

## Tema 1. Repaso de conceptos.

### Esquema de contenidos

- 1.- Formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos e inorgánicos.
- 2.- Naturaleza de la materia. La masa en Química. Concepto de mol.
- 3.- Estequiometría.

## 1. Formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos e inorgánicos

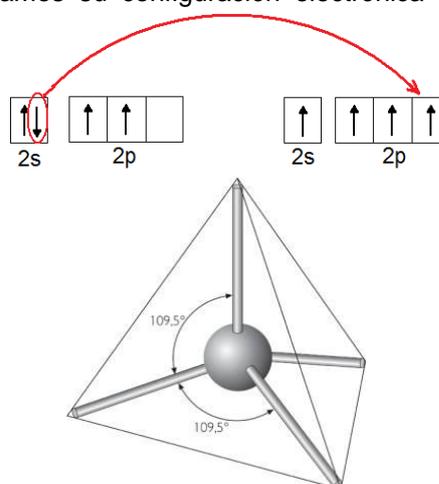
### 1.1 Compuestos orgánicos

#### 1.1.1. Configuración electrónica del átomo de carbono y tipos de enlaces. Cadenas carbonadas. Grupos funcionales. Series homólogas.

Se entiende como Química Orgánica a la disciplina de la Química que estudia los compuestos del carbono.

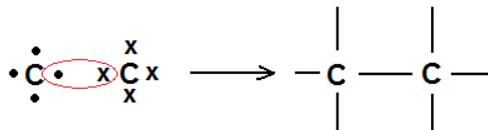
El átomo de carbono presenta  $Z = 6$ . Si realizamos su configuración electrónica resulta la siguiente:  $1s^2 - 2s^2, 2p^2$

El átomo de carbono tiene la capacidad de provocar la promoción de un electrón del orbital 2s al 2p vacío mediante la absorción de energía lo que le confiere una tetravalencia que condiciona su comportamiento químico, de tal manera que presenta 4 electrones desapareados en la capa de valencia que se disponen lo más alejados posible entre ellos para obtener una mayor estabilidad.



Como consecuencia de esta características los átomos de carbono pueden enlazar entre sí de tres formas distintas:

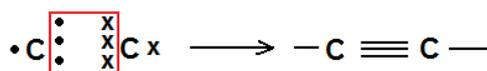
**Enlace simple:** los dos átomos comparten un par de electrones, quedando a cada uno de ellos 3 valencias libres. Se representa:



**Enlace doble:** Los átomos de carbono comparten dos pares de electrones , quedando 2 valencias libres a cada uno



**Enlace triple:** Los átomos de carbono comparten tres pares de electrones, por lo que cada uno de ellos presenta una sólo posibilidad de enlace

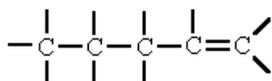


Los electrones que no participan en los enlaces se disponen de tal manera que la repulsión entre ellos es mínima, con lo que el sistema resultante es muy estable.

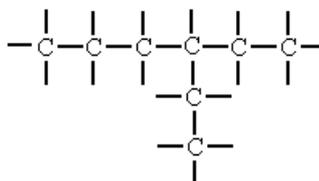
### 1.1.2. Cadenas carbonadas

Los átomos de carbono pueden unirse entre si formando cadenas carbonadas que, atendiendo a su forma, pueden clasificarse como:

**Cadena alifática o abierta:**

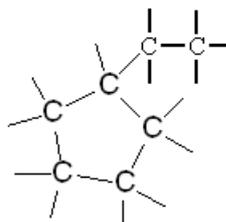
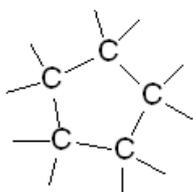


lineal



ramificada

**Cadena cerrada o cíclica:**



cerrada con ramificaciones

### 1.1.3. Grupos funcionales.

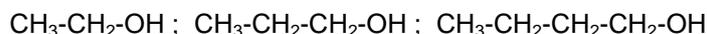
Un “grupo funcional” es un átomo o conjunto de átomos que le confieren a la molécula características específicas.

Todas las moléculas que presenten un mismo “grupo funcional”, actuarán químicamente de manera similar.

Compuesto	Grupo funcional
Alcanos (parafinas)	C-C
Alquenos (olefinas)	C=C
Alquinos (acetilenos)	$-C \equiv C-$
Derivados halogenados	R-X (X=halógeno)
Alcoholes	R-OH grupo hidroxilo
Éteres	R-O-R'
Aldehídos	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$ Grupo carbonilo
Cetonas	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{R}' \end{array}$ Grupo carbonilo
Ácidos carboxílicos	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array} \quad \text{R-COOH}$ Grupo carboxilo
Esteres	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OR}' \end{array} \quad \text{R-COOR}'$
Aminas	R-NH <sub>2</sub>
Amidas	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Nitrilos	R-C≡N
Nitrocompuestos	R-NO <sub>2</sub>

### 1.1.4. Series Homólogas.

Una serie homóloga es un conjunto de compuestos que poseen el mismo grupo funcional, y cada término de la serie difiere del anterior y del posterior en el grupo (-CH<sub>2</sub>-). Los miembros de una serie homóloga poseen propiedades químicas similares y propiedades físicas que varían de forma gradual. Por ejemplo:

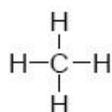


### Hidrocarburos. Alcanos, alquenos y alquinos. Hidrocarburos alicíclicos. Hidrocarburos aromáticos.

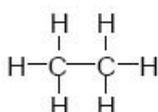
Se denominan hidrocarburos a aquellos compuestos formados por carbono e hidrógeno. Los hidrocarburos se clasifican en: Alcanos, alquenos, alquinos y aromáticos.

