

## TEMA 5: EL SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS Y EL ENLACE QUÍMICO

## ORDENACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS



Los elementos químicos (unos 118) se tratan de ordenar. Esto se hace atendiendo a las propiedades de los mismos. Desde un principio se hicieron agrupaciones buscando coincidencias en las propiedades.

El primer químico que consiguió ordenarlos con éxito fue Dimitri Mendeleiev (1869). Los ordena en función de las masas atómicas, colocando en columna aquellos elementos con propiedades químicas similares.



Además, cuando tenía que dejar algún hueco lo dejaba, para hacer coincidir en el mismo grupo aquellos elementos que tienen propiedades químicas similares. Por otra parte tuvo que alterar la colocación de algunos elementos para que las propiedades coincidieran.

Sorprendentemente, los huecos hacían predecir la existencia de elementos químicos que más tarde se descubrieron y cuyas propiedades coinciden con las predichas antes de su descubrimiento. Lothar Meyer hace una ordenación similar a la de Mendeleiev con un año de retraso. Puesto que se supone que la hizo sin conocimiento del trabajo del primero se suele atribuir la tabla periódica a ambos químicos.



Tabla periódica de los elementos

1																	18																														
H																	He																														
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																													
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																													
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																													
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																													
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																													
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Ff	Uuo	Lv	Uus	Uuo																													
			<table border="1"> <tr> <td>La</td> <td>Ce</td> <td>Pr</td> <td>Nd</td> <td>Pm</td> <td>Sm</td> <td>Eu</td> <td>Gd</td> <td>Tb</td> <td>Dy</td> <td>Ho</td> <td>Er</td> <td>Tm</td> <td>Yb</td> </tr> <tr> <td>Ac</td> <td>Th</td> <td>Pa</td> <td>U</td> <td>Np</td> <td>Pu</td> <td>Am</td> <td>Cm</td> <td>Bk</td> <td>Cf</td> <td>Es</td> <td>Fm</td> <td>Md</td> <td>No</td> </tr> </table>																La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb																																		
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No																																		

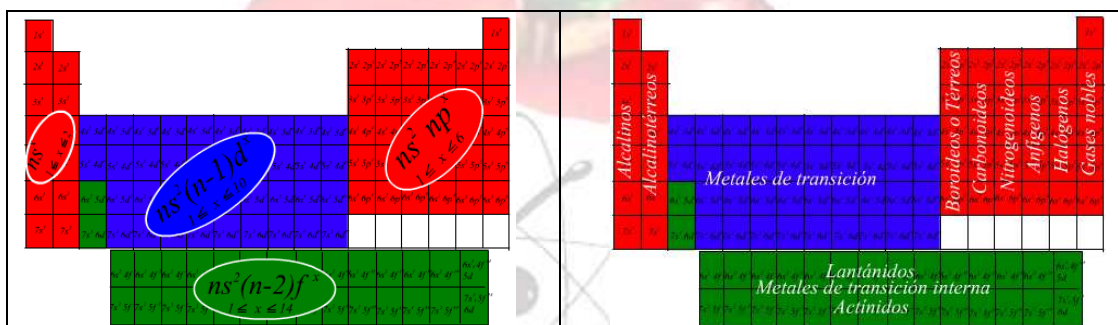
En el sistema periódico actual los elementos se ordenan por su número atómico. Desaparecen las alteraciones de orden en elementos que tenían que producirse en la tabla de Mendeleiev.

Esta ordenación se debe a un químico inglés, Henry Moseley, que estableció la forma de conocer el número atómico de los elementos midiendo la frecuencia de los rayos X que éstos producían.

Tristemente su vida fue muy corta pues, a los 27 años, resultó muerto por un disparo en la frente durante la I Guerra Mundial. Si hubiese vivido más posiblemente habría hecho muchas más aportaciones a la Ciencia. Se especula con la idea de que esa es la razón por la que el Gobierno Inglés, desde entonces, no permite que ningún científico se aliste en tiempo de guerra.

