

VALENCIA Y NÚMERO DE OXIDACIÓN

En la ley de Proust (1799) se enunció que los elementos químicos se combinan en proporciones definidas y constantes. Esta capacidad de combinación de un átomo con otros, para formar un compuesto, recibió el nombre de **valencia**. En la actualidad, para formular con mayor facilidad, se prefiere utilizar el número de oxidación.

El **número de oxidación** de un elemento en un compuesto es la carga eléctrica que poseería un átomo de dicho elemento si todo el compuesto del que forma parte estuviera constituido por iones positivos y negativos.

No debemos confundir el número de oxidación de los átomos con la carga de los iones.



■ Proust (1754-1826), químico francés y uno de los fundadores de la química moderna.

Número de oxidación	Carga iónica
Representa una capacidad de combinación. Escribimos sobre el símbolo del elemento e indicamos con un número de la forma $+n$ o $-n$.	Es la carga positiva o negativa, $n+$ o $n-$, que adquiere un átomo o un grupo de átomos cuando pierden o ganan electrones. Escribimos a la derecha del símbolo del ion, en la parte superior:
$+1$ -1 $+1$ $+6$ -2 $NaCl$ H_2SO_4	Na^+ Ca^{2+} Al^{3+} NO_3^- CO_3^{2-} PO_4^{3-}

Un mismo elemento, según el compuesto del que forma parte, puede tener varios números de oxidación (tablas). Los números de oxidación destacados en **negrita** son comunes a cada grupo de la tabla periódica.

Grupo 1 (1A)	Grupo 2 (2A)	Grupo 13 (3A)	Grupo 14 (4A)	Grupo 15 (5A)	Grupo 16 (6A)	Grupo 17 (7A)
H $+1, -1$	Be } Mg } Ca } $+2$ Sr } Ba }	B $+3, -3$ Al } $+3$ Ga } In } $+1, +3$ Tl }	C } $+4, -4$ Si } Ge } Sn } $+3, +2$ Pb }	$+1$ $+2$ $+3$ N $+4, +5, -3$ P $+1, +3, +5, -3$ As $+3, +5, -3$ Sb $+3, +5$ Bi $+3, +5$	O -2 S } $-2, +4$ Se } $+6, -2$ Te }	F -1 Cl } $+1, +3,$ Br } $+5, +7,$ I } -1

■ Tabla. Elementos representativos

Grupo 3 (3B)	Grupo 4 (4B)	Grupo 5 (5B)	Grupo 6 (6B)	Grupo 7 (7B)
Sc } $+3$ Y } La }	Ti $+2, +3, +4$ Zr } $+4$ Hf }	V $+2, +3, +4, +5$ Nb $+3, +4, +5$ Ta $+1, +2, +4, +5$	Cr $+2, +3, +6$ Mo } $+2, +3, +4, +5, +6$ W }	Mn $+2, +3, +4, +6, +7$ Re $+1, +2, +4, +6 +7$

Grupo 8 (8B)	Grupo 9 (8B)	Grupo 10 (8B)	Grupo 11 (1B)	Grupo 12 (2B)
Fe $+2, +3$ Ru } $+2, +3, +4, +6, +8$ Os }	Co $+2, +3$ Rh $+2, +3, +4$ Ir $+2, +3, +4, +6$	Ni $+2, +3$ Pd } $+2, +4$ Pt }	Cu $+1, +2$ Ag $+1$ Au $+1, +3$	Zn } $+2$ Cd } Hg $-1, +2$

■ Tabla. Metales de transición

Cálculo del número de oxidación

Para determinar el número de oxidación de un elemento en una especie química cualquiera, debemos tener en cuenta las siguientes reglas:

Y TAMBIÉN:

Número de oxidación y reacciones químicas

En las reacciones químicas el número de electrones ganados por algunos átomos coincide con el número de electrones cedidos por otros, de manera que el balance total del cambio es cero.

