificaban los elementos que se conocían según un orden creciente de sus masas atómicas.

Descubrió que los que tenían propiedades semejantes se encontraban en la misma fila horizontal. Y dejó huecos cuando no aparecían elementos que encajaran y predijo la existencia de elementos no conocidos aún.

Este sistema de clasificación presentaba ciertos problemas, que se resolvieron en 1911 cuando se descubrió que la forma de ordenar los elementos era por orden creciente de su **número atómico**.

Los 118 elementos conocidos se distribuyen en la tabla periódica actual en **fila o períodos** y en **columnas o grupos**. Hay 7 períodos y 18 grupos.

Los electrones de la última capa, los electrones de valencia, determinan el comportamiento químico del elemento y sus propiedades. **Todos los elementos de un mismo grupo** tienen el mismo número de electrones en su última capa, por tanto **poseen propiedades similares**.

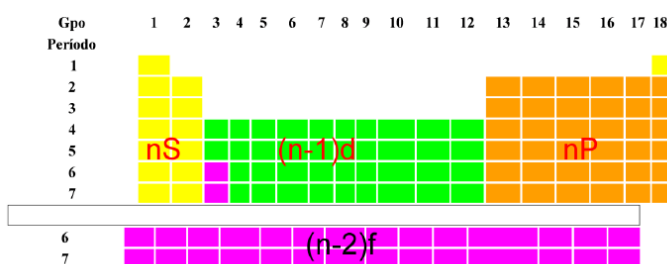
El número del período nos da el número total de capas u órbitas de los átomos. Los elementos de un mismo período tienen el mismo número de capas electrónicas.

En la tabla periódica el carácter metálico se acentúa hacia la izquierda y hacia abajo.

El bloque s está formado por los elementos del grupo 1 y 2.

El bloque p comprende los grupos del 13 al 18.

El bloque d está formado por los grupos del 3 al 12, denominados metales de transición.



El bloque f denominados metales de transición interna están formados por los lantánidos y los actínidos.

Los elementos del grupo 18 son los gases nobles, estos se encuentran en la naturaleza en forma de átomos aislados, no se combinan ya que tienen una estructura electrónica especialmente estable que se corresponde con ocho electrones en su última capa:  $ns^2p^6$  (excepto el He que tiene dos).

Grupo	Electrones de Valencia	Denominación
IA	..... $ns^1$	Metales alcalinos (excepto H)
IIA	..... $ns^2$	Metales alcalinos térreos
IIIA	..... $ns^2 np^1$	Boroides o térreos
IVA	..... $ns^2 np^2$	Carbonoides
VA	..... $ns^2 np^3$	Nitrogenoides
VIA	..... $ns^2 np^4$	Anfígenos o calcógenos
VIIA	..... $ns^2 np^5$	Halógenos
VIIIA	..... $ns^2 np^6$ He = $1s^2$ (caso de excepción)	Gases nobles o gases raros

Todos los elementos tienden a adquirir la estructura de gas noble. Para eso tratan de captar o perder electrones.

Los elementos, como los halógenos o anfígenos, a los que les faltan solamente uno o dos electrones para adquirir la configuración de gas noble, tienen mucha tendencia a captar electrones, transformándose en iones con carga negativa. Se dice que son muy electronegativos. En general los no metales son elementos electronegativos y tienden a captar electrones para dar iones negativos.

Los elementos, como los alcalinos o alcalinotérreos, que están muy alejados de la configuración del gas noble siguiente, les resulta mucho más sencillo perder uno o dos electrones y adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior. Por tanto,

mostrarán mucha tendencia a formar en iones con carga positiva. Se dice que son muy poco electronegativos. En general los metales son poco electronegativos y tienden a perder electrones para dar iones positivos.