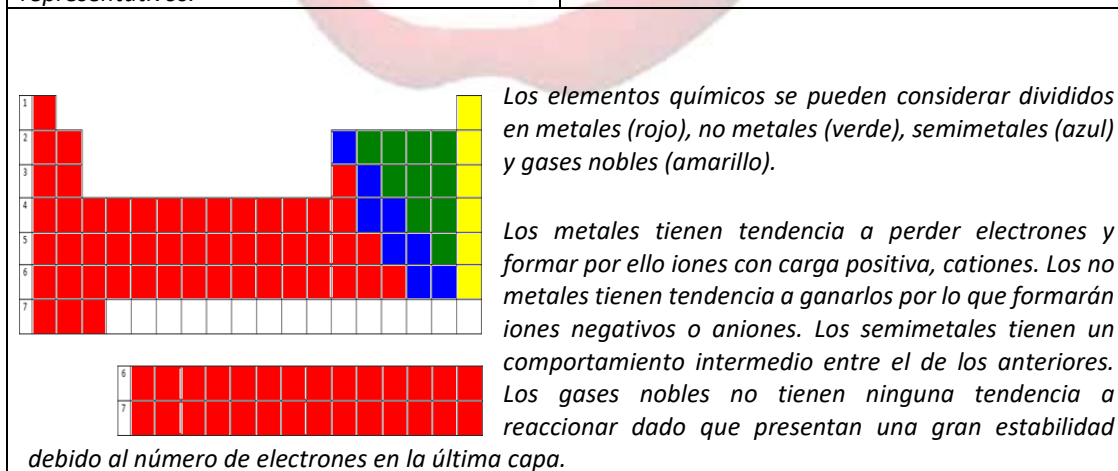
En la tabla periódica actual hay que distinguir:

- *Grupos, columnas de elementos con propiedades químicas similares. Hay un total de dieciocho grupos.*
- *Periodos, filas de elementos en las que se produce una variación gradual de las propiedades. En la Tabla Periódica hay siete periodos.*
  - *Primero muy corto (solamente contiene dos elementos)*
  - *Segundo y el tercero cortos con ocho elementos cada uno*
  - *Cuarto y el quinto largos (contienen dieciocho elementos cada uno)*
  - *Sexto y séptimo muy largos con treinta y dos elementos (hay que sumar a los 18 que se contarían los 14 que corresponden a los lantánidos o los actínidos)*



Como se puede ver los orbitales s y p se van llenando en los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18 que corresponden a los elementos representativos.

En la tabla superior se ven los nombres que se dan a los elementos de los distintos grupos o bloques en el Sistema Periódico.



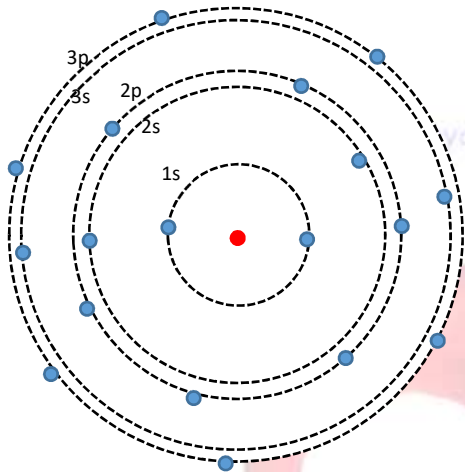
## Cómo se colocan los electrones en los átomos.

Vamos a colocar los electrones solamente en los elementos de los dos primeros periodos. En primer lugar hay que decir que los electrones se colocan en distintos niveles de energía, como si ocuparan distintas órbitas alrededor del núcleo.

En la primera de las órbitas solamente hay sitio para dos electrones. La vamos a llamar 1s.

En la segunda de las órbitas hay sitio para ocho electrones y podemos considerarla dividida en los tipos de órbitas (subniveles de energía), 2s (en el que caben dos electrones) y 2p (en donde caben hasta seis electrones).

En la tercera órbita caben más electrones aunque como consideramos solamente los dieciocho primeros elementos solo vamos a colocar hasta ocho electrones en subniveles 3s (dos electrones) y 3p (seis electrones).