#### Alcanos

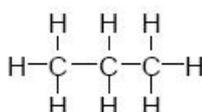
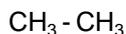
También conocidos como saturados, se caracterizan porque todos los enlaces carbono-carbono son sencillos. Su fórmula general es C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>



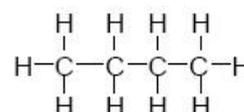
metano



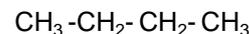
etano



propano



butano



*Hidrocarburos normales (cadena lineal)*

Nº de carbonos	Fórmula	Nombre	Nº total de isómeros	p.eb. °C	p.f. °C
1	CH <sub>4</sub>	metano	1	-162	-183
2	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	etano	1	-89	-172
3	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	propano	1	-42	-187
4	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	butano	2	0	-138
5	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	pentano	3	36	-130
6	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	hexano	5	69	-95
7	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	heptano	9	98	-91
8	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	octano	18	126	-57
9	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	nonano	35	151	-54
10	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	decano	75	174	-30
11	C <sub>11</sub> H <sub>24</sub>	undecano		196	-26
12	C <sub>12</sub> H <sub>26</sub>	dodecano		216	-10
20	C <sub>20</sub> H <sub>42</sub>	eicosano	366319	334	+36
30	C <sub>30</sub> H <sub>62</sub>	tricontano	4.11x10 <sup>9</sup>	446	+66

#### Nomenclatura de alcanos

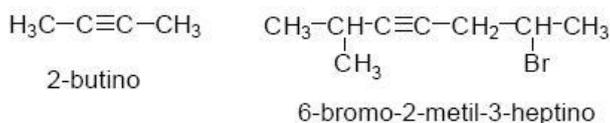
Los lineales se nombran con el prefijo correspondiente y la terminación **-ano**  
En el caso de los ramificados seguimos los siguientes pasos:

- 1- Determinamos cual es la cadena principal (mayor número de átomos de carbono)
- 2- Empezamos a contar por el extremo que haga menor a los localizadores.

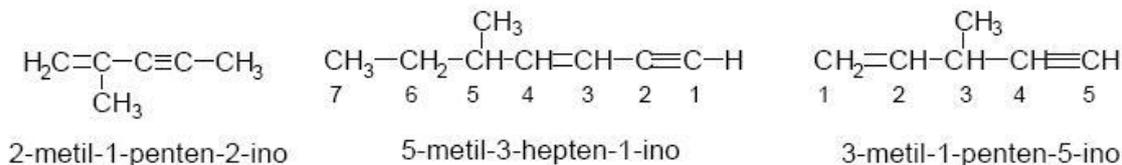




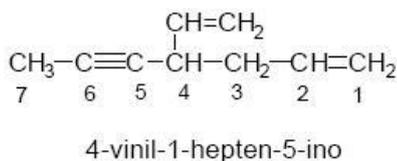
La cadena se numerar desde el extremo más cercano al triple enlace y la posición del triple enlace se indica mediante el localizador más bajo posible.



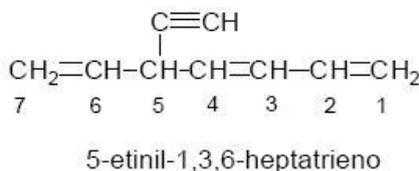
2º. Si el compuesto contiene enlaces dobles y triples la cadena principal será la que contenga el mayor número de enlaces dobles y triples. El compuesto se nombra como -ino. La cadena principal se numera de manera que los localizadores de los enlaces dobles y triples sean los más bajos posibles, aunque sea más bajo el localizador del triple enlace. En caso de opción el doble enlace tiene preferencia sobre el triple enlace.



3º. Si hay dos o más cadenas con igual número de insaturaciones la cadena principal es la que contiene el mayor número de átomos de carbono:

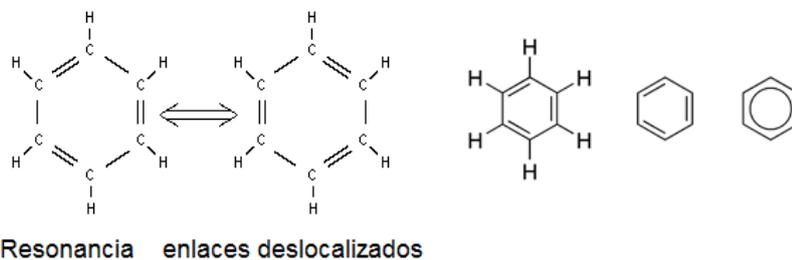


4º. Si hay dos o más cadenas con igual número de insaturaciones e igual número de átomos de carbono la cadena principal es la que contiene el mayor número de enlaces dobles:

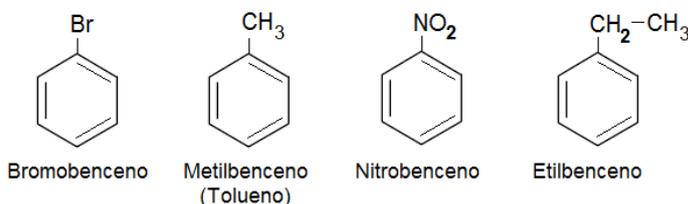


### Hidrocarburos aromáticos

En este curso nos limitaremos a definirlos como aquellos hidrocarburos derivados del benceno



Los compuestos aromáticos que tienen sustituyentes se nombran anteponiendo los nombres de los radicales a la palabra benceno.

