



Figura 1. Algunos símbolos propuestos por los alquimistas para representar las sustancias químicas.

1. Nomenclatura química

Todos los días, podemos relacionarnos con las personas que nos rodean, gracias a que utilizamos el mismo idioma o lenguaje. De la misma manera, los químicos, sin importar qué idioma hablen en su lugar de origen, necesitan comunicarse entre sí, de manera muy específica. Para ello, han creado un lenguaje propio. Te invitamos a que lo conozcas.

1.1 Los símbolos y las fórmulas químicas a través de la historia

El desarrollo de la química como ciencia hizo necesario dar a cada sustancia conocida un nombre que pudiera representarse de forma abreviada, pero que al mismo tiempo incluyera información acerca de la composición molecular de las sustancias y de su naturaleza elemental.

Los alquimistas habían empleado ya símbolos para representar los elementos y compuestos hasta entonces conocidos (figura 1). Muchos de estos símbolos y fórmulas representaban cuerpos celestes, pues, los primeros químicos pensaban que las sustancias materiales estaban íntimamente relacionadas con el cosmos. **Dalton** fue el primero en utilizar un sistema de signos, desprovisto de misticismo, para los diferentes elementos y con base en estos, para algunos compuestos (figura 2).

Los símbolos modernos para representar los elementos químicos se deben a **Berzelius**, quien propuso utilizar, en vez de signos arbitrarios, la primera letra del nombre latino del elemento. Cuando varios elementos tuvieran la misma inicial, se representaban añadiendo la segunda letra del nombre. Así, por ejemplo, el carbono, el cobre y el calcio se representan: C, Cu y Ca, respectivamente. Observa que la primera letra del nombre se escribe siempre en mayúscula, mientras que la segunda, cuando está presente, se escribe en minúscula.

De la misma manera como estos **símbolos** representan elementos, las **fórmulas** indican la composición molecular de las sustancias, mediante la yuxtaposición de los símbolos de los elementos constituyentes. Para indicar el número de átomos presentes de cada elemento integrante de la molécula, se escribe tal cantidad como un subíndice al lado del correspondiente elemento. Por ejemplo, la fórmula del agua H_2O , indica que está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Las fórmulas químicas se clasifican en: fórmula empírica, fórmula estructural, fórmula electrónica y fórmula molecular.

- La fórmula empírica llamada también fórmula mínima o condensada, indica la relación proporcional entre el número de átomos de cada elemento presentes en la molécula, sin que esta relación señale exactamente la cantidad de átomos. Esta fórmula se puede determinar a partir del porcentaje en peso correspondiente a cada elemento. Por ejemplo, CO_2 corresponde a la fórmula empírica o mínima de la glucosa, pero su fórmula molecular es $C_6H_{12}O_6$.

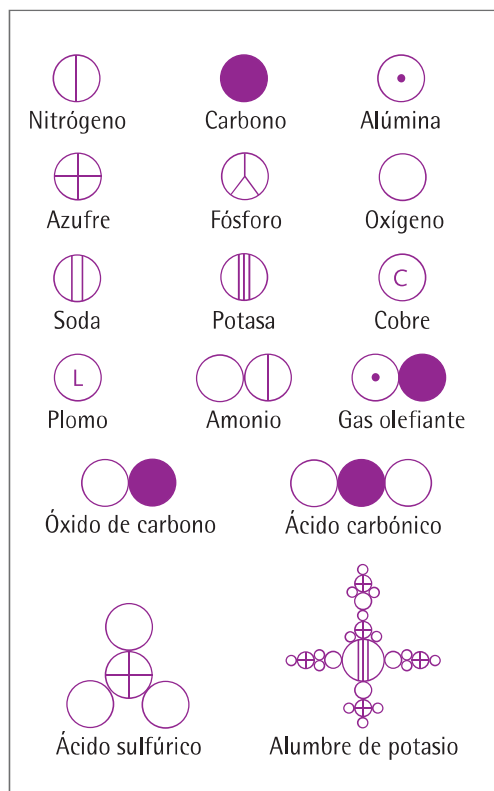


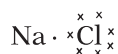
Figura 2. Símbolos propuestos por Dalton para representar algunos elementos y compuestos.



- La **fórmula estructural** indica la proporción de átomos y la posición o estructura de la molécula. Por ejemplo, la fórmula para la molécula de agua es



- La **fórmula electrónica** (Lewis) indica los electrones de cada átomo y la unión o enlace que se presenta. Por ejemplo, la fórmula electrónica del cloruro de sodio es



- La **fórmula molecular** muestra con exactitud la relación entre los átomos que forman la molécula. Es múltiplo de la fórmula empírica, por lo tanto, se puede determinar conociendo el peso molecular del compuesto y el peso de la fórmula mínima.

Por ejemplo, si el peso molecular de la glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ es 180 g y el peso de la fórmula mínima CH_2O es de 30 g, entonces,

$$n = \frac{\text{Peso de la fórmula molecular}}{\text{Peso de la fórmula mínima}} = \frac{180 \text{ g}}{30 \text{ g}} = 6$$

Como la fórmula mínima es CH_2O , al multiplicarla por 6 da como resultado $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ que es la fórmula molecular.