Así que iremos colocando los electrones, llenando los huecos azules, desde la parte más próxima al núcleo hacia el exterior. Decimos que hacemos la configuración electrónica de los elementos.

Para indicar que se trata de la configuración electrónica metemos el símbolo del elemento entre corchetes. Recordemos que, si el átomo es neutro habrá que colocar un número de electrones igual al número atómico, o sea al número de protones del núcleo.

Empezamos pues con estas configuraciones:

[<sub>1</sub>H] = 1s<sup>1</sup> (significa que en la órbita 1s hay un electrón)

[<sub>2</sub>He] = 1s<sup>2</sup> (significa que en la órbita 1s hay dos electrones)

[<sub>3</sub>Li] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup> (significa que en la órbita 1s hay dos electrones y en la 2s un electrón más)

[<sub>4</sub>Be] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> (significa que en la órbita 1s hay dos electrones y en la 2s otros dos)

[<sub>5</sub>B] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos y en 2p uno más)

[<sub>6</sub>C] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos y en 2p dos)

[<sub>7</sub>N] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos y en 2p tres)

[<sub>8</sub>O] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos y en 2p cuatro)

[<sub>9</sub>F] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos y en 2p cinco)

[<sub>10</sub>Ne] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos y en 2p seis)

[<sub>11</sub>Na] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>1</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos, en 2p dos y en 3s uno)

[<sub>12</sub>Mg] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos, en 2p dos y en 3s dos)

[<sub>13</sub>Al] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos, en 2p dos, en 3s dos y en 3p uno)

[<sub>14</sub>Si] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos, en 2p dos, en 3s dos y en 3p dos)

[<sub>15</sub>P] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos, en 2p dos, en 3s dos y en 3p tres)

[<sub>16</sub>S] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos, en 2p dos, en 3s dos y en 3p cuatro)

[<sub>17</sub>Cl] = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup> (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos, en 2p dos, en 3s dos y en 3p cinco)

$[_{18}\text{Ar}] = 1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6$  (en la órbita 1s dos electrones, en la 2s otros dos, en 2p dos, en 3s dos y en 3p seis)

Viendo las configuraciones podemos apreciar coincidencias en la última capa entre los elementos que están en el mismo grupo:

$$[{}_1\text{H}] = 1s^1$$

$$[{}_3\text{Li}] = 1s^2 2s^1$$

$$[{}_{11}\text{Na}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

$$[{}_4\text{Be}] = 1s^2 2s^2$$

$$[{}_{12}\text{Mg}] = 1s^2 2s^2 2p^2 3s^2$$

$$[{}_5\text{B}] = 1s^2 2s^2 2p^1$$

$$[{}_{13}\text{Al}] = 1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^1$$

$$[{}_6\text{C}] = 1s^2 2s^2 2p^2$$

$$[{}_{14}\text{Si}] = 1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^2$$

$$[{}_7\text{N}] = 1s^2 2s^2 2p^3$$

$$[{}_{15}\text{P}] = 1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^3$$

$$[{}_8\text{O}] = 1s^2 2s^2 2p^4$$

$$[{}_{16}\text{S}] = 1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^4$$

$$[{}_9\text{F}] = 1s^2 2s^2 2p^5$$

$$[{}_{17}\text{Cl}] = 1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^5$$

Además reparamos en que la configuración electrónica de los gases nobles es tal que tienen las últimas capas completas, eso les da una gran estabilidad. Los otros elementos tienen tendencia a adquirir esa configuración en la última capa. La forma en que puedan adquirirla implica el tipo de enlace que se produce.

$$[{}_2\text{He}] = 1s^2$$

$$[{}_{10}\text{Ne}] = 1s^2 2s^2 2p^6$$

$$[{}_{18}\text{Ar}] = 1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6$$

### Regla del octeto

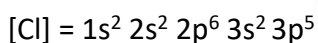
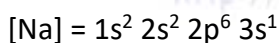
Por otra parte se observa que *los elementos más estables son los gases nobles que poseen en su última capa ocho electrones*. Parece lógico pensar que *los átomos pueden alcanzar su máxima estabilidad logrando ocho electrones en esa última capa  $ns^2np^6$  (ocho electrones)*. Se conoce como regla del octeto.