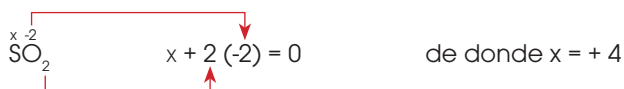
- Los átomos de los elementos que no forman parte de un compuesto químico tienen número de oxidación cero, 0, incluso cuando forman moléculas o estructuras poliatómicas, como N_2 , hierro...
- El número de oxidación de un ion monoatómico es su propia carga; así, Na^+ tiene un número de oxidación de +1 y Cl^- , -1.
- El **oxígeno** emplea comúnmente el **número de oxidación -2**.
- El **hidrógeno** utiliza habitualmente el **número de oxidación +1**. Solo en los hidruros utiliza el número de oxidación -1.
- La **suma algebraica** de todos los **números de oxidación** de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser cero.

En los iones poliatómicos esta suma debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ion.

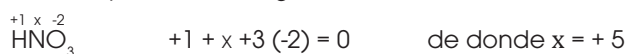
Puesto que el oxígeno y el hidrógeno forman parte de muchos compuestos, la asignación de sus números de oxidación permite determinar el número de oxidación de los otros elementos del compuesto.

Determina los siguientes números de oxidación: a. del azufre en el dióxido de azufre, SO_2 ; b. del nitrógeno en el ácido nítrico, HNO_3 ; c. del azufre en el sulfato de potasio, K_2SO_4 ; d) del carbono en el ion carbonato, CO_3^{2-} ; e) del cloro en el ion perclorato, ClO_4^- .

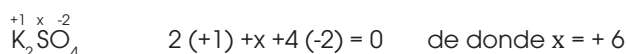
a) El oxígeno tiene número de oxidación -2, llamamos x al número de oxidación del azufre y aplicamos la regla dada:



b) El hidrógeno tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, -2. Llamamos x al del nitrógeno y, a continuación, aplicamos la regla:



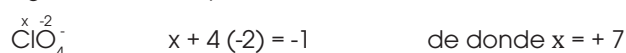
c) El potasio tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, -2. Llamamos x al del azufre y procedemos como antes:



d) La carga total del ion carbonato es -2. Por tanto:



e) Carga total del ion perclorato: -1



Los elementos químicos tienden a formar compuestos químicos. Sin embargo, los átomos de un mismo elemento pueden unirse también entre ellos. En este caso forman tres tipos de estructuras:

- **Gases monoatómicos** son los gases nobles, cuyas fórmulas son: He (helio), Ne (neón), Ar (argón), Kr (criptón) y Xe (xenón).
- Moléculas formadas por un pequeño número de átomos. Se formulan indicando el número de átomos que las constituyen: H_2 , F_2 , P_4 , etc.
- Redes cristalinas de átomos. Tienen como fórmula el símbolo del elemento. Por ejemplo: Au (oro), Na (sodio), Ge (germanio), Si (silicio)...

Y TAMBIÉN:



Alótropos o **formas alotrópicas**: formas cristalinas o moleculares diferentes, compuestas por el mismo elemento. Por ejemplo: oxígeno, O_2 y ozono, O_3 ; fósforo blanco y fósforo rojo.

Tienen propiedades físicas y químicas diferentes.

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
O_2	oxígeno	dioxígeno
O_3	ozono	trioxígeno
S_8	azufre	ciclo-octaazufre
S_n	azufre μ	poliazufre

Iones monoatómicos

Ion positivo o catión: átomo neutro que ha perdido uno o más electrones.

Forman cationes los **metales** porque tienen energía de ionización baja, afinidad electrónica alta y electronegatividad baja.

Para nombrarlo, utilizamos la palabra **ion** y el nombre del elemento.

Na^+ ion sodio Zn^{2+} ion cinc

Si el elemento forma más de un ion diferente, colocamos el estado de oxidación del ion entre paréntesis.