Elemento	Símbolo	Valencia
Hidrógeno	H	1
Oxígeno	O	2
Sodio	Na	1
Potasio	K	1
Calcio	Ca	2
Zinc	Zn	2
Aluminio	Al	3
Hierro	Fe	2, 3
Cobre	Cu	2, 1
Carbono	C	4
Nitrógeno	N	3, 5, 4, 2
Azufre	S	2, 4, 6
Cloro	Cl	1, 3, 5, 7
Yodo	I	1, 5, 7

Figura 3. Números de valencia para algunos elementos químicos.

1.2 Valencia y número de oxidación

1.2.1 Valencia

Se denomina **capa de valencia** de un átomo a su capa más externa de electrones. Los electrones de esta capa reciben el nombre de **electrones de valencia** y determinan la capacidad que tienen los átomos para formar enlaces (figura 3). Existen dos tipos de valencia:

- **Valencia iónica:** es el número de electrones que un átomo gana o pierde al combinarse con otro átomo mediante un enlace iónico. Así, por ejemplo, cada átomo de calcio pierde dos electrones al formar enlaces iónicos, y por eso la valencia iónica del calcio es dos. Así mismo, cada átomo de oxígeno gana dos electrones al combinarse iónicamente con otro átomo, por lo tanto, su valencia iónica es dos.
- **Valencia covalente:** es el número de electrones que un átomo comparte con otro al combinarse mediante un enlace covalente. Por ejemplo, cada átomo de carbono comparte cuatro electrones al formar enlaces covalentes con otros átomos, y por eso su valencia covalente es cuatro.

Algunos elementos poseen más de un número de valencia, lo cual quiere decir que pueden formar más de un compuesto.

1.2.2 Número de oxidación

Se conoce como **número de oxidación** de un elemento a la carga que posee un átomo de dicho elemento, cuando se encuentra en forma de ion.

Los números de oxidación pueden ser positivos o negativos según la tendencia del átomo a perder o ganar electrones. Los elementos metálicos siempre tienen números de oxidación positivos, mientras que los elementos no-metálicos pueden tenerlos positivos o negativos. Similar a lo que ocurre con la valencia, un mismo átomo puede tener uno o varios números de oxidación para formar compuestos (figura 4).



Figura 4. La gran variedad de compuestos que se conocen está relacionada con la capacidad de enlace de los átomos.



Figura 5. El cobre arde en presencia de oxígeno formando el óxido de cobre.

1.2.3 Normas para calcular el número de oxidación en compuestos

En la formulación de un compuesto conviene tener en cuenta las siguientes normas:

- El número de oxidación de cualquier elemento en estado libre (no combinado) siempre es cero, no importa cuán complicada sea su molécula.
- Un compuesto siempre está formado por unos elementos que actúan con número de oxidación positivo y otros con número de oxidación negativo.
- Al escribir la fórmula del compuesto se coloca primero el o los elementos que actúen con número de oxidación positivo.
- En todo compuesto, la suma algebraica de los números de oxidación de sus elementos multiplicados por los subíndices correspondientes de los mismos, debe ser igual a cero. Por ejemplo, en la fórmula del óxido de aluminio: Al_2O_3 , el aluminio tiene número de oxidación $3+$ y el oxígeno $2-$, de manera que: $2(3+) + 3(2-) = 0$.
- Cuando todos los subíndices de una fórmula son múltiplos de un mismo número, se pueden dividir entre este número, obteniéndose así la fórmula simplificada del compuesto. Por ejemplo, $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ se debe escribir HNO_3 .
- La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos en un ion debe ser igual a la carga del ion. Por ejemplo, en el ion carbonato, CO_3^{2-} , llamamos X al número de oxidación del carbono. Como el oxígeno actúa con número de oxidación $2-$, se debe cumplir que $(X+) + 3(2-) = 2-$, donde X debe ser igual a 4; así, el carbono actúa con $4+$.

1.2.4 Número de oxidación de algunos elementos comunes

- El oxígeno actúa con número de oxidación $2-$, excepto en los peróxidos donde presenta $1-$ y en el fluoruro de oxígeno (F_2O) donde tiene un número de oxidación atípico de $1+$, debido a la gran electronegatividad del flúor ($4,0$).
- El hidrógeno actúa con número de oxidación $1+$, excepto en los hidruros, donde presenta un número de oxidación de $1-$.
- Los metales de los grupos I, II y III siempre tienen números de oxidación de $1+$, $2+$ y $3+$, respectivamente.
- Los metales de transición presentan, por lo regular dos o más números de oxidación positivos, según el número de electrones que entreguen. Por ejemplo, el cobre tiene dos números de oxidación $1+$ y $2+$, mientras que el cromo tiene tres números de oxidación: $6+$, $3+$ y $2+$.

1.3 Función química y grupo funcional

Se llama **función química** a un conjunto de compuestos o sustancias con características y comportamiento comunes. Las funciones químicas se describen a través de la identificación de grupos funcionales que las identifican. Un **grupo funcional** es un átomo o grupo de átomos que le confieren a los compuestos pertenecientes a una función química, sus propiedades principales.



Por ejemplo, la función ácido se reconoce porque en su estructura está presente el grupo funcional H^+ (hidrogenion) y la función hidróxido se caracteriza por la presencia del grupo funcional OH^- (hidroxilo). Así, la fórmula del ácido clorhídrico es HCl y la del hidróxido de sodio $NaOH$.

En la química inorgánica las funciones más importantes son: **óxido**, **ácido**, **base** y **sal**. A continuación profundizaremos en cada una de ellas, centrándonos especialmente en los aspectos de nomenclatura de cada una de las funciones.