## COMPUESTOS IÓNICOS

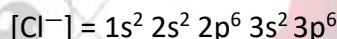
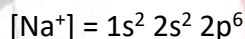
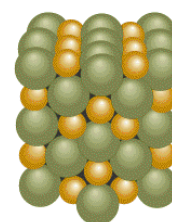
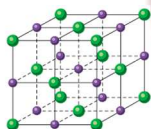
Veamos lo que ocurre con dos elementos como el cloro y el sodio y vamos a comparar sus configuraciones electrónicas con las de los gases nobles más próximos a ellos como son el Ar y Ne:

$[\text{Cl}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[\text{Ar}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
$[\text{Na}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{Ne}] = 1s^2 2s^2 2p^6$

Como se puede observar en el caso del Cl falta solamente un electrón para alcanzar los ocho electrones en la capa más externa y en el Na sobra un electrón para que tenga ocho en la capa más externa.



Cuando el sodio pierde un electrón y se convierte en un catión ( $\text{Na}^+$ ), el cloro puede ganarlo y convertirse en un anión cloruro ( $\text{Cl}^-$ ), la configuración electrónica de ambos iones es ahora:



Los iones formados se atraen por fuerzas de tipo electrostático (cargas de signos opuestos se atraen) y, al ordenarse en el espacio, forman una red cristalina que se extiende en todas direcciones. Es decir, en lugar de una molécula, se forma un gran edificio cristalino.

En ese proceso se desprende una gran energía. Esto se debe a que esa ordenación es muy estable con lo que será necesario aportar una gran cantidad de energía para destruirla. De ahí deducimos las propiedades de los compuestos iónicos:

- Fundir un cristal iónico implica romper la red luego la temperatura de fusión será alta. Esto es, LOS COMPUESTOS IÓNICOS SUELEN SER SÓLIDOS.
- Rayar un compuesto iónico implica romper parte de la red luego serán DUROS.
- Los iones están retenidos fuertemente por los iones que los rodean luego NO CONDUCE el CALOR ni la ELECTRICIDAD cuando están en estado sólido.

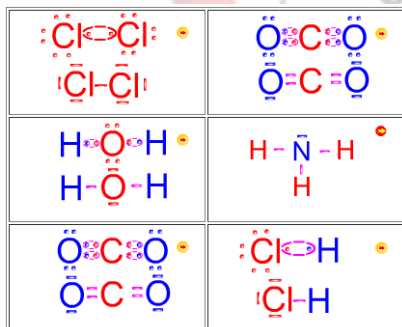
- Cuando están FUNDIDOS los iones están libres por lo que en este estado SON BUENOS CONDUCTORES.
- Se disuelven fácilmente en agua, no lo hacen en líquidos apolares (orgánicos). Por ejemplo la sal común (cloruro de sodio – NaCl) no se disuelve en aceite y sí en agua.
- Ejemplos de compuestos iónicos: NaCl (cloruro de sodio), MgCl<sub>2</sub> (dicloruro de magnesio)... en general se formarán compuestos iónicos por combinación de dos elementos, uno de ellos está a la derecha de la tabla periódica y otro a la izquierda.

## COMPUESTOS COVALENTES

Veamos lo que ocurre con dos elementos como el cloro y el sodio y vamos a comparar sus configuraciones electrónicas con las de los gases nobles más próximos a ellos como son el Ar y Ne:

[Cl] = 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	[Ar] = 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
[O] = 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[Ne] = 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
[N] = 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	[Ne] = 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>

Como se puede observar en el caso del Cl falta solamente un electrón, en el O dos electrones y en el nitrógeno tres para que tengan ocho en la capa más externa. La forma de alcanzar estas configuraciones más estables entre dos átomos iguales es compartiendo los dos átomos, pares de electrones para formar moléculas.



