

## Compuestos binarios y ternarios

1. Compuestos binarios son aquellos que están formados por dos elementos diferentes.

Ejemplos:

- NaH está formado por dos elementos el Na y el H
- $\text{Cl}_2\text{O}$  está formado por dos elementos diferentes el Cl y el O.
- $\text{B}_2\text{S}_3$  está formado por dos elementos diferentes el B y el S.

Lo importante es precisar el número de elementos diferentes que forman el compuesto, aunque algún elemento se repita varias veces; es decir, aunque algún elemento tenga varios átomos.

2. Compuestos ternarios son aquellos que están formados por tres elementos diferentes.

Ejemplos:

- El NaOH está formado por tres elementos diferentes Na, el O y el H.
- El  $\text{H}_2\text{SO}_4$  está formado por tres elementos diferentes el H, el S y el O.
- El  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  está formado por tres elementos diferentes el Ca, el P y el O.

### ¿Qué es el número de oxidación? Cálculo del número de oxidación de un elemento en un compuesto.

Denominamos número de oxidación de un elemento en un compuesto al número de electrones cedidos (total o parcialmente) o captados (total o parcialmente) por un átomo en su combinación química con otro para formar un enlace. El átomo que capta electrones se le asigna un número de oxidación negativo, mientras que el que cede electrones se le asigna un número de oxidación positivo.

Para comprender el significado de número de oxidación debes recordar qué sucede en el enlace iónico y qué sucede en el enlace covalente:

- Enlace iónico. Uno de los átomos (el menos electronegativo, un metal) cede electrones a otro átomo (el más electronegativo, un no metal).
- Enlace covalente. Los dos átomos comparten electrones: tienen electronegatividades altas y parecidas, son no metales.

Por tanto, en el enlace iónico los átomos metálicos (los menos electronegativos) pierden sus electrones, quedan cargados positivamente (número de oxidación positivo). Los átomos no metálicos (los más electronegativos del enlace) ganan electrones, quedan cargados negativamente (número de oxidación negativo).

Por otro lado, en el enlace covalente, si los átomos que lo forman son de diferentes elementos, uno será más electronegativo que el otro. El más electronegativo tiene más cerca los electrones que comparte, se le asigna el número de oxidación negativo. El no metal menos electronegativo tiene algo más lejos los electrones que comparte con el otro no metal, se le asigna número de oxidación positivo.

En resumen, el elemento menos electronegativo actuará con número de oxidación positivo. El elemento más electronegativo actuará con número de oxidación negativo.

¿Cómo podemos averiguar el número de oxidación de un elemento en un compuesto químico? Si conocemos la fórmula deberemos conocer el número de oxidación del resto de los elementos que forman el compuesto. Como en este curso vamos a utilizar preferentemente compuesto binarios, se trataría de calcular el número de oxidación de un elemento conocido el número de oxidación del otro elemento.

Reglas para averiguar el número de oxidación de un elemento:

- El número de oxidación de todos los elementos libres es cero.  
Ej. Fe, Cu, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>, S<sub>8</sub> n° oxidación = 0
- El número de oxidación del oxígeno es -2, en todos sus compuestos, excepto con el flúor.
- El hidrógeno posee en todos los compuestos número de oxidación +1, excepto en los hidruros metálicos, como LiH, que es -1.
- Los metales suelen tener número de oxidación positivo cuando están combinados.
- La suma total de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto debe ser cero, si el compuesto es neutro.

### Ejemplos

- BCl<sub>3</sub>
  - ✓ n° oxidación del Cl = -1 Al ser el Cl el más electronegativo (en una fórmula el más electronegativo se escribe a la derecha) es el único que actúa con número de oxidación negativo (ver números de oxidación negativos en la tabla periódica): número oxidación del Cl es -1
  - ✓ Como tenemos tres átomos de cloro (Cl), el número de cargas (electrones ganados) será  $-1 \cdot 3 = -3$ .
  - ✓ Aplicando la última regla (suma total de los número de oxidación debe ser cero en un compuesto neutro), se deberá compensar con +3.
  - ✓ Por tanto como sólo hay un átomo de B (boro), dicho átomo actuará con número de oxidación +3.
- MnO<sub>2</sub>
  - ✓ n° oxidación del O = -2 Al ser el O el más electronegativo (en una fórmula el más electronegativo se escribe a la derecha) es el único que actúa con número de oxidación negativo (ver números de oxidación negativos en la tabla periódica): número oxidación del O es -2. También lo hemos indicado en una de las reglas anteriores.
  - ✓ Como tenemos dos átomos de oxígeno (O), el número de cargas (electrones ganados) será  $(-2) \cdot 2 = -4$ .

- ✓ Aplicando la última regla (suma total de los número de oxidación debe ser cero en un compuesto neutro), se deberá compensar con +4.
  - ✓ Por tanto como sólo hay un átomo de Mn (manganeso), dicho átomo actuará con número de oxidación +4.
- $\text{Fe}_2\text{S}_3$ 
    - ✓ nº oxidación del S = -2 Al ser el S el más electronegativo (en una fórmula el más electronegativo se escribe a la derecha) es el único que actúa con número de oxidación negativo (ver números de oxidación negativos en la tabla periódica): número oxidación del S es -2
    - ✓ Como tenemos tres átomos de azufre (S), el número de cargas (electrones ganados) será  $(-2) \cdot 3 = -6$ .
    - ✓ Aplicando la última regla (suma total de los número de oxidación debe ser cero en un compuesto neutro), se deberá compensar con +6.
    - ✓ Por tanto como hay dos átomos de Fe (hierro), cada átomo actuará con número de oxidación  $+6 / 2 = +3$ .