1.3.1 Función óxido

Los óxidos son compuestos inorgánicos binarios, es decir, constituidos por dos elementos, que resultan de la combinación entre el oxígeno y cualquier otro elemento. Por ejemplo, el cobre arde en presencia del oxígeno (figuras 5 y 6).

Cuando el elemento unido al oxígeno es un metal, el compuesto se llama **óxido básico**, mientras que si se trata de un no metal, se le denomina **óxido ácido**. Para nombrar este tipo de compuestos basta recordar las siguientes reglas:

- El oxígeno en la gran mayoría de sus compuestos actúa con número de oxidación 2^- .
- En todo compuesto la suma algebraica de los números de oxidación de sus elementos debe ser igual a cero.

Al nombrar o escribir las fórmulas de los óxidos se pueden presentar tres situaciones:

- **Elementos con un único número de oxidación:** se incluyen en esta categoría los elementos de los grupos IA, IIA y IIIA. En este caso para expresar la fórmula del compuesto basta con escribir los símbolos de los elementos involucrados dejando un espacio entre ellos para anotar los subíndices numéricos que permiten equilibrar el número de cargas positivas y negativas del compuesto de tal manera que se cumpla la segunda regla (figura 7).



Figura 6. Óxido de calcio, CaO , y óxido de manganeso (IV), MnO_2 .



Figura 7. El magnesio arde en el aire dejando una ceniza que corresponde al óxido de magnesio.

* EJEMPLOS

1. **Tomemos un elemento del grupo IA, como el sodio.** Recordemos que el número de oxidación del Na es $1+$ y que el del oxígeno es $2-$. Debemos escribir ahora los subíndices correspondientes para equilibrar las cargas positivas y negativas de los dos elementos. Sabemos que existe una carga positiva correspondiente al Na ($1+$) y dos cargas negativas provenientes del oxígeno O ($2-$), por lo tanto, debe haber dos átomos de sodio para contrarrestar las cargas negativas del oxígeno. Con ello, la fórmula del compuesto es: Na_2O . Como solamente se puede formar un óxido, este recibirá el nombre de **óxido de sodio**. Se puede decir entonces que la proporción en que se combinan estos elementos con el oxígeno es de $2:1$.
2. **Veamos ahora un ejemplo con un elemento del grupo IIA, como el calcio:**
 - Número de oxidación del calcio, Ca : $2+$.
 - Número de oxidación del oxígeno, O : $2-$.
 - Fórmula del óxido: CaO .
 - Nombre del óxido: óxido de calcio.

De lo anterior podemos deducir que los elementos del grupo IIA se combinan con el oxígeno e la proporción de $1:1$.



Figura 8. La combinación del hierro y el oxígeno forma el óxido de hierro (herrumbre).

■ **Elementos que presentan dos números de oxidación:** en este caso, estos elementos pueden combinarse con el oxígeno para dar lugar a dos tipos de óxidos, con propiedades químicas y físicas propias y que de igual forma reciben nombres y fórmulas distintos. Dentro de la nomenclatura tradicional se emplean **sufijos** (terminaciones) que permiten diferenciar las dos clases de óxidos. Veamos el siguiente ejemplo:

El hierro es un elemento metálico que actúa con dos números de oxidación: $2+$, $3+$. Teniendo en cuenta que el número de oxidación del oxígeno es $2-$, las fórmulas para los respectivos óxidos serán: FeO cuando el número de oxidación es $2+$ y Fe_2O_3 cuando el número de oxidación es $3+$. Nótese que en la primera fórmula la proporción es $1:1$, mientras que en la segunda es $2:3$. De esta manera las cargas positivas y negativas se equilibran y se cumple la segunda regla (figura 8).

Para diferenciar el primer óxido del segundo se emplea el sufijo **oso** para el óxido formado con el menor número de oxidación ($2+$), e **ico** para el óxido formado con el mayor número de oxidación ($3+$). Los nombres serán entonces **óxido ferroso** (FeO) y **óxido férrico** (Fe_2O_3).

Otro ejemplo puede ser el cobre. Este elemento actúa con los números de oxidación $1+$ y $2+$. El procedimiento es el mismo del caso anterior: números de oxidación del cobre: Cu^{1+} y Cu^{2+} y número de oxidación del oxígeno O^{2-} .

La fórmula de los óxidos es: Cu_2O para el óxido formado cuando el cobre actúa con número de oxidación $1+$, y CuO cuando el cobre actúa con número de oxidación $2+$.

Existe otro sistema de nomenclatura denominado **stock** en el cual se nombra el óxido incluyendo en el nombre el número de oxidación del elemento. Dicho número se escribe dentro de un paréntesis en números romanos. Por ejemplo, el FeO es óxido de hierro (II) y el Fe_2O_3 , óxido de hierro (III). En ocasiones se emplea otro sistema de nomenclatura para óxidos ácidos (no metal y oxígeno) denominado **nomenclatura sistemática**. Según este sistema los óxidos se nombran con la palabra genérica óxido anteponiéndole prefijos de origen griego, como mono, di, tri, tetra, penta, etc., para indicar la cantidad de átomos de oxígeno presentes en la molécula. Algunos ejemplos son: CO : **monóxido** de carbono, NO_2 : **dióxido** de nitrógeno y SO_3 : **trióxido** de azufre (figura 9).