Cada par electrónico compartido es un enlace covalente por lo que el hidrógeno al formar la molécula diatómica presenta un enlace sencillo entre los átomos de hidrógeno. La molécula de cloro también es diatómica y tiene un enlace sencillo entre los átomos que la forman. La molécula de oxígeno tiene un doble enlace y la de nitrógeno un triple enlace. Todas ellas están formadas por átomos iguales, se trata por

tanto de sustancias simples o elementos químicos.

En la molécula de agua, la de dióxido de carbono y la de amoníaco hay dos tipos de átomos diferentes. Son sustancias puras también pero en este caso se trata de compuestos químicos.

Cl – Cl	O = O
N ≡ N	O = C = O
H – O – H	H – N – H   H

Las moléculas así formadas retienen con mucha fuerza los electrones compartidos pero no tienen casi ninguna interacción entre ellas por lo que:

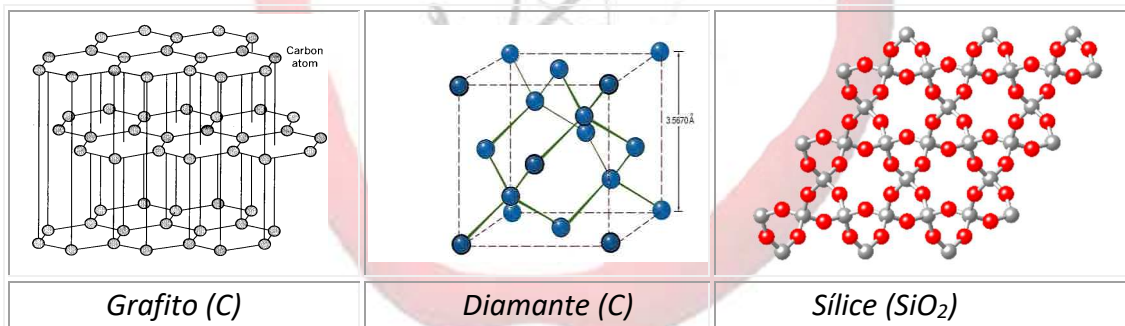
- Se presentan casi siempre en estado gaseoso
- Cuando están en estado líquido es porque su masa molecular es muy elevada.
- El punto de fusión es bajo y también el de ebullición.
- Se trata de compuestos poco solubles en agua y muy solubles en otros compuestos covalentes.
- No son buenos conductores del calor ni de la electricidad.

*Ejemplos: O<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>...*

Cuando los compuestos covalentes tienen una masa molecular elevada se presentan en estado líquido e incluso en estado sólido aunque suelen ser muy blandos y de punto de fusión bajo.

*Ejemplos de estos pueden ser el octano (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>) un compuesto parecido a los que forman la gasolina, es líquido aunque se evapora fácilmente. Las parafinas, que forman una vela, suelen tener la fórmula molecular C<sub>25</sub>H<sub>52</sub>, tienen un bajo punto de fusión y son muy blandas, pueden ser rayadas con la uña o se les cambia de forma simplemente amasándolas.*

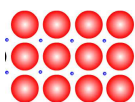
Hay ocasiones en las que el enlace covalente se extiende en las tres direcciones del espacio, formando un sólido covalente. Los compuestos que se forman son:



- Muy duros (diamante)
- Punto de fusión elevado
- Insolubles
- Malos conductores