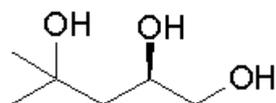




Se nombran siguiendo las siguientes normas:

- Añadimos la terminación -ol al final de la cadena hidrocarbonada
- Se indica la posición del grupo hidroxilo mediante el localizador mas bajo
- Si no es el principal grupo funcional del compuesto se incorpora el prefijo hidroxi-

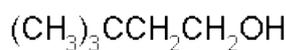
4-Metil-1,2,4-pentanotriol



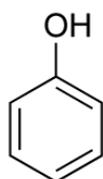
1,2-Ciclohexanodiol



3,3-dimetil-1-butanol

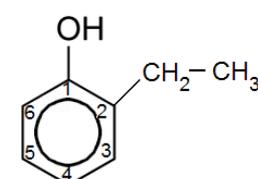
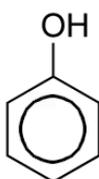


La incorporación de un grupo hidroxilo a un anillo bencénico da lugar a **fenoles**



fenol

o



2-etilfenol

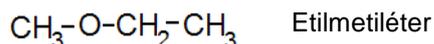
### Éteres

Son compuestos formados por 2 cadenas hidrocarbonadas unidas mediante un átomo de carbono:

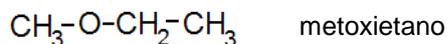


Se nombran de dos formas:

- Nombrar los radicales alquilo en orden alfabético seguidos de la palabra éter.



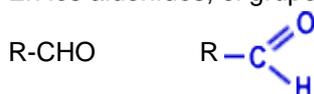
- La IUPAC nombra los éteres como alcanos con un sustituyente alcoxi. La cadena más pequeña se considera parte del sustituyentes alcoxi y la la más grande del alcano.



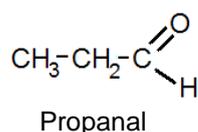
### Aldehidos y Cetonas

Son compuestos cuyo grupo funcional es el grupo carbonilo C=O.

En los aldehídos, el grupo funcional se encuentra en posición terminal de la cadena:



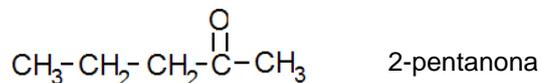
Se nombran de manera similar a los alcoholes, con la terminación -al añadida al hidrocarburo correspondiente:



En las cetonas, el grupo carbonilo se encuentra en una posición de la cadena:



Se nombran añadiendo la terminación -ona al hidrocarburo correspondiente, indicando la posición del grupo carbonilo mediante un localizador

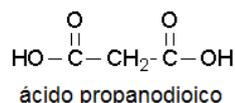
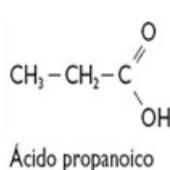
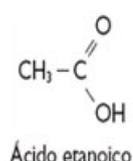
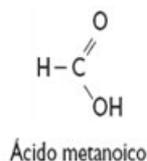


### Ácidos carboxílicos

Son compuestos orgánicos cuyo grupo funcional es el grupo carboxilo ( - COOH )

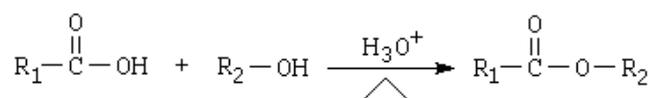


Se nombran con la palabra ácido seguida del nombre del hidrocarburo correspondiente añadiendo la terminación **-oico**

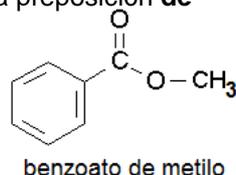
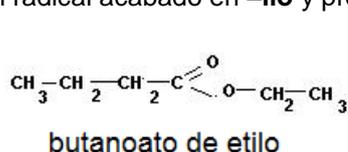


### Ésteres

Son compuestos orgánicos que surgen de la unión de un ácido carboxílico con un alcohol:



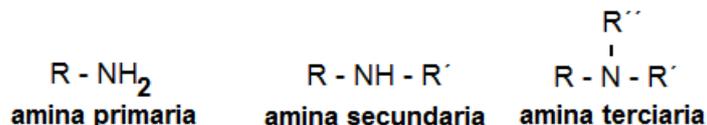
Se nombran cambiando la terminación -oico de ácido por **-oato** después se pone el nombre del radical acabado en **-ilo** y precedido de la preposición **de**



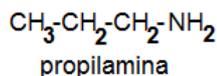
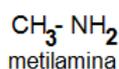
## Compuestos nitrogenados: Aminas, amidas, nitrilos y nitrocompuestos.

### Aminas

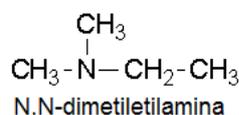
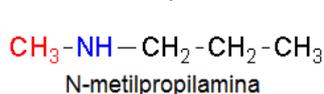
Son compuestos orgánicos derivados del amoniaco y una cadena hidrocarbonada. Hay tres tipos de aminas:



Se nombra añadiendo la terminación **-amina** al hidrocarburo correspondiente:

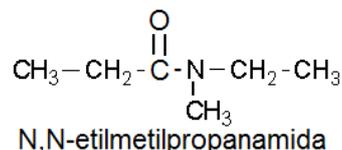
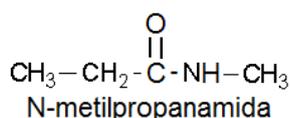
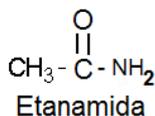


Si tenemos varios sustituyentes, se escoge al de mayor número de átomos de C para nombrar a la amina, anteponiendo a los otros la letra N:



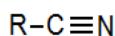
### Amidas

Son compuestos orgánicos derivados de ácidos carboxílicos, que sustituyen su grupo -OH por un grupo -NH<sub>2</sub> o sustituido dando lugar a amidas primarias, secundarias o terciarias

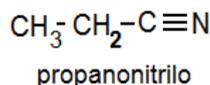
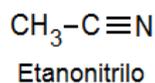


### Nitrilos

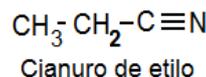
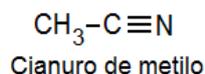
Son compuestos orgánicos derivados del ácido cianhídrico, HCN, en el que el hidrógeno es sustituido por una cadena hidrocarbonada R:



Se nombran añadiendo la terminación **-nitrilo** al nombre del hidrocarburo correspondiente:



Aunque también es posible nombrarlos como:



### Nitrocompuestos

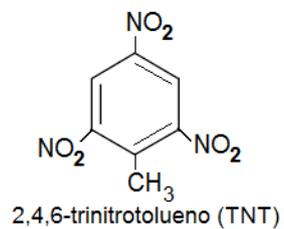
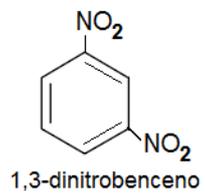
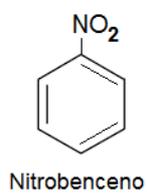
Son compuestos formados por cadenas hidrocarbonadas unidas a un grupo nitro, -NO<sub>2</sub>:



Se nombran añadiendo el prefijo nitro- al hidrocarburo correspondiente:

$\text{CH}_3\text{-NO}_2$  Nitrometano

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NO}_2$  1-Nitropropano



## 1.2. Compuestos inorgánicos.

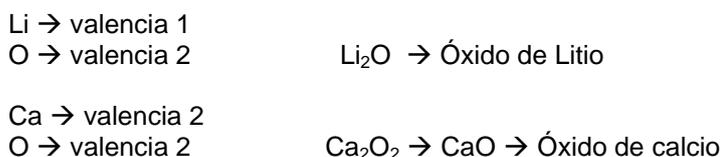
### 1.2.1 Compuestos binarios

#### Combinaciones binarias del Oxígeno

Son combinaciones de oxígeno con otro elemento.

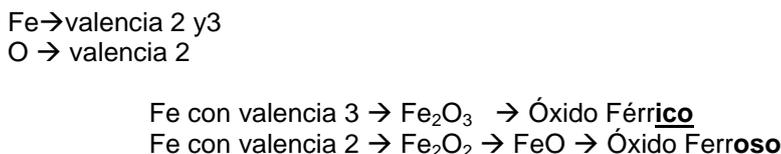
Según la nomenclatura tradicional se presentan dos tipos:

**Óxidos:** Combinaciones de Oxígeno y un metal : **Oxígeno + metal**. Para formularlos pondremos los símbolos de los elementos que se combinan e intercambiaremos sus valencias, simplificando siempre que sea posible. Escribiremos siempre en primer lugar el metal. Por ejemplo:



Se nombrarán escribiendo la palabra OXIDO seguido del nombre del metal.

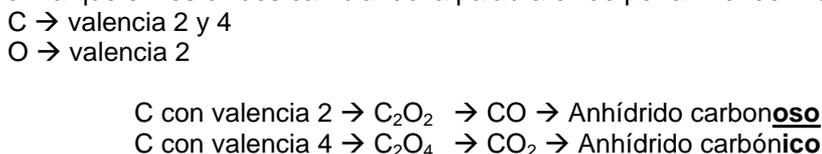
Si el elemento que se combina con el oxígeno presenta dos valencias, habrá que diferenciar las dos posibilidades. Por ejemplo:



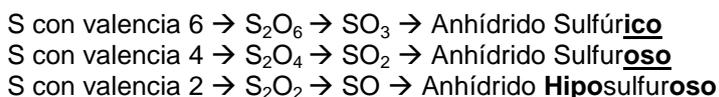
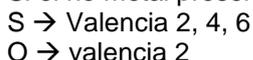
Escribiremos la palabra óxido seguido del nombre del metal acabado en **-ico** si actúa con su mayor valencia o acabado en **-oso** si actúa con la menor de sus valencias.

**Anhídridos:** Combinaciones de Oxígeno y un No metal: **Oxígeno + no metal**. Para formularlos pondremos los símbolos de los elementos que se combinan e intercambiaremos sus valencias, simplificando siempre que sea posible. Escribiremos siempre en primer lugar el no metal.

Si el elemento que se combina con el oxígeno presenta 1 o 2 valencias procedemos de la misma forma que en los óxidos cambiando la palabra óxido por anhídrido. Por ejemplo:



Si el no metal presenta tres valencias, procederemos de la siguiente manera:



Es decir, escribiremos la palabra Anhídrido seguido del nombre del no metal acabado en **-ico** si actúa con su mayor valencia, en **-oso** si actúa con la valencia intermedia e **hipo** **-oso** si aparece la menor de todas.

3 Valencias	Prefijos- sufijos
mayor	ico
intermedia	oso
menor	hipo -oso

Si el no metal presenta cuatro valencias actuaremos siguiendo este ejemplo:

Cl → valencias 1,3,5,7

O → valencia 2

Cl con valencia 7 → Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> → Anhídrido **perclórico**  
 Cl con valencia 5 → Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub> → Anhídrido **clórico**  
 Cl con valencia 3 → Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → Anhídrido **cloroso**  
 Cl con valencia 1 → Cl<sub>2</sub>O → Anhídrido **hipocloroso**

Así, escribiremos la palabra Anhídrido seguido del nombre del no metal acabado en **per-ico** si actúa con su mayor valencia, **-ico** si actúa con la siguiente valencia, en **-oso** si actúa con la siguiente e **hipo -oso** si aparece la menor de todas.