■ **Elementos con tres o cuatro números de oxidación:** en este caso se forman tres o cuatro óxidos con fórmulas, nombres y propiedades distintas, según el caso (figura 9).

— Vamos a ilustrar en primer lugar el caso de un elemento que actúa con tres números de oxidación, como el azufre: S^{2+} , S^{4+} y S^{6+} . Las fórmulas de los tres óxidos son: SO , cuando el azufre actúa con número de oxidación $2+$; SO_2 , cuando actúa con $4+$, y SO_3 , cuando su número de oxidación es $6+$. Para nombrar el segundo y tercer óxido basta con aplicar la misma norma del caso anterior. Es decir, el SO_2 recibirá el nombre de óxido **sulfuroso**, mientras el SO_3 se llamará óxido **sulfúrico**. Para nombrar el óxido que tiene el menor número de oxidación de los tres, es decir, S^{2+} , es necesario anteponer al nombre del óxido el prefijo **hipo**, que quiere decir “por debajo de”, seguido de la raíz del nombre del elemento con la terminación **oso**. En este caso el nombre del SO será óxido **hiposulfuroso**.

Prefijo/ Sufijo IUPAC	Número de oxidación	Nomenclatura stock
hipo ... oso	Menor	I
... oso	Intermedio menor	III
... ico	Intermedio mayor	V
per ... ico	Mayor	VII

Figura 9. Prefijos y sufijos empleados para nombrar los óxidos formados por elementos que presentan más de dos números de oxidación.

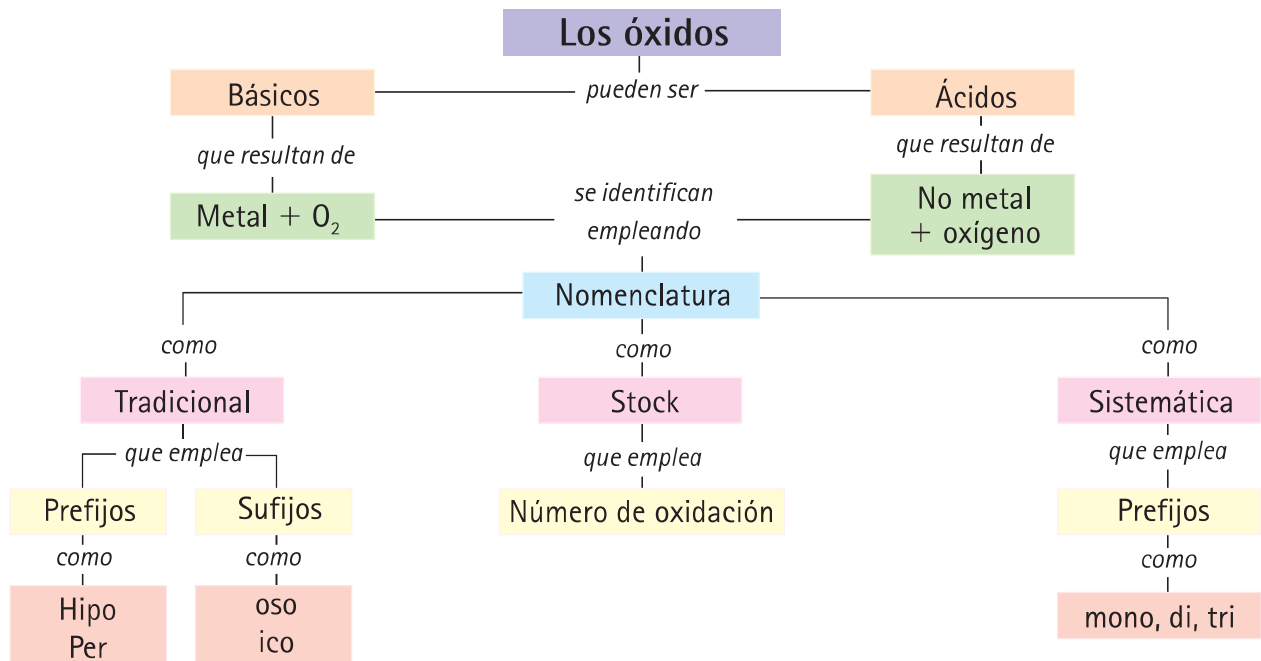


Figura 10. Cuadro resumen de la nomenclatura de óxidos.

Otros elementos con comportamiento similar son el selenio y el yodo.

- Veamos a continuación el caso de un elemento que actúa con **cuatro números de oxidación**, como el cloro: Cl^{1+} , Cl^{3+} , Cl^{5+} y Cl^{7+} .

Las fórmulas de los diferentes óxidos son: Cl_2O para el primer caso (Cl^{1+}); Cl_2O_3 para el segundo (Cl^{3+}); Cl_2O_5 para el tercero (Cl^{5+}) y Cl_2O_7 para el cuarto (Cl^{7+}).

Para nombrar estos óxidos empleamos la misma regla del caso anterior pero añadimos el prefijo **per** o **hiper** (“por encima de”) para el óxido formado cuando el cloro actúa con el mayor número de oxidación, en este caso, siete. Los nombres son: óxido **hipocloroso** (Cl_2O), óxido **cloroso** (Cl_2O_3), óxido **clórico** (Cl_2O_5) y óxido **perclórico** (Cl_2O_7) (figura 10).