Cu^+ ion cobre (I) Cu^{2+} ion cobre (II)
 Fe^{2+} ion hierro (II) Fe^{3+} ion hierro (III)

Ion negativo o anión: átomo neutro que ha ganado uno o más electrones.

Forman aniones los **no metales** porque tienen energía de ionización alta, afinidad electrónica baja y electronegatividad alta.

Para nombrarlo, utilizamos la palabra **ion** y el nombre del elemento con la terminación **-uro**.

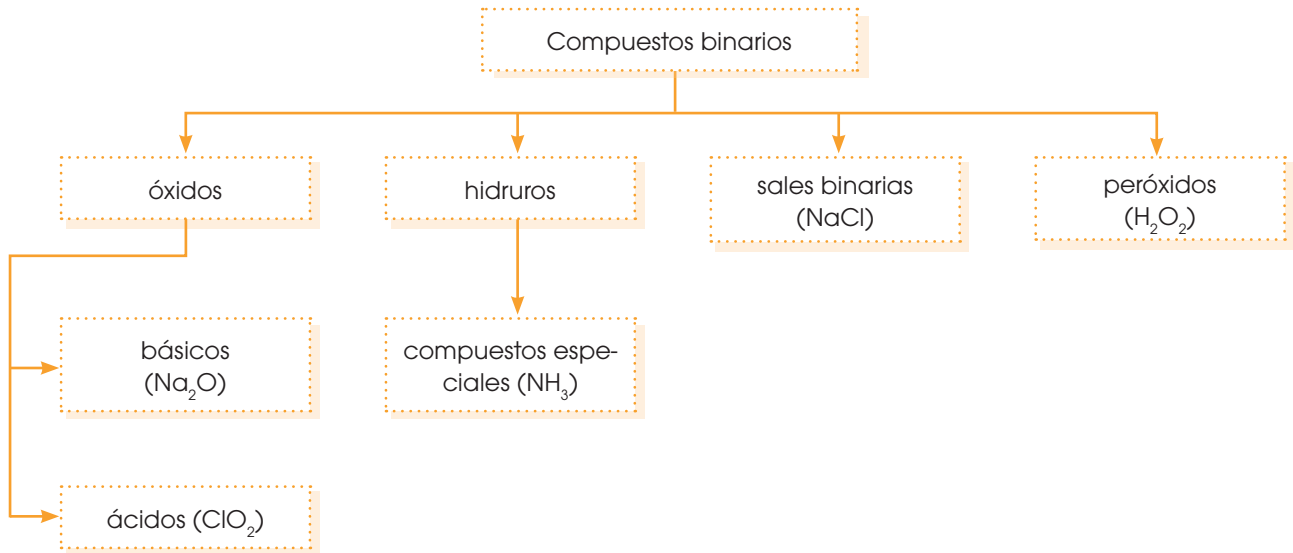
El nombre de algunos elementos se modifica al añadirle dicha terminación y al oxígeno lo nombramos como **óxido**.

F^- ion fluoruro O^{2-} ion óxido
 H^- ion hidruro I^- ion yoduro
 S^{2-} ion sulfuro P^{3-} ion fosfuro

5. **Formula y proporciona** el nombre sistemático de todos los halógenos. Ten en cuenta que forman moléculas similares al flúor, F_2 , de nombre **sistemático** diflúor.
6. **Utiliza** las tablas de la página 255 para formular y nombrar:
 - a. Los aniones que forman el boro, el silicio, el antimonio y el selenio.
 - b. Los cationes que pueden formar el cobalto, el níquel y el cadmio.
7. **Nombra y escribe** el símbolo de todos los metales del grupo 11 (1B).
 - **Di** si tienen algún número de oxidación común y **formula** los cationes que podrán formar con este número de oxidación.
8. El **azufre** es uno de los elementos que más alótropos forma. **Busca** información, **nombra** los alótropos del azufre mediante su nombre común y sistemático, y **describelos**.

Compuestos binarios

La unión de solamente dos átomos de dos elementos forman un compuesto binario. Pueden haber distintos tipos de compuestos binarios dependiendo de la reacción que ocurra.