4 Valencias	Prefijos- sufijos
mayor	per- -ico
intermedia +	ico
intermedia -	oso
menor	hipo -oso

Por otro lado, la nomenclatura de Stock, no distingue entre óxidos y anhídridos. Todas las combinaciones binarias del oxígeno se nombrarán como óxidos. Se nombra añadiendo a la palabra óxido, el nombre del otro elemento:

Na<sub>2</sub>O → Óxido de sodio

Si el elemento tiene más de una valencia, ésta se indica en número romano entre paréntesis.

Por ejemplo:

Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → Óxido de hierro (III)

SO<sub>3</sub> → Óxido de azufre (VI)

FeO → Óxido de hierro (II)

SO<sub>2</sub> → Óxido de azufre (IV)

Por último, la nomenclatura sistemática utiliza prefijos para describir la fórmula del compuesto:

Prefijo	Número
mono	1
di	2
tri	3
tetra	4
penta	5
hexa	6
hepta	7

Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → **Tri**óxido de **di**hierro

FeO → **Mon**óxido de hierro

Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> → **hepta**óxido de **di**cloro

### Combinaciones binarias del Hidrógeno:

Son combinaciones de Hidrógeno con otro elemento. Reciben el nombre de hidruros. Distinguimos dos tipos de hidruros:

**Hidruros metálicos:** formados por la combinación de un metal con hidrógeno

#### metal + H

Según la nomenclatura tradicional, se nombran escribiendo la palabra hidruro seguido del nombre del metal. Por ejemplo:

Ca → valencia 2

H → valencia 1

CaH<sub>2</sub> → Hidruro de calcio

En la fórmula escribiremos en primer lugar el símbolo del elemento metálico.

Si el metal presenta mas de una valencia, procederemos igual que en los óxidos. Por ejemplo:

Fe → valencia 2 y 3

H → valencia 1

Fe con valencia 3 → FeH<sub>3</sub> → Hidruro Férrico

Fe con valencia 2 → FeH<sub>2</sub> → Hidruro Ferrroso

De la misma manera, la nomenclatura de stock seguirá los pasos ya conocidos:

CaH<sub>2</sub> → Hidruro de calcio

FeH<sub>3</sub> → Hidruro de hierro (III)

FeH<sub>2</sub> → Hidruro de hierro (II)

E igualmente, la nomenclatura sistemática :

CaH<sub>2</sub> → **monohidruro** de calcio

FeH<sub>3</sub> → **trihidruro** de hierro

FeH<sub>2</sub> → **dihidruro** de hierro

**Hidruros no metálicos:** formados por la combinación de un no metal con hidrógeno.

Dentro de los hidruros no metálicos vamos a distinguir 2 grupos:

A. Hidruros de elementos no metálicos de los grupos 16 y 17 de la Tabla periódica:

#### H + No metal. ( no metal del grupo 16 y 17)

Grupo 16 → S, Se, Te

Grupo 17 → F, Cl, Br, I

Según la nomenclatura tradicional, se nombran escribiendo del nombre del no metal acabado en **-uro** seguido de hidrógeno. Se caracterizan porque el no metal actúa siempre con su menor valencia. Por ejemplo:

S → valencia 2, 4, 6



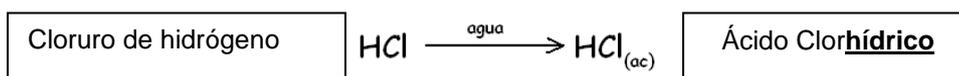
H<sub>2</sub>S → sulfuro de hidrógeno

Cl → valencia 1, 3, 5, 7



HCl → cloruro de hidrógeno

Es posible la disolución de los hidruros no metálicos en agua dando lugar a ácidos hidrácidos, su nomenclatura es bastante sencilla:



Es decir, escribiremos la palabra ácido seguido del nombre del no metal acabado en **-hídrico**  
 Tanto la nomenclatura de stock como la sistemática no resultan recomendables a la hora de hablar de hidruros no metálicos.

B. Hidruros del resto de elementos no metálicos:

## No metal + H

En este caso, aunque es posible el uso de las tres nomenclaturas, nos decantaremos por la sistemática al ser la mas usual:



## Sales binarias.

También llamadas sales neutras, resultan de la combinación de un metal con un no metal :  
**metal + no metal.**

En la fórmula, escribiremos en primer lugar el símbolo del metal. El no metal actuará siempre con la menor valencia. Por ejemplo:

Na  $\rightarrow$  valencia 1

Cl  $\rightarrow$  valencia 1, 3, 5, 7

NaCl  $\rightarrow$  cloruro de sodio



Lo nombraremos escribiendo el nombre del no metal acabado en **-uro** seguido del nombre del metal, diferenciando la valencia de éste último si fuese necesario:

Fe  $\rightarrow$  valencia 2 y 3

Cl  $\rightarrow$  valencia 1, 3, 5, 7



Fe con valencia 3  $\rightarrow$   $\text{FeCl}_3 \rightarrow$  cloruro férrico

Fe con valencia 2  $\rightarrow$   $\text{FeCl}_2 \rightarrow$  cloruro ferroso

Tanto la **nomenclatura de Stock como la sistemática** seguirá los pasos de anteriores compuestos:

### STOCK

$\text{FeCl}_3 \rightarrow$  cloruro de hierro (III)

$\text{FeCl}_2 \rightarrow$  cloruro de hierro (II)

### SISTEMÁTICA

$\text{FeCl}_3 \rightarrow$  **tr**icloruro de hierro

$\text{FeCl}_2 \rightarrow$  **dí**cloruro de hierro

## 1.2.2 Compuestos Ternarios

### Hidróxidos:

Son compuestos ternarios formados por un **metal** unido a un grupo **OH**.  
**Metal + OH**

Según la nomenclatura tradicional, procederemos de la siguiente forma:

Li → valencia 1      Li OH → hidróxido de litio  
 Ca → valencia 2      Ca(OH)<sub>2</sub> → hidróxido de calcio

Si el metal presenta dos valencias:  
 Fe → valencia 2 y 3

Fe con valencia 3 → Fe(OH)<sub>3</sub> → hidróxido **Férrico**  
 Fe con valencia 2 → Fe(OH)<sub>2</sub> → hidróxido **Ferroso**

La nomenclatura de Stock y la sistemática siguen las mismas pautas que en los compuestos binarios:

STOCK	SISTEMÁTICA
Fe(OH) <sub>3</sub> → Hidróxido de hierro (III) Fe(OH) <sub>2</sub> → Hidróxido de hierro (II)	Fe(OH) <sub>3</sub> → <b>tri</b> hidróxido de hierro Fe(OH) <sub>2</sub> → <b>di</b> hidróxido de hierro

### Ácidos oxácidos:

Son compuestos ternarios que se forman por la adición de una molécula de agua a un anhídrido:

**Anhídrido + agua → ácido oxácido**

La nomenclatura que utilizaremos para este tipo de compuestos es la tradicional, aunque la IUPAQ también permite el uso de la de Stock y la sistemática, pero resultan muy incómodas de utilizar. El procedimiento es el siguiente:

S → Valencia 2, 4, 6

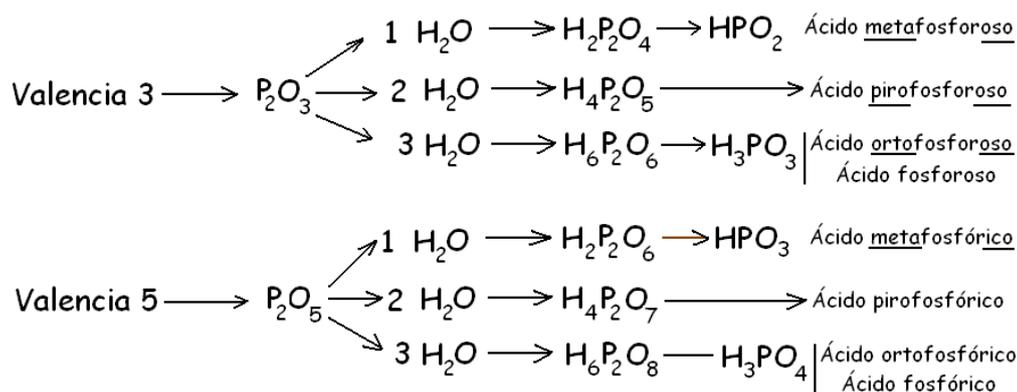
S con valencia 6 → S<sub>2</sub>O<sub>6</sub> → SO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>      Ácido **Sulfúrico**  
 S con valencia 4 → S<sub>2</sub>O<sub>4</sub> → SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>      Ácido **Sulfuroso**  
 S con valencia 2 → S<sub>2</sub>O<sub>2</sub> → SO + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>2</sub>      Ácido **Hiposulfuroso**

Cl → valencias 1,3,5,7

Cl con valencia 7 → Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>O<sub>8</sub> → HClO<sub>4</sub>      Ácido **perclórico**  
 Cl con valencia 5 → Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>O<sub>6</sub> → HClO<sub>3</sub>      Ácido **clórico**  
 Cl con valencia 3 → Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>O<sub>4</sub> → HClO<sub>2</sub>      Ácido **cloroso**  
 Cl con valencia 1 → Cl<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>O<sub>2</sub> → HClO      Ácido **hipocloroso**

Casos especiales constituyen el P, As y Sb, ya que podemos añadir 1,2 o 3 moléculas de agua. Por ejemplo:

P → valencias 3,5



### Sales oxisales:

Pueden entenderse como un derivado de \u00e1cido ox\u00e1cido que sustituye el hidr\u00f3geno por un metal. Para formularlas y nombrarlas haremos lo siguiente:

$\text{H}_2\text{SO}_4$  \u00c1cido sulf\u00fcrico

Fe  $\rightarrow$  valencia 2 y 3

Fe con valencia 2  $\rightarrow$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  Fe  $\rightarrow$   $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{Fe SO}_4 \rightarrow$  Sulfato ferroso

Fe con valencia 3  $\rightarrow$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  Fe  $\rightarrow$   $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$  Sulfato ferrico

**Cambiamos las terminaciones -ico por -ato**

$\text{H}_2\text{SO}_3$  \u00c1cido sulfuroso

Fe  $\rightarrow$  valencia 2 y 3

Fe con valencia 2  $\rightarrow$   $\text{H}_2\text{SO}_3$  Fe  $\rightarrow$   $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe SO}_3 \rightarrow$  Sulfito ferroso

Fe con valencia 3  $\rightarrow$   $\text{H}_2\text{SO}_3$  Fe  $\rightarrow$   $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3 \rightarrow$  Sulfito ferrico