1.3.2 Función hidróxido

Los hidróxidos, también llamados **bases**, se caracterizan por liberar iones OH^- , en solución acuosa (figura 11). Esto le confiere pH alcalino o básico a las soluciones. Se caracterizan también por tener sabor amargo. Son compuestos ternarios formados por un metal, hidrógeno y oxígeno (figura 11). Todos los hidróxidos se ajustan a la fórmula general $\text{M}(\text{OH})_x$, donde **M** es el símbolo del metal y **x** corresponde al valor absoluto de su número de oxidación, ya que el ion OH tiene una carga negativa.

Se denominan con la palabra **hidróxido** seguida del elemento correspondiente. Si se trata de un metal con más de un número de oxidación, se adiciona el sufijo **oso** al nombre, para el menor, e **ico** para el mayor.



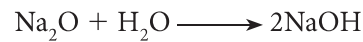
Figura 11. El hidróxido de sodio se forma cuando el sodio reacciona con el oxígeno dando lugar al óxido de sodio y luego con agua para formar la base (NaOH). El óxido de sodio es un ejemplo de óxido básico.



Figura 12. Los ácidos y las bases se pueden diferenciar porque modifican el pH de las soluciones acuosas. a) Se muestra un ácido, que colorea de rojo el papel de tornasol. b) Se muestra un hidróxido, coloreando de azul el papel de tornasol.

Empleando la nomenclatura stock se escribe el número de oxidación entre paréntesis como en el caso de los óxidos. Veamos.

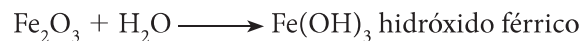
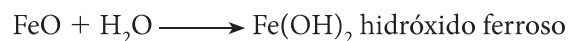
— Hidróxido de sodio: se forma por la reacción,



— Hidróxidos de cromo: dado que el cromo puede formar dos óxidos, se tienen las siguientes reacciones que dan lugar a los correspondientes hidróxidos:



— Hidróxidos de hierro: similar a lo que ocurre con el cromo, tenemos:



Las bases son importantes para la industria puesto que son reactivos indispensables en la fabricación de jabones, detergentes y cosméticos.

1.3.3 Función ácido

Los ácidos son sustancias que se caracterizan por liberar iones H^+ , cuando se encuentran en solución acuosa. Además, presentan sabor agrio (figura 12). Existen dos clases de ácidos inorgánicos:

■ **Ácidos hidrácidos:** son compuestos binarios que contienen solamente hidrógeno y un no-metal, en estado gaseoso se nombran como haluros. En solución acuosa se comportan como ácidos y para nombrarlos se antepone la palabra **ácido** seguida de la raíz del elemento con la terminación **hídrico** (figura 13). Veamos algunos ejemplos:



— $\text{HF}_{(\text{ac})}$ se llama **ácido fluorhídrico**

El hidrógeno trabaja con número de oxidación positivo +1, en estos ácidos el no metal debe tener número de oxidación negativo. Ejemplo $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$.

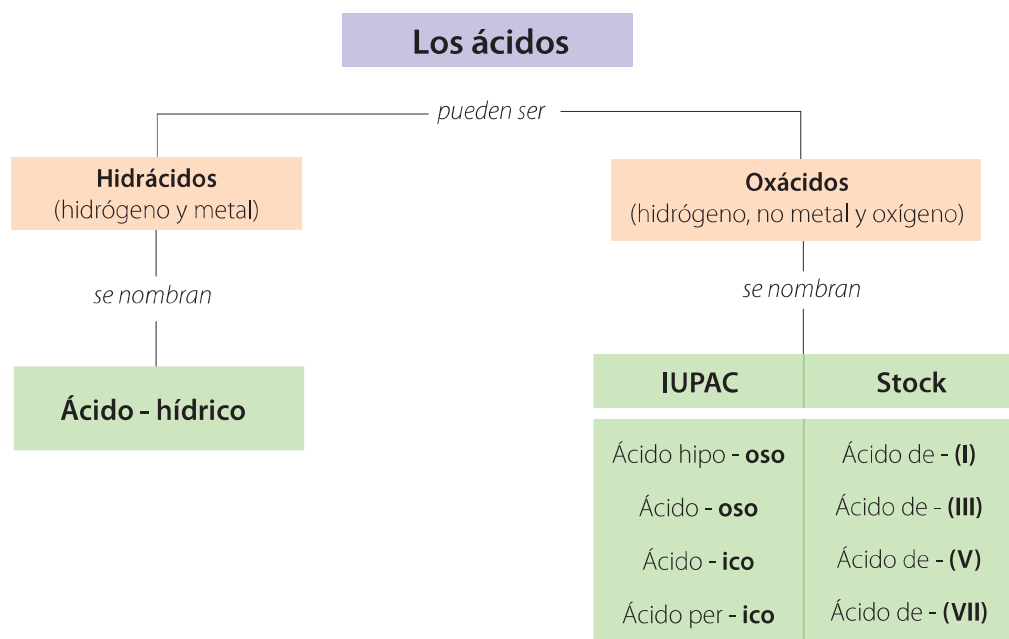
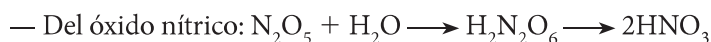


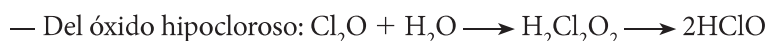
Figura 13. Cuadro resumen de la nomenclatura de ácidos.