Formulación de los compuestos binarios

Si el compuesto está formado por un elemento metálico y otro no metálico, el metal se coloca siempre a la izquierda. Y si está formado por dos elementos no metálicos, se coloca a la izquierda del elemento que aparece antes en la siguiente lista:

B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te

Escribimos los números de oxidación de cada elemento por ejemplo: $M^{+3} X^{-2}$

Asignamos a cada elemento el subíndice necesario para que la suma total de los números de oxidación sea cero.

Para efectuar esta suma, asignamos a cada elemento el subíndice necesario para que la suma total de los números de oxidación sea cero.

Para efectuar esta suma, multiplicamos cada número de oxidación por el número de átomos del elemento en cuestión que contiene la fórmula. A continuación, sumamos todos los resultados obtenidos:

$$M_2^{+3} X_3^{-2} \longrightarrow 2 \cdot (+3) + 3 \times (-2) = 0$$

Escribimos la fórmula definitiva, en la que no deben aparecer ni los números de oxidación ni los subíndices 1:



Y TAMBIÉN:



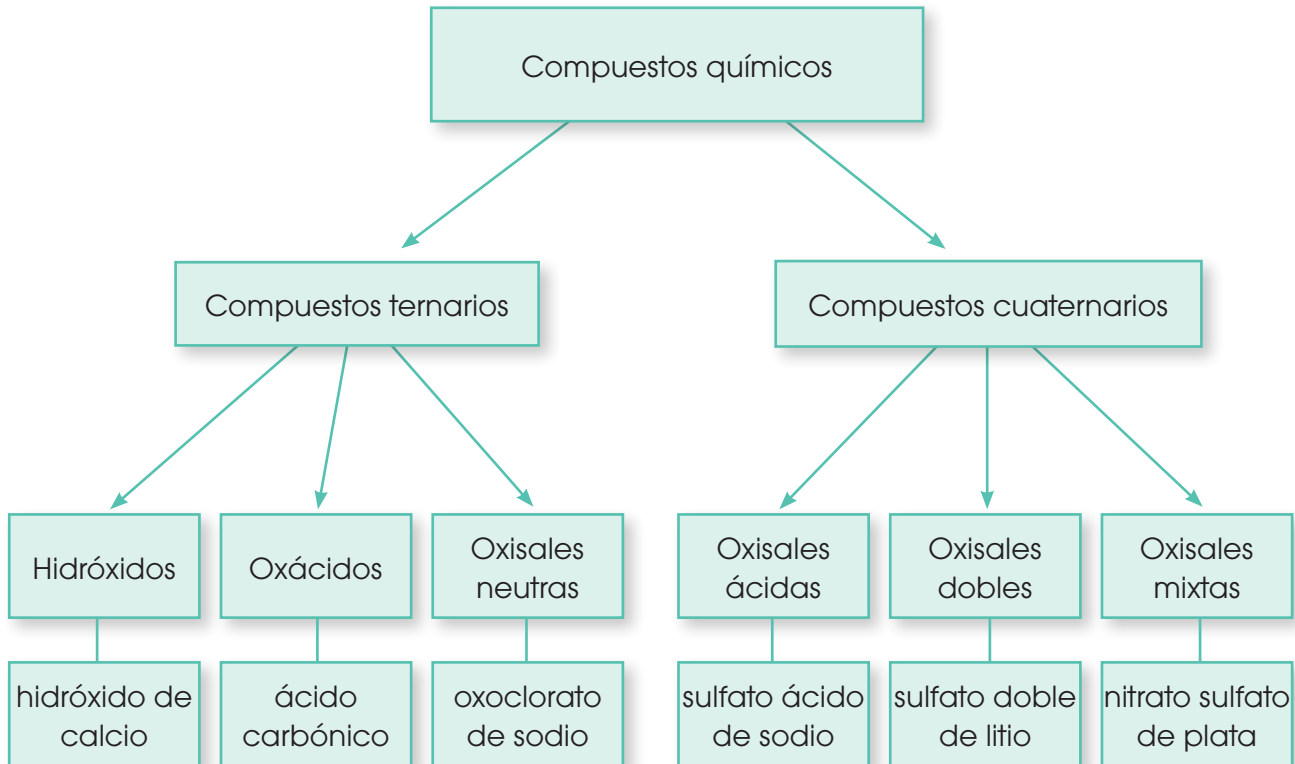
MX

A la izquierda, el elemento menos electronegativo, que actúa con número de oxidación positivo.

A la derecha, el elemento más electronegativo, que actúa con número de oxidación negativo.

Compuestos ternarios y cuaternarios

Como su nombre lo indica un compuesto ternario va a estar formado por tres elementos. Mientras que un compuesto cuaternario estará constituido por cuatro elementos. Pueden existir tres tipos de compuestos ternarios y tres tipos de compuestos cuaternarios.



4.6. Función óxido básico u óxidos metálicos

Los óxidos metálicos están compuestos por un elemento metal más oxígeno. Este grupo de compuestos son conocidos también como óxidos básicos.



La fórmula de los óxidos metálicos es del tipo X_2O_n (donde X es el elemento metálico y O es oxígeno). Entre los numerosos ejemplos de óxidos metálicos se encuentran: ZnO, MgO, Na_2O , FeO, Au_2O_3 , etc.

Nomenclatura

- **Tradicional:** El nombre genérico es óxido y el específico el del metal precedido de -oso si es de menor valencia o -ico si es de mayor valencia. Ejemplo: FeO óxido ferroso; Fe_2O_3 óxido férrico.
