

# QUÍMICA INORGÁNICA

## FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

### 1. INTRODUCCIÓN

**Elemento químico:** Es toda sustancia que no puede ser descompuesta en otras más sencillas por procedimientos químicos ordinarios, es decir, mediante una reacción química. Es la sustancia última, aislable, de características propias. Algunos ejemplos son el cobre, la plata, el oro, el hidrógeno, el oxígeno, etc. En el sistema periódico figuran los elementos químicos diferentes.

**Compuesto químico:** Es toda sustancia formada por la combinación de dos o más elementos en unas proporciones fijas, siendo las propiedades del compuesto diferentes de las de sus elementos constituyentes. Los compuestos químicos pueden descomponerse en sustancias más sencillas mediante una reacción química; en último extremo se descomponen en los elementos químicos de que están formados.

**Átomo:** Es la parte más pequeña de un elemento que puede entrar en combinación química para formar un compuesto químico. Es mayor el número de átomos diferentes que el número de elementos, porque hay elementos que poseen isótopos.

**Molécula:** Es la mínima cantidad de una sustancia que representa a toda esa sustancia.

Las moléculas de los elementos o **sustancias simples** como el oxígeno, cloro, nitrógeno, etc., están constituidas por átomos de la misma especie.

Las moléculas de las **sustancias compuestas**, como el ácido nítrico, cloruro de hidrógeno, carbonato de calcio, etc., están constituidos por átomos diferentes.

Según el número de átomos -de uno o varios elementos- que constituyen la molécula, éstas pueden ser **diatómicas** (formadas por dos átomos), **triatómicas** (formadas por tres átomos), **tetratómicas** (formadas por cuatro átomos) o **poliatómicas** (formadas por varios átomos).

**Fórmula química:** es la representación escrita de una sustancia.

Nos indica los elementos que constituyen la molécula y la relación en que aparece cada elemento en el compuesto (composición cualitativa y cuantitativa de la sustancia). Por ejemplo, la fórmula del agua,  $H_2O$ , nos indica que en cada molécula de agua hay hidrógeno y oxígeno, y que éstos aparecen siempre en una proporción de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

**Sistema periódico:** Los elementos están ordenados en la tabla o sistema periódico.

En cada casilla de la tabla se representa un elemento, de la siguiente forma:

Número Atómico (Z)	Masa atómica (A)	6	12
Valencia			±4,2
Símbolo			<b>C</b>
Nombre			CARBONO
Estructura electrónica			[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>

\* La valencia es la capacidad de combinación con otro átomo.

La tabla consta de 18 columnas o **grupos o familias**, que se designan con números correlativos del 1 al 18. Los elementos de similares propiedades químicas se encuentran en el mismo grupo. Estos grupos o familias también se designan con los siguientes nombres:

- Grupo 1: Alcalinos
- Grupo 2: Alcalinotérreos
- Grupos 3 al 12: Metales de transición
- Grupo 13: Térreos o boroideos
- Grupo 14: Carbonoideos
- Grupo 15: Nitrogenoides
- Grupo 16: Anfígenos o calcógenos
- Grupo 17: Halógenos
- Grupo 18: Gases Nobles

Estas columnas se distribuyen en siete filas horizontales o **períodos**. Pueden ser cortos (1º, 2º y 3º, de 2, 8 y 8 elementos cada uno), medios (el 4º y el 5º, con 18 elementos) y largos (el 6º y el 7º, que contienen 32 elementos. Para evitar una excesiva longitud, los catorce elementos que siguen al lantano y al actinio, que pertenecen al grupo 3, se colocan en dos filas separadas debajo de la tabla, constituyendo los grupos denominados lantánidos y actínidos, o tierras raras).

Vamos pasando de un elemento a otro en la horizontal, aumentando el número atómico (Z) en una unidad cada vez.

Para poder formular y nombrar un compuesto se ha utilizado históricamente el concepto de **valencia**. La valencia química se puede definir como la capacidad que tiene un elemento de combinarse con otros. Se toma como referencia el hidrógeno, al que se le da arbitrariamente el valor uno (I). La valencia representa el número de electrones perdidos (valencia iónica positiva), ganados (valencia iónica negativa) o compartidos (covalencia) por el átomo al combinarse con otro átomo. Un mismo átomo puede presentar distintas valencias. En los compuestos iónicos, la valencia coincide con la carga iónica.

**Para nombrar** los diferentes compuestos han surgido varios sistemas, cada uno con su propio conjunto de reglas. Algunos son de aplicación general y otros se usan en determinadas áreas de la química. Para la química inorgánica, tres son los principales sistemas: la nomenclatura de composición, la de sustitución y la de adición, además de la nomenclatura tradicional aceptada por la IUPAC.

**NOMENCLATURA DE COMPOSICIÓN:** Se basa en la composición y no en la estructura. El tipo más simple de este tipo de nomenclatura es la llamada **estequiométrica** porque es reflejo de la fórmula del compuesto, pues indica la proporción de los constituyentes a partir de la fórmula empírica o la molecular. La proporción puede indicarse de varias formas:

- utilizando prefijos multiplicativos (mono-, di-, tri-,...)
- utilizando números de oxidación de los elementos
- utilizando la carga de los iones

**NOMENCLATURA DE ADICIÓN:** Se desarrolló originalmente para nombrar los compuestos de coordinación y considera que un compuesto o especie consta de un átomo central o átomos centrales con ligandos asociados, cuyo número se indica con los prefijos multiplicativos correspondientes (di-, tri-,...). Es quizás la que puede usarse de forma más generalizada en química inorgánica. Indica que los ligandos se encuentran unidos al átomo central directamente mediante un enlace.

**NOMENCLATURA DE SUSTITUCIÓN:** Se basa en la idea de un hidruro progenitor que se modifica al sustituir los átomos de hidrógeno por otros átomos y/o grupos. Así, se indica junto con los prefijos de cantidad correspondiente, el nombre de los elementos o grupos que sustituyen a los hidrógenos. Esta nomenclatura es la usada generalmente para nombrar los compuestos orgánicos.

## 2. SUSTANCIAS SIMPLES O ELEMENTALES

Las sustancias simples están constituidas por una clase única de átomos, de un solo elemento. En la