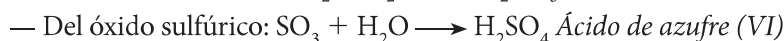
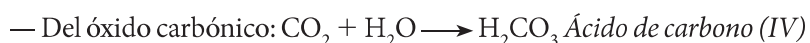
- **Ácidos oxácidos:** son compuestos ternarios que contienen hidrógeno, oxígeno y un no-metal en su molécula. Se obtienen de la reacción entre un óxido ácido, es decir, formado por un no-metal y el agua. En la fórmula se coloca en primer lugar el hidrógeno, luego el no-metal y por último el oxígeno. En la nomenclatura de los ácidos oxácidos se utilizan los mismos prefijos y sufijos empleados con los óxidos. Veamos.



Ácido de nitrógeno (V)

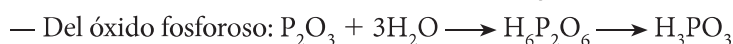


Ácido de cloro (I)

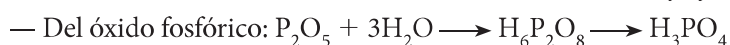


Cuando reaccionan el óxido bórico, el óxido hipofosforoso, el óxido fosforoso y el óxido fosfórico con el agua, se obtienen varios ácidos dependiendo del número de moléculas de agua que se añadan al óxido.

Sin embargo, la forma más estable de los ácidos obtenidos, corresponde a la reacción del óxido con tres moléculas de agua:



Ácido de fósforo (III)

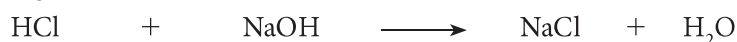


Ácido de fósforo (V)

1.3.4 Función sal

Las sales se definen como las sustancias resultantes de la reacción entre los ácidos y las bases. También pueden resultar de combinaciones entre un metal y un no-metal, con el oxígeno.

Las sales son compuestos binarios, ternarios o cuaternarios, que resultan de la unión de una especie catiónica con una especie aniónica, las cuales provienen del ácido y la base involucradas. El catión es, por lo general, un ion metálico, aunque también existen sales de iones como el amonio (NH_4^+). El anión proviene normalmente del ácido. En consecuencia, puede ser un anión simple o monoatómico (Cl^- , S^{2-} , etc.) o un ion poliatómico (SO_4^{2-} , NO_3^- , ClO^- , etc.). Por ejemplo: el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio reaccionan para formar el cloruro de sodio o sal común, según la ecuación:



Ácido clorhídrico Hidróxido de sodio Cloruro de sodio Agua

Para nombrar las sales es necesario saber qué catión y qué anión intervienen en su formación. Veamos.

- **Los cationes:** reciben el nombre del elemento del cual provienen (figura 14). Por ejemplo, el ion sodio es Na^+ y el ion aluminio es Al^{3+} . Si se trata de un metal, con capacidad para formar dos iones, éstos se distinguen por las terminaciones **oso**, para el menor, e **ico**, para el mayor. Si se usa el sistema stock, la valencia del metal se indica entre paréntesis. Por ejemplo:

— Fe^{2+} es el ion ferroso o hierro (II).

— Fe^{3+} es el ion férrico o hierro (III).

Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
NH_4^+	Amonio	Pd^{2+}	Paladio (II) o paladioso
Ag^+	Plata	Cu^{2+}	Cobre (II) o cúprico
Cu^{1+}	Cobre (I) o cuproso	Hg^{2+}	Mercurio (II) o mercuríco
Hg^{1+}	Mercurio (I) o mercurioso	Au^{3+}	Oro (II) o áurico
Au^{1+}	Oro (I) o auroso	Fe^{3+}	Hierro (III) o férrico
Fe^{2+}	Hierro (II) o ferroso	Ni^{3+}	Níquel (III) o niquelico
Ni^{2+}	Níquel (II) o niqueloso	Co^{3+}	Cobalto (III) o cobáltico
Co^{2+}	Cobalto (II) o cobaltoso	Sn^{3+}	Estaño (III) o estánnico
Sn^{2+}	Estaño (II) o estannoso	Pb^{4+}	Plomo (IV) o plúmbico
Pb^{2+}	Plomo (II) o plumboso	Pt^{4+}	Platino (IV) o platínico
Pt^{2+}	Platino (II) o platinoso	Pd^{4+}	Paladio (IV) o palúdico

Figura 14. Cationes más comunes.



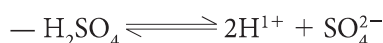
Símbolo	Nombre
F ⁻	Fluoruro
Cl ⁻	Cloruro
Br ⁻	Bromuro
I ⁻	Yoduro
S ²⁻	Sulfuro
CN ⁻	Cianuro
ClO ⁻	Hipoclorito
ClO ₂ ⁻	Clorito
ClO ₃ ⁻	Clorato
ClO ₄ ⁻	Perclorato
MnO ₄ ⁻	Permanganato
HCO ₃ ⁻	Bicarbonato
NO ₂ ⁻	Nitrito
NO ₃ ⁻	Nitrato
SO ₃ ²⁻	Sulfito
SO ₄ ²⁻	Sulfato
CO ₂ ²⁻	Carbonito
CO ₃ ²⁻	Carbonato
PO ₃ ³⁻	Fosfito
PO ₄ ³⁻	Fosfato
CrO ₄ ²⁻	Cromato
Cr ₂ O ₇ ²⁻	Bicromato

Figura 15. Aniones más comunes.

