

NOMENCLATURA QUÍMICA I



KIBO



Fórmulas químicas

- Empírica.
 - Molecular.
 - Semidesarrollada.
 - Desarrollada o estructural.
- 



Fórmula empírica

- Expresa mediante símbolos y subíndices los elementos que forman el compuesto y la relación mínima en que sus átomos e iones están presentes en él.
- **Ejemplo:** CH.
 - No existe ninguna molécula formada exclusivamente por un átomo de C y uno de H.

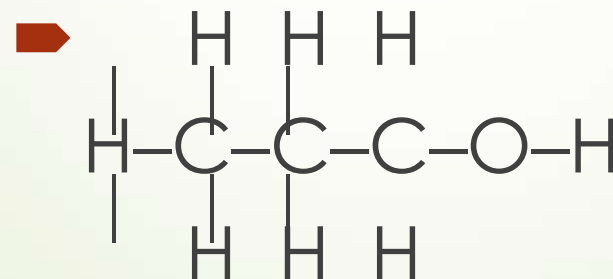
Fórmula molecular

- ➡ Expresa mediante símbolos y subíndices los elementos que forman el compuesto químico y el n° de átomos de cada elemento que están presentes en una molécula de éste.
- ➡ **NO PUEDE SIMPLIFICARSE.**
- ➡ **Ejemplos:** C_6H_6 (benceno), C_2H_2 (etino)
 - ➡ Ambas sustancias tienen la fórmula empírica anterior (CH)

Fórmula desarrollada o estructural

➤ Es una representación que indica la forma de unión de los átomos que constituyen el compuesto químico.

➤ **Ejemplos:** H-O-H.



Fórmula semidesarrollada

- Se utiliza preferentemente en química orgánica.
- Se desarrollan solo algunos enlaces (normalmente los que constituyen las cadenas).
- **Ejemplo:**
 - La fórmula anterior sería:
 - $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{OH}$



Estado o número de oxidación

- Carga que **tendría** un átomo si todos su enlaces fueran iónicos (no es, pues, carga real).
- Los estados de oxidación positivos de los no-metales sólo se dan cuando se combinan con otro no metal más electronegativo (generalmente Oxígeno)

Principales números de oxidación de los elementos (A)

- Grupo 1: H: -1,+1; Li, Na, K, Rb, Cs: + 1
- Grupo 2: Be, Mg, Ca, Sr, Ba: + 2
- Grupo 13: B: -3,+3; Al: +3
- Grupo 14: C: -4,+2,+4; Si: -4,+4; Sn, Pb: +2,+4
N: -3,+1,+2,+3,+4,+5; P: -3,+1,+3,+5;
- Grupo 15: As, Sb: -3,+3,+5
- Grupo 16: O: -2; S, Se, Te: -2,+2,+4,+6
- Grupo 17: F: -1; Cl, Br, I: -1,+1,+3,+5,+7

Principales números de oxidación de los elementos (B)

Ti (Grupo 4): +4; **V** (Grupo 5): + 5

Cr (Grupo 6): +2,+3,+6

Mn (Grupo 7): +2,+3,+4,+6,+7

Fe (Gr. 8), **Co** (Gr. 9), **Ni**: (Gr. 10): +2,+3

Pt, (Gr. 10) +2,+4

Cu: +1,+2; **Ag**: +1; **Au**: +1,+3

Zn, **Cd**: +2: **Hg**: +1,+2

Grupo 11:

Grupo 12:

Estado de oxidación (E.O.) en elementos, oxígeno e hidrógeno.

- Los átomos de los elementos, formen moléculas con un átomo o con varios tienen **E.O. = 0**
 - Ejemplo: Fe, H₂, P₄
- El oxígeno suele tener E.O. = -2
 - Excepto en O₂ (0) y peróxidos (-1) y óxidos de flúor (+2)
- El hidrógeno suele tener E.O. = +1
 - Excepto en H₂ (0) e hidruros (-1)

Cálculo del estado de oxidación (E.O.)

- La suma de los E.O. de una molécula neutra es “0” y en el caso de un ion coincide con su carga.
- **Ejemplo:** Determinar el E.O. del S en el H_2SO_4 .
- Como es una molécula neutra:
$$(+1) \cdot 2 + \text{E.O. (S)} + (-2) \cdot 4 = 0$$
- De donde despejando queda:
- **E.O. (S) = +6**

Ejemplo: Determinar el E.O. del cloro en las siguientes especies: AlCl_3 , LiClO_2 , HCl , NaClO_3 , ClO^- , ClO_4^- .

Llamaremos al E.O. (Cl) = x

- AlCl_3 : $+3 + 3x = 0 \Rightarrow x = -1$
- LiClO_2 : $+1 + x + (-2) \cdot 2 = 0 \Rightarrow x = +3$
- HCl : $+1 + x = 0 \Rightarrow x = -1$
- NaClO_3 : $+1 + x + (-2) \cdot 3 = 0 \Rightarrow x = +5$
- ClO^- : $x + (-2) = -1 \Rightarrow x = +1$
- ClO_4^- : $x + (-2) \cdot 4 = -1 \Rightarrow x = +7$

Tipos de nomenclatura

- **Tradicional** (no la vamos a usar salvo en ácidos y sales que contengan oxígeno).
- **Stock** (se pone en números romanos entre paréntesis el estado de oxidación).
- **Sistemática (IUPAC)** (se ponen prefijos griegos: mono, di, tri... Indicando el número de átomos).



Compuestos binarios (formados sólo por dos átomos o grupos)

- Óxidos
- Peróxidos.
- Hidruros
- Sales binarias.
- Hidróxidos
- Cianuros.
- *En la formulación se pone primero delante el elemento menos electronegativo*



Óxidos



- De un metal.
- De un no-metal.
- Peróxidos y óxidos dobles.
- Los óxidos metálicos tienen características básicas y forman hidróxidos al añadirles agua.
- Los óxidos no metálicos tienen características ácidas y forman los ácidos oxácidos con agua.

Óxidos

NOMENCLATURA STOCK

- Se pone primero el elemento menos electronegativo seguido del oxígeno.
- Cuando el elemento tenga varios E.O. se indica éste entre paréntesis.

EJEMPLOS

CO

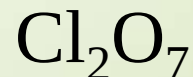
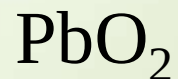
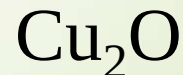
- Cu_2O óxido de carbono (II)
- PbO_2 óxido de cobre (I)
- Cl_2O_7 óxido de plomo (IV)
- Cl_2O_7 óxido de cloro (VII)

Óxidos

NOM. SISTEMÁTICA

- Se nombra con prefijo-óxido de prefijo-metal sólo en el caso de que el elemento tenga varios E.O.
- monóxido de carbono
- óxido de dicobre
- dióxido de plomo
- heptóxido de dicloro

EJEMPLOS



Peróxidos

- Son derivados del H_2O_2 (agua oxigenada o peróxido de hidrógeno) por sustitución de los hidrógenos por metales.
- El anión O_2^{2-} no puede simplificarse.
- Se nombra como “peróxido de metal”.
- peróxido de sodio
- peróxido de calcio.

EJEMPLOS