**Cambiamos las terminaciones -oso por -ito**

De la misma manera **per -ico** por **per -ato** e **hipo -oso** por **hipo -ito**

### 1.2.3. Iones

Los iones son especies qu\u00edmicas que surgen de la p\u00e9rdida o ganancia de electrones. As\u00ed podemos distinguir entre cationes y aniones

#### Cationes

La nomenclatura de los cationes sigue las siguientes pautas:

Si el cati\u00f3n es monoat\u00f3mico, se escribe la palabra ion o cati\u00f3n seguido del nombre del elemento poniendo de manifiesto la carga del mismo. Por ejemplo:

$\text{H}^+$   $\rightarrow$  ion hidr\u00f3geno

$\text{Cu}^+$   $\rightarrow$  ion cobre(I) o ion cuproso

$\text{Cu}^{2+}$   $\rightarrow$  ion cobre (II) o ion c\u00fabrico.

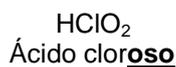
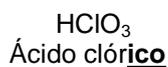
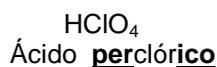
## Aniones

Para nombrar aniones procederemos de la siguiente manera:

Para aniones monoatómicos, se escribe la palabra ion seguido del nombre del elemento acabado en -uro. Por ejemplo:



Por otro lado, la mayoría de aniones poliatómicos proceden de un ácido que ha perdido sus hidrógenos. Para nombrarlos nos decantaremos por la nomenclatura tradicional donde cambiaremos las terminaciones -ico y -oso de los ácidos por las terminaciones -ato e -ito respectivamente, tal y como hacíamos en las sales ternarias. Por ejemplo:



### 1.2.4. Compuestos cuaternarios.

Son compuestos formados por la combinación de 4 elementos. Los más utilizados son las denominadas sales ácidas. Las sales ácidas se producen por una sustitución parcial de los hidrógenos de un ácido politrópico (ácidos con más de un hidrógeno) como consecuencia de ello, obtenemos:



## 2.- Naturaleza de la materia

### 2.1.- La masa en Química

Se define a la unidad de masa atómica" ("u.m.a." o "u") la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12". Su relación con el kilogramo es :

$$1 \text{ u} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

**Si observamos la masas atómicas en la tabla periódica, vemos como no son números enteros, esto se debe a que en la naturaleza, los elementos se presentan como mezclas de varios isótopos. Por eso la masa de un átomo de un elemento químico se obtiene de la media ponderal de las masas atómicas de los distintos isótopos de dicho elemento.**

**Ejemplo:** Para calcular la masa atómica del litio haremos lo siguiente:

El litio consta de dos isótopos estables: el Li-6 (7,59%) y el Li-7 (92,41%). Multiplicando la masa de cada isótopo con su abundancia (en %), los cálculos serían:

$$M = \frac{7,59 \cdot 6,015 + 92,41 \cdot 7,016}{100} = 6,94 \text{ u}$$

**La masa de una molécula, masa molecular, se calcula sumando las masas de los átomos que la componen**

**Ejemplo:** Para calcular la masa molecular del agua H<sub>2</sub>O:

$$M_{\text{O}} = 16 \text{ u} ; M_{\text{H}} = 1 \text{ u} \rightarrow \text{Masa molecular del H}_2\text{O} = 2 \cdot (1 \text{ u}) + 1 (16 \text{ u}) = 18 \text{ u.}$$

### 2.2.- Cantidad de sustancial: El mol

*" Un mol de una sustancia es aquella cantidad de esa sustancia que contiene tantas partículas representativas como átomos hay en 12 gramos de carbono 12".*

- El número de átomos que hay en 12 g de carbono 12 es igual a **6'023 · 10<sup>23</sup>** , cifra que se conoce como **Número de Avogadro (N<sub>A</sub>)**.
- Como partículas representativas entenderemos:
  1. Átomos, si hablamos de elementos
  2. Moléculas, si hablamos de compuestos

El mol permite establecer una relación entre la masa de una sustancia y las partículas representativas de esa sustancia presentes en esa cantidad

Se llama masa molar de una sustancia a la masa de un mol de dicha sustancia y se expresa gramos/mol ( g/mol), por ejemplo:

Masa molar del Fe = 55,8 g/mol

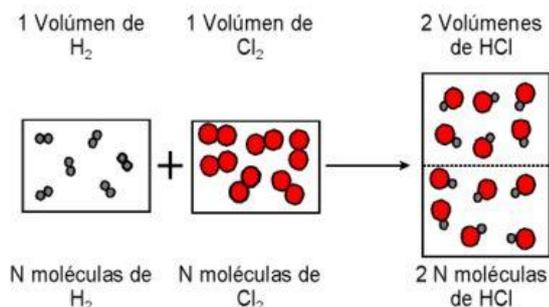
Masa molar del H<sub>2</sub>O = 18 g/mol

La masa molar de un compuesto se calcula fácilmente conociendo las masas molares de los elementos que lo forman y la fórmula del compuesto.

### 2.3.- Ley de los gases perfectos.

- Hipótesis de Avogadro

Surge como respuesta a la incompatibilidad entre Dalton y Gay-Lussac y afirma que: Volúmenes iguales de gases distintos sometidos a las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas



Se entiende por gas perfecto o ideal aquel gas en el que las moléculas que las componen ocupan un volumen despreciable frente al del recipiente que las contiene y en el que las fuerzas de atracción entre ellas son nulas.

$$PV = nRT$$

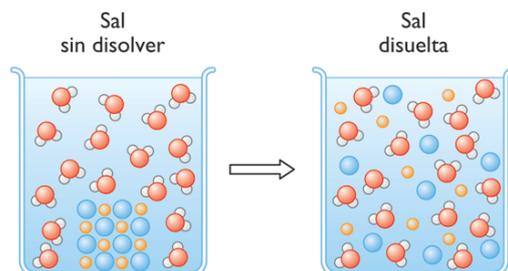
Donde R es la constante de los gases ideales. Su valor en el S.I. es de  $8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ . Sin embargo, como las presiones suelen medirse en atmósferas y los volúmenes en litros, solemos usar el valor de  $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

### 2.4.- Disolución. Concentración de una disolución y formas de expresarla.

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias cuya composición puede variar.

En toda disolución distinguimos dos tipos de componentes:

- **Disolvente:** es el componente mayoritario de la disolución.
- **Soluto:** es el componente minoritario de la disolución



En ocasiones no es tan sencillo distinguirlos.

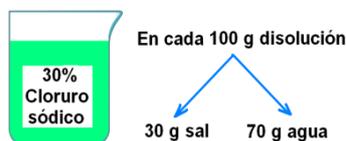
Normalmente trabajaremos con disoluciones acuosas cuyo disolvente es el agua.

La disolución se ve favorecida por el aumento de la temperatura, la agitación y la pulverización del soluto, si es sólido. Por otro lado, las interacciones soluto-soluto y disolvente-disolvente dificultan la disolución, al contrario que las soluto-disolvente

### Concentración de una disolución

La concentración de una disolución es una forma de expresar la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de disolvente o disolución. Existen varias forma de expresar la concentración de una disolución, las más usuales son las siguientes.

Porcentaje en masa (%): Nos indica los gramos de soluto por cada 100 g de disolución



Molaridad (M): Nos indica el número de moles de soluto presente en cada litro de disolución. Su unidad de medida es moles/l o Molar (M).

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$$

Molalidad (m): Expresa los moles de soluto que por cada kilogramo de disolvente. Se representa moles/kg o molal (m)

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{kg}_{\text{disolvente}}}$$

Fracción molar (X): la fracción molar de un componente nos indica la relación existente entre los moles de dicho componente y los moles totales de la disolución.

$$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{totales}}}$$

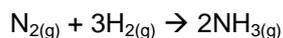
El valor de la fracción molar de cada componente está comprendida en el intervalo (0,1) y la suma de las fracciones molares de todos los componentes de una disolución es igual a 1

$$0 < X_i < 1 \quad \sum X_i = 1$$

### 3.- Estequiometría

La estequiometría es la parte de la Química que se encarga de estudiar las relaciones existentes entre las cantidades de las sustancias participantes en una reacción química. Estas relaciones se ponen de manifiesto mediante los coeficientes estequiométricos. Estos coeficientes indican la proporción con la que participa cada sustancia en la reacción.

Esta relación se puede interpretar en moles, partículas, masa e incluso volúmenes si hablamos si la reacción transcurre en fase gaseosa. Veamos un ejemplo:



Podemos leer la ecuación de las siguientes formas:



En el caso particular de esta reacción, donde todas las sustancias están en estado gaseoso, podemos leer:



### Reactivos en disolución.

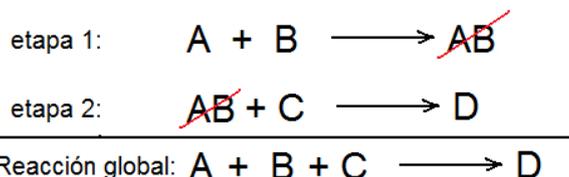
En ocasiones, algunas de las sustancias participantes en la reacción están en disolución. Para realizar cálculos estequiométricos con dichas sustancias es fundamental conocer la concentración de la disolución. La forma de expresar la concentración más empleada es la molaridad ya que relaciona el volumen empleado con los moles de soluto presentes.

### Reactivo limitante.

Normalmente, cuando se lleva a cabo una reacción, las cantidades de los reactivos participantes no están en la relación estequiométrica. En estos casos, alguno de los reactivos se consumirá totalmente, quedando parte del resto de reactivo sin reaccionar. Al reactivo consumido en su totalidad se le denomina reactivo limitante y al resto de reactivos se les considera que están en exceso. Por lo tanto la reacción termina cuando se consume el reactivo limitante.

### Reacciones consecutivas.

En la industria, es habitual realizar una serie de reacciones consecutivas para obtener un determinado producto. Para resolver el problema recurrimos a la reacción global, que es la suma de los procesos parciales.



### Reactivos con impurezas inertes.

Los reactivos no suelen ir mezclados con otras sustancias que reciben el nombre de impurezas. Cuando realizamos los cálculos estequiométricos, debemos tener en cuenta que las impurezas son inertes (no reaccionan) y tendremos que eliminar su contribución. El porcentaje de pureza de un reactivo se denomina riqueza. Por ejemplo: Si tenemos una muestra de cinc (Zn + impurezas) del 90% de riqueza, al realizar los cálculos estequiométricos debemos tener

en cuenta que la cantidad de cinc participante en la reacción será el 90% de la masa de la muestra

### **Rendimiento de una reacción.**

Las reacciones químicas no suelen tener un rendimiento del 100 %, por diferentes razones, la cantidad de producto obtenido es inferior a la que teóricamente cabría esperar. Se define como rendimiento de una reacción química a la relación, expresada en tanto por ciento, existente entre la cantidad de producto obtenido y la cantidad de producto teórica. Así, si el rendimiento de una reacción es del 80%, la cantidad de producto obtenido será un 80% de la cantidad máxima posible.