*Ejemplos: grafito, diamante.*

## METALES

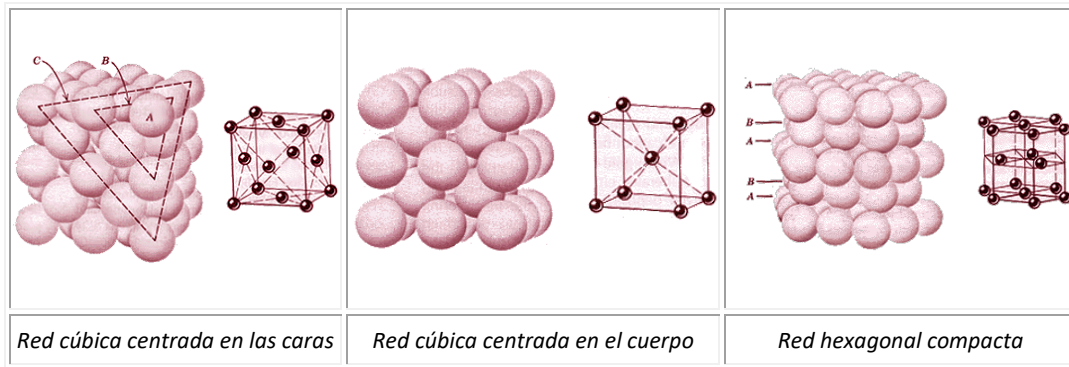


Los metales ordenan sus átomos en una red tridimensional. En realidad lo que ordenan son los iones metálicos ocupando los nudos de esta red (rojo) y los electrones (azul) más externos se quedan entre ellos formando una especie de nube o mar de electrones. Estos electrones tienen una gran movilidad lo que explica una serie de propiedades de los metales.

Para ver el tema con animaciones <http://fisicayquimicaenflash.es>



Además estas estructuras son muy estables, las distintas formas de ordenarse dependen del tamaño de los iones metálicos.



Los metales tienen una serie de propiedades que se pueden explicar en la forma siguiente:

- Su punto de fusión es elevado. Son sólidos a temperatura ambiente (no lo es el mercurio)
- Conducen la corriente eléctrica y el calor
- Se pueden estirar en hilos (ductilidad)
- Pueden obtenerse con ellos láminas muy finas (maleabilidad)
- En estado fundido se mezclan y el sólido es una disolución (aleación)

*Ejemplos: Cu, Fe, Mg, Al...*

*Los metales son pues sustancias simples o elementos químicos. No obstante tienen gran tendencia a reaccionar con otros elementos. Por ejemplo los minerales que contienen metales se presentan casi siempre en forma de óxidos o de sales.*

*Los metales pueden formar con otros metales y con otros elementos mezclas homogéneas (disoluciones sólidas). Se llaman aleaciones. Según sean sus componentes sus propiedades son distintas y como consecuencia también sus usos.*

<i>Aceros (Fe, C, otros)</i>	<i>Bronce (Cu, Sn)</i>	<i>Latón (Cu, Zn)</i>
		

## Anexo

## Formulación y Nomenclatura Química Inorgánica para 2º de ESO

*Siguiendo las recomendaciones para la enseñanza de la nomenclatura y formulación de los compuestos inorgánicos en los niveles de enseñanza no universitaria que son la síntesis de propuestas y opiniones recogidas en el Taller de Formulación y Nomenclatura realizado en Oviedo los días 7, 13 y 21 de noviembre de 2013 en la sede del Colegio Oficial de Químicos de Asturias y León y la Asociación de Químicos del Principado de Asturias, con la participación de 98 profesores de Educación Secundaria y Bachillerato. Muchos de los párrafos que siguen son copia textual del documento elaborado como resumen de dicho Taller. Se persigue adaptar estas conclusiones a la enseñanza de la Formulación Química adaptada a cada curso del nivel correspondiente.*

## Números de oxidación de los elementos (3ºESO)

METALES	
Número de oxidación	Elementos
+1	Li, Na, K y Ag
+2	Be, Mg, Ca y Zn
+3	Al
+1, +2	Cu, Hg (Hg <sup>2+</sup> )
+2, +3	Fe, Ni
NO METALES	
+1	H
-1	H (hidruros), F, Cl, Br, I (fluoruros, cloruros, bromuros y yoduros)
-2	O (óxidos) S (sulfuros)
+4	C, Si
+4, +6	S
±3, +5	N, P, As, Sb

## Nomenclatura de composición

En la nomenclatura de composición la construcción de un nombre está basada únicamente en la composición de las sustancias o especies que se van a nombrar. Se trata de un nombre estequiométrico que solamente refleja las proporciones de los constituyentes en la fórmula empírica o en la fórmula molecular.

Las proporciones de los elementos constituyentes en los nombres estequiométricos se unen a ellos sin espacios ni guiones. Estas proporciones pueden indicarse de tres maneras (este curso solo la que está en negrita):

- I. **mediante prefijos multiplicadores**
- II. números de oxidación
- III. números de carga.