- **Los aniones:** cuando los ácidos se encuentran en solución acuosa, se disocian o separan, en iones con carga positiva y negativa, en razón a la fuerte atracción que ejercen las moléculas del agua sobre las del ácido.

Como vimos, los ácidos se caracterizan porque siempre presentan hidrógeno, así, al disociarse, se forman iones H⁺, además de iones negativos, cuya composición depende de los demás elementos presentes.

Por ejemplo:



Para nombrar los aniones se considera el nombre del ácido del cual provienen (figura 15) y se procede de la siguiente manera:

Si el ácido termina en **hídrico**, el anión terminará en **uro**.

Si el ácido termina en **oso**, el anión terminará en **ito**.

Si el ácido termina en **ico**, el anión terminará en **ato** (figura 16).

Para los ejemplos anteriores tenemos:

— Del ácido **clorhídrico**, según la reacción $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^{1-}$, se obtiene el anión **cloruro**.

— Del ácido **nítrico**, $\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^{1-}$, se obtiene el anión **nitrato**.

— Del ácido **sulfurico**, $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, se forma el anión **sulfato**.

— Del ácido **carbónico**, $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$, se forma el anión **carbonato**.

Sales neutras, ácidas, básicas y dobles

- **Sales neutras.** Son las sales que hemos estudiado hasta ahora. Al formarse, todos los hidrógenos del ácido y todos los hidroxilos de la base reaccionan completamente, hasta neutralizarse.
- **Sales ácidas.** Los ácidos que contienen más de un hidrógeno en sus moléculas pueden dar origen a más de un anión. Por ejemplo, el ácido carbónico, H_2CO_3 , da origen a los iones CO_3^{2-} y HCO_3^{2-} . Este último es un **anión hidrogenado** y tiene carácter ácido, puesto que está en capacidad de suministrar iones H⁺. Cuando estos aniones se unen con un catión, forman sales, conocidas como **sales ácidas**.

La nomenclatura de los aniones hidrogenados es similar a la empleada para otros aniones, solo que se especifica el número de hidrógenos presentes.

Para el ejemplo anterior, el HCO_3^- , se llama anión hidrogenocarbonato o carbonato ácido. Otros ejemplos son el HSO_4^{1-} , llamado hidrogenosulfato o sulfato ácido, el HPO_4^{2-} , denominado hidrógeno fosfato o fosfato monoácido y el $\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$ conocido como dihidrógeno fosfato o fosfato diácido.

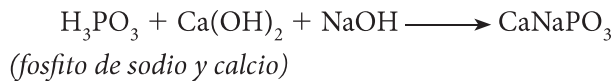
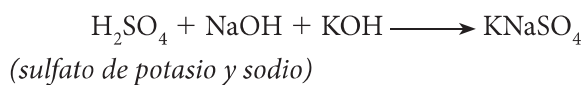


La nomenclatura de las sales ácidas se realiza de la misma manera que para las sales neutras, con el nombre del anión hidrogenado. También se acostumbra colocar a las sales ácidas provenientes de ácidos de dos hidrógenos el prefijo **bi** para indicar la presencia del hidrógeno, aunque, el prefijo bi, en este caso, no quiere decir dos.

En algunos casos se nombra como la sal neutra, indicando que se trata de una sal ácida. Por ejemplo: el NaHCO_3 es el hidrogenocarbonato de sodio o bicarbonato de sodio o carbonato ácido de sodio y el KH_2PO_4 es el dihidrogenofosfato de potasio o fosfato diácido de potasio.

— **Sales básicas.** Se forman cuando la base de la cual provienen contiene más de un OH^- , dando origen a cationes que aún contienen iones OH^- . Para nombrarlas, se procede de igual manera que para las sales neutras, colocando la palabra “básico” o “dibásico” al nombre, según si contiene uno o dos OH^- . Por ejemplo: el $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$ es el cloruro básico de calcio, el $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ es el nitrato básico de aluminio y el $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_2$ es el nitrito dibásico de aluminio.

— **Sales dobles.** Son las que se obtienen cuando un ácido reacciona con dos bases de diferentes metales. Por ejemplo:



La mayor parte de las sales conocidas son sales neutras, es decir, no contienen átomos de hidrógeno unidos al anión ni iones hidróxido.

En el cuadro de la figura 17 se resumen las principales características de los diferentes tipos de sales.

Nombre del ácido	Nombre de la sal
_____hídrico	_____uro
Hipo_____oso	Hipo_____ito
_____oso	_____ito
_____ico	_____ato
Per_____ico	Per_____ato

Figura 16. Nomenclatura de las sales oxácidas. Se deriva del ácido que las produzca.