Como regla general en la fórmula tendremos el elemento más electronegativo (el de más tendencia a coger electrones, su número de oxidación será negativo) a la derecha, y a su izquierda pondremos el elemento o elementos menos electronegativo(s).

### Sistemas de nomenclatura.

En nomenclatura coexisten tres sistemas aunque el recomendado por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es el sistemático. Seguidamente se indican las características más importantes de los mismos aplicada a la nomenclatura de compuestos binarios:

SISTEMA TRADICIONAL. - Está siendo retirado paulatinamente por indicación de la I.U.P.A.C. pero como sigue utilizándose en los textos, lo exponemos a continuación:

Este sistema se caracteriza por el uso de determinados sufijos para uno de los elementos que lo integran. Cuando el elemento tiene un solo número de oxidación se añade la terminación -ico (sódico, potásico), también se admite decir (de sodio, de potasio)

Si el elemento tiene dos números de oxidación, se añade la terminación -oso si actúa con el menor número de oxidación e -ico si actúa con el mayor número de oxidación.

Ejemplo:

$\text{FeO}$  óxido ferroso (el Fe actúa con el número de oxidación +2, recuerda que el Fe tiene +2 y +3)

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  óxido férrico (el Fe actúa con el número de oxidación +3, recuerda que el Fe tiene +2 y +3)

NOTACIÓN DE STOCK. - Se nombra el tipo de compuesto, indicando a continuación, entre paréntesis, el número de oxidación de alguno de los elementos componentes. Si el elemento tiene únicamente un número de oxidación, éste se omite.

Ej. :

FeO óxido de hierro (II) El Fe tiene +2 y +3, como aquí actúa con +2 se pondrá entre paréntesis en números romanos.

CaO óxido de calcio El Ca sólo tiene número de oxidación +2, al ser el único número de oxidación con el que puede actuar no existirá posibilidad de confusión, no se debe poner entre paréntesis nada.

**NOMENCLATURA SISTEMÁTICA.** - Se indican las proporciones en que se combinan los distintos elementos de un compuesto mediante los siguientes prefijos:

1 Mono (o nada)	5 Penta
2 Di	6 Hexa
3 Tri	7 Hepta
4 Tetra	8 Octa

Ej.  $N_2O_3$  trióxido de dinitrógeno (trióxido  $\rightarrow$  tres átomos de oxígeno, dinitrógeno  $\rightarrow$  dos átomos de nitrógeno).

### **Resumen de pasos a seguir en la formulación y nomenclatura**

1. Para averiguar el nombre de gran número de compuestos necesitamos conocer el número de oxidación de los elementos del compuesto. Procedemos según las reglas estudiadas. Se debe recordar que, para los compuestos que estudiamos este curso, el Oxígeno actúa con  $-2$  y el Hidrógeno con  $+1$  (no metales) o  $-1$  (metales).
2. Tipos de compuestos binarios a estudiar:
  - a) Óxidos:
    - Metálicos: metal + oxígeno
    - No metálicos: no metal + oxígeno
  - b) Hidruros:
    - Metálicos: metal + hidrógeno
    - No metálicos: no metal + hidrógeno o hidrógeno + no metal
  - c) Sales binarias: metal + no metal
  - d) Compuestos binarios de no metal con no metal.
3. Al escribir la fórmula se pone primero el elemento menos electronegativo (el que actúa con número de oxidación positivo) y después el electronegativo (actúa con número de oxidación negativo).
4. Para nombrarlos se hace al revés, se dice primero el electronegativo (actúa con número de oxidación negativo) y después el otro elemento (actúa con número de oxidación positivo).
5. Para poner el nombre, conocida la fórmula, se debe averiguar el número de oxidación de cada elemento (no es necesario para la nomenclatura sistemática o para nombres comunes). En general, para los compuestos binarios, el elemento que se encuentra a la derecha se nombrará acabado en -uro salvo que sea oxígeno (óxido) o tenga nombre propio el compuesto.
6. Para escribir la fórmula conocido el nombre:
  - a) Por la tradicional o por la Stock, se averiguan los números de oxidación (analizar el nombre).
  - b) Por la tradicional, la terminación -oso se corresponde con el número de oxidación menor del elemento de la izquierda. La terminación -ico se corresponde con el número de oxidación mayor del citado elemento
  - c) Se intercambian los dos números de oxidación:

- El número de oxidación del elemento de la izquierda se pone como subíndice del elemento de la derecha.
  - El número de oxidación del elemento de la derecha se pone como subíndice del elemento de la izquierda.
- d) Se simplifica si se puede.

Ejemplo:

Si el nombre es óxido plúmbico, sabemos que el oxígeno actúa con  $-2$  y, por el nombre, el plomo con  $+4$ :

- Primero ponemos Pb a la izquierda y O a la derecha: PbO
- Después intercambiamos los números de oxidación de ambos elementos, olvidando el signo que tienen: Pb<sub>2</sub>O<sub>4</sub>
- Si se pueden simplificar los dos números se hace (dividiendo por el mismo número ambos subíndices): PbO<sub>2</sub>

$$\left[ \frac{2}{2} = 1 \text{ (no se pone)} \quad \frac{4}{2} = 2 \text{ (se pone)} \right]$$

### Determinación del número de oxidación

**1. Determina el número de oxidación del manganeso en los compuestos:**

- a) a) MnO<sub>2</sub>
- b) b) Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

**2. Determina el número de oxidación del Cl en los compuestos:**

- a) a) Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>
- b) b) Cl<sub>2</sub>O
- c) c) Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

**3. Determina el número de oxidación del Ni en los compuestos:**

- a) a) Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- b) b) NiO