## I. Prefijos multiplicadores.

1 (mono)	2 (di); (bis) para nombres compuestos
3 (tri) (tris)	4 (tetra) (tetrakis)
5 (penta) (pentakis)	6 (hexa) (hexakis)...

Las vocales finales de los prefijos numéricos no deben suprimirse, salvo en "monóxido"

Nombres estequiométricos de los elementos.

El nombre del elemento se forma añadiendo el prefijo multiplicador pertinente al nombre del elemento.

S <sub>8</sub> octaazufre	N <sub>2</sub> dinitrógeno	N mononitrógeno
O <sub>2</sub> dióxígeno (oxígeno)	O <sub>3</sub> trióxígeno (ozono)	H <sub>2</sub> dihidrógeno

Nombres estequiométricos de cationes y aniones

*Cationes monoatómicos.*

Se indica el nombre del elemento seguido del número de carga entre paréntesis y sin separación alguna:

Na <sup>+</sup> sodio(1+)	Cr <sup>3+</sup> cromo(3+)	Cu <sup>+</sup> cobre(1+)
Cu <sup>2+</sup> cobre(2+)	I <sup>-</sup> yodo(1+)	H <sup>+</sup> hidrógeno(1+), hidrón

### Combinaciones binarias

Son compuestos formados por dos elementos distintos. Para escribir su fórmula se pone primero el símbolo del que funciona con número de oxidación positivo y luego el del que lo hace con el negativo  
Ejemplo:

Un compuesto formado por el elemento X (número de oxidación +n) y el elemento Y (número de oxidación -m)

Habría que escribir la fórmula poniendo primero X y a continuación Y

Algo así como: X<sup>(n+)</sup> Y<sup>(m-)</sup>

Además se pone como subíndice del elemento X el número de oxidación de Y y como subíndice de Y el número de oxidación de X (sin signos)

Quedaría de esta forma:



En caso de que se pudieran simplificar los subíndices se haría dividiendo por el máximo común divisor de ambos.

### Óxidos

Reciben este nombre las combinaciones binarias del oxígeno y otro elemento.

**El oxígeno tiene como número de oxidación (-2) y el otro elemento el suyo.**

**Para nombrarlos: (Prefijo + óxido) de (prefijo + nombre del otro elemento).**

Ejemplos:

#### Óxidos de metales

fórmula	Nombre	fórmula	Nombre
Li <sub>2</sub> O	Monóxido de litio	K <sub>2</sub> O	Monóxido de dipotasio
Na <sub>2</sub> O	Monóxido de disodio	Ag <sub>2</sub> O	Monóxido de diplata
<i>Como el magnesio tiene número de oxidación 2+ y el oxígeno 2- la fórmula según se explicó antes quedaría Mg<sub>2</sub>O<sub>2</sub> pero se simplifican los subíndices dividiendo ambos por dos. Exactamente lo mismo ocurriría con el calcio Ca. Así pues las fórmulas serían:</i>			
MgO	Monóxido de magnesio	CaO	Monóxido de calcio
<i>Otros óxidos</i>			
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Trióxido de dihierro	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Trióxido de dialuminio

Si los metales tienen solamente una valencia se puede nombrar como óxido sin especificar el número de átomos de cada especie existentes.

Algún ejemplo:

CaO – Óxido de calcio por monóxido de calcio

K<sub>2</sub>O – Óxido de potasio en vez de óxido de dipotasio

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – Óxido de aluminio en lugar de trióxido de dialuminio.

Óxidos de no metales:

fórmula	Nombre	fórmula	Nombre
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Trióxido de dinitrógeno	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Pentaóxido de dinitrógeno
<i>A continuación ejemplos de óxidos en que se simplifican los subíndices. El carbono (C) funciona con número de oxidación +2 y +4. Con este último funciona el silicio (Si) y también el azufre(S) que lo hace además con +6</i>			
CO	Monóxido de carbono	CO <sub>2</sub>	Dióxido de carbono
		SiO <sub>2</sub>	Dióxido de silicio
SO <sub>2</sub>	Dióxido de azufre	SO <sub>3</sub>	Trióxido de azufre

## Hidruros

Reciben este nombre las combinaciones binarias del hidrógeno (-1) con un elemento de número de oxidación positivo.