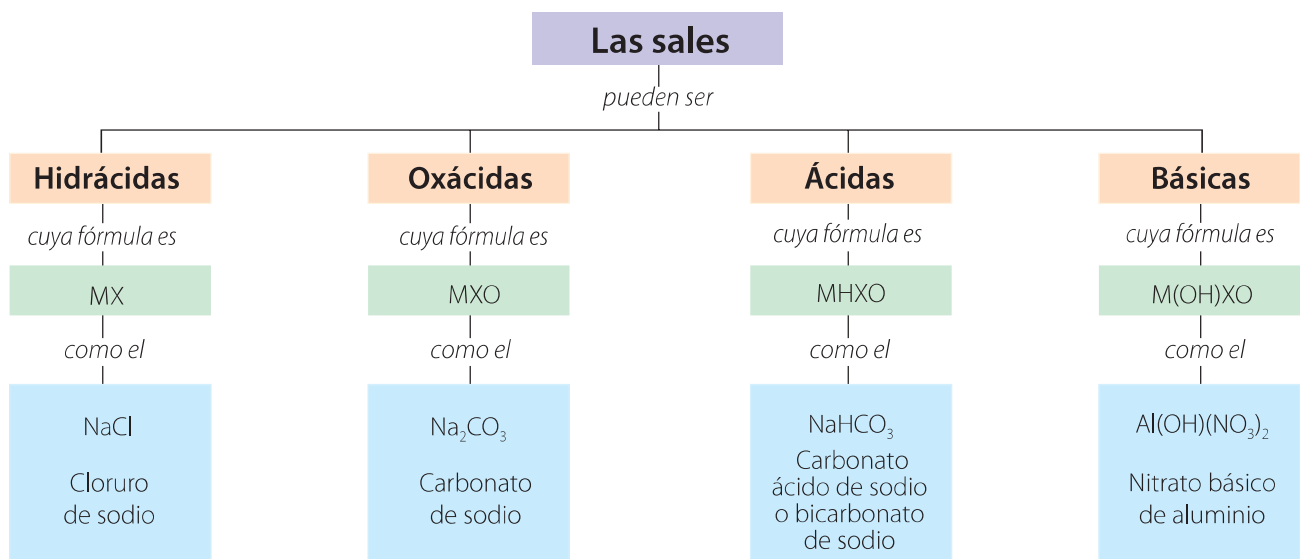


Figura 17. Cuadro resumen de la nomenclatura de sales.



Figura 18. Fábrica de amoníaco, un hidruro de gran importancia industrial.

1.3.5 Función hidruro

Los **hidruros** son compuestos binarios formados por hidrógeno y cualquier otro elemento menos electronegativo que el hidrógeno. Los hidruros son una excepción, en la cual el hidrógeno actúa con número de oxidación $1-$.

Responden a la fórmula EH_x , donde E es el símbolo del elemento que se combina con el hidrógeno (H) y x es el número de oxidación con el que actúa dicho elemento. Algunos ejemplos de hidruros son: NaH, CaH_2 , NH_3 y SiH_4 .

Los hidruros se nombran como **hidruro de...**, indicando a continuación el nombre del elemento que acompaña al hidrógeno. De este modo, NaH es el hidruro de sodio y CaH_2 es el hidruro de calcio.

En algunos casos, especialmente cuando se trata de hidruros de elementos no-metálicos, como el $\text{N}^{3-}\text{H}_3^{1+}$, se acostumbra llamarlos con nombres comunes. Por ejemplo, el trihidruro de nitrógeno es más conocido como amoníaco, el PH_3 es la fosfamina y el AsH_3 es la arsina (figura 18).

1.3.6 Peróxidos y fluoruros

En ocasiones, el oxígeno puede presentar estado de oxidación -1 . Los compuestos donde ocurre esto se llaman **peróxidos** y responden a la fórmula $\text{M}-\text{O}-\text{O}-\text{M}$, donde M es un metal. Se caracterizan por presentar el enlace $\text{O}-\text{O}$, porque se descomponen en agua y muestran un alto poder oxidante. Por ejemplo: Na_2O_2 es el peróxido de sodio y BaO_2 es el peróxido de bario (figura 19).

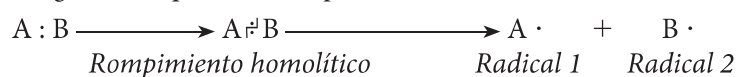
Aunque en la mayoría de sus compuestos el oxígeno presenta estado de oxidación de $2-$, recibiendo 2 electrones, en presencia de elementos altamente electronegativos, actúa con número de oxidación positivo, entregando electrones. Por ejemplo, en los fluoruros de oxígeno O_2F_2 y OF_2 , el oxígeno presenta números de oxidación $1+$ y $2+$, respectivamente.

1.4 Radicales

Reciben este nombre los **átomos o grupos de átomos no cargados eléctricamente**. Se presentan en un gran número de compuestos, son muy reactivos, confiriéndole a los compuestos propiedades características. Normalmente no existen en estado libre.

Se originan por rompimiento simétrico (homolítico) de una molécula.

En forma general el proceso se representa así:



Se representan con los símbolos respectivos a los elementos involucrados, añadiendo un punto para indicar que son radicales y se nombran adicionando el sufijo **ilo**. Por ejemplo:

$\text{CO}\cdot$ Radical carbonilo, presente en compuestos como el cloruro de carbonilo (COCl).

$\text{OH}\cdot$ Radical hidroxilo, presente en compuestos como el etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

$\text{SO}\cdot$ Radical tionilo, presente en compuestos como el bromuro de tionilo (SOBr_2).

$\text{PO}\cdot$ Radical fosforilo, presente en compuestos como el nitruro de fosforilo (PON).



Figura 19. El peróxido de hidrógeno o agua oxigenada es muy empleado como antiséptico y decolorante.