## 5.- ENLACE QUÍMICO

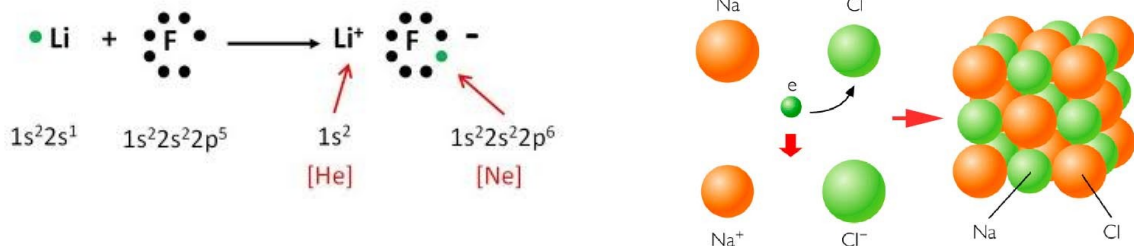
El enlace químico es la unión de dos o más átomos para formar un sistema estable.

La causa determinante de que los átomos traten de combinarse con otros es la tendencia de todos ellos a adquirir la configuración de gas noble ( $ns^2 p^6$ ) en su capa más externa o capa de valencia. Ésta es una configuración especialmente estable a la que tienden todos los elementos. Para ello cuando los átomos se unen tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta conseguir ocho electrones en su última capa (regla del octeto).

Existen tres tipos de enlaces: iónico, covalente y metálico.

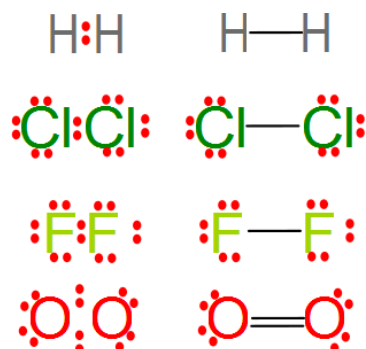
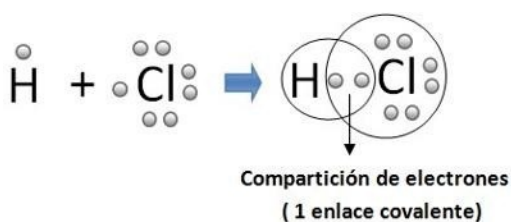
### \* ENLACE IÓNICO

- Se da entre un metal y no metal.
- El metal forma un catión y el no metal un anión.
- El metal da electrones al no metal.
- Se forma una red cristalina iónica, formada por las uniones de los iones positivos (cationes) con los iones negativos (aniones).



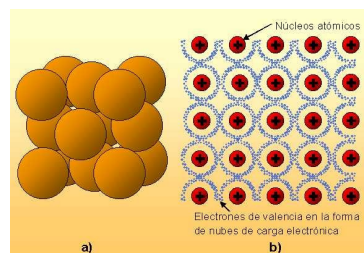
### \* ENLACE COVALENTE

- Se da entre dos no metales.
- Los dos átomos comparten pares de electrones. Cada par de electrones compartido forma un enlace.
- Se forman moléculas (si se unen poco átomos) o redes (si se unen muchos átomos).
- Un enlace covalente puede representarse mediante un diagrama de puntos denominado diagrama o estructura de Lewis, representándose los electrones de la capa más externa.



## \* ENLACE METÁLICO

- Se da por la unión de átomos de metales (de un solo tipo de átomos metálicos, es decir son todos elementos).
- Todos los átomos del metal pierden electrones y se forma una nube electrónica que los envuelve.
- Se forman redes cristalinas de iones positivos.



## RESUMEN DE PROPIEDADES:

PROPIEDADES	SUSTANCIAS IÓNICAS	SUSTANCIAS COVALENTES		METALES
Estructura	Red cristalina iónica, formada por iones positivos y negativos	Moléculas	Red cristalina atómica formada por átomos	Red cristalina metálica formada por iones positivos
Estado de agregación	Sólidas	Líquidas o gaseosas	Sólidas	Sólidos, salvo el mercurio
Punto de fusión	Elevado	Bajo	Muy elevado	Elevado
Solubilidad en agua	Solubles	Insolubles	Insolubles	Insolubles
Conductividad	Conducen la corriente eléctrica disueltos o fundidos	No conducen la corriente eléctrica (aislantes)	No conducen la corriente eléctrica (aislantes)	Buenos conductores de la electricidad
Ejemplos	cloruro sódico (NaCl)	agua, amoníaco (NH <sub>3</sub> )	diamante (C), grafito (C), cuarzo ( SiO <sub>2</sub> )	hierro, aluminio