Para nombrar (prefijo+hidruro) de elemento

Ejemplos:

fórmula	Nombre
NiH <sub>2</sub>	Dihidruro de níquel
CuH	Monohidruro de cobre
AlH <sub>3</sub>	Trihidruro de aluminio
LiH	Monohidruro de litio
CaH <sub>2</sub>	Dihidruro de calcio

También, como en el caso de los óxidos se pueden nombrar los hidruros de metales que tengan una sola valencia sin indicar el número de hidrógenos, es decir sin utilizar prefijos.

Algunos ejemplos:

ZnH<sub>2</sub> – Hidruro de cinc en lugar de dihidruro de cinc  
 AlH<sub>3</sub> – Hidruro de aluminio en vez de trihidruro de aluminio  
 CaH<sub>2</sub> – Hidruro de calcio en lugar de dihidruro de calcio  
 NaH – Hidruro de sodio por monohidruro de sodio

La combinación del hidrógeno con nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono y silicio no se nombra como hidruro y tienen nombres especiales:

fórmula	Nombre	fórmula	Nombre
NH <sub>3</sub>	Azano (amoniaco)	PH <sub>3</sub>	Fosfano
CH <sub>4</sub>	Metano	SiH <sub>4</sub>	Silano

## Combinación de los halógenos y anfígenos con hidrógeno

En este caso el halógeno funciona con valencia (-1), el anfígeno (-2) y el hidrógeno con valencia (+1).

Para escribir la fórmula se pone por tanto primero el hidrógeno y luego el otro elemento. Para nombrarlos se escribe el nombre del elemento terminado en uro y luego se añade "de hidrógeno". Esto se hace cuando están en forma gaseosa. Si están disueltos en agua se nombran usando la palabra ácido y se termina el nombre del elemento en hídrico.

fórmula	Nombre	fórmula	Nombre
HF	Fluoruro de hidrógeno (ácido fluorhídrico)	HI	Yoduro de hidrógeno (ácido yodhídrico)
HCl	Cloruro de hidrógeno (ácido clorhídrico)	H <sub>2</sub> S	Sulfuro de hidrógeno (ácido sulfhídrico)
HBr	Bromuro de hidrógeno (ácido bromhídrico)	H <sub>2</sub> Se	Seleniuro de hidrógeno(ácido selenhídrico)

## Otras combinaciones binarias

También se pueden combinar metales y no metales o no metales entre si formando compuestos binarios.

### Combinación de metal y no metal

En este caso el no metal (funciona con valencia negativa va a la derecha) y el metal a la izquierda.

Para nombrarlos se acaba el nombre del no metal en uro con el prefijo correspondiente y a continuación "de (prefijo + nombre del metal)"

Ejemplos:

fórmula	Nombre	fórmula	Nombre
MgCl <sub>2</sub>	Dicloruro de magnesio	NaCl	Cloruro de sodio
Ni <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Trisulfuro de diníquel	FeCl <sub>3</sub>	Tricloruro de hierro
FeN	Nitruro de hierro	CaI <sub>2</sub>	Diyoduro de calcio

## Combinación de no metal y no metal

En este caso el no metal más electronegativo (funciona con valencia negativa va a la derecha) y el otro a la izquierda.

Para nombrarlos se acaba el nombre del mas electronegativo en uro con el prefijo correspondiente y a continuación "de (prefijo + nombre del otro elemento)"

Ejemplos:

<i>fórmula</i>	<i>Nombre</i>	<i>fórmula</i>	<i>Nombre</i>
CCl <sub>4</sub>	Tetracloruro de carbono	SeF <sub>4</sub>	Tetrafluoruro de selenio
AsBr <sub>3</sub>	Tribromuro de arsénico	PCl <sub>3</sub>	Tricloruro de fósforo
Si <sub>4</sub>	Tetrayoduro de azufre	P <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Trisulfuro de difósforo