- **Sistemática:** Nombra a los compuestos utilizando prefijos numéricos griegos (mono, di, tri, etc.) que indican la atomidicidad de los elementos en cada molécula.
- **Stock:** Se nombra a los compuestos escribiendo al final con números romanos (I, II, III, etc.) la valencia atómica del elemento.

Óxido	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de stock	Óxido	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de stock
Li_2O	Monóxido de dilitio	Óxido de litio	Al_2O_3	Trióxido de dialuminio	Óxido de aluminio
SnO	Monóxido de estaño	Óxido de estaño (II)	SO_2	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)
SnO_2	Dióxido de estaño	Óxido de estaño (IV)	B_2O_3	Trióxido de diboro	Óxido de boro (III)

Y TAMBIÉN:

Formulación: Escritura de la fórmula de una sustancia química.

Nomenclatura: Conjunto de reglas para nombrar una fórmula química

IUPAC: Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (*International Union of Pure and Applied Chemistry*).

Obtención

Algunos metales, especialmente el hierro, sufren oxidación o corrosión. A este proceso lo apreciamos notablemente cuando el metal queda expuesto a la intemperie y se forma una capa de color ocre, característico de la oxidación del hierro. Otros metales, en cambio, sufren este proceso mucho más lentamente (como ocurre con el cobre, sobre el que se forma una pátina verdosa, o la plata) o, simplemente, no se corroen y permanecen siempre brillantes, como ocurre con dos metales preciosos: el oro y el platino (esta capacidad de brillar «indefinidamente» y de no corrosión es una de las cualidades que los encarecen).



■ Corrosión del hierro

9. **Escribe** las fórmulas de los siguientes compuestos químicos.

- | | | |
|-----------------------|----------------------|-----------------------|
| a. Óxido de cobre (I) | c. Óxido de magnesio | e. Monóxido de calcio |
| b. Óxido níqueloso | d. Óxido de aluminio | f. Óxido cromoso |

10. **Escribe** los nombres de los siguientes compuestos en las tres nomenclaturas.

- | | | |
|-------------------------|----------------------------|----------------------------|
| a. K_2O | c. HgO | e. Cs_2O |
| b. ZnO | d. Cr_2O_3 | f. Ga_2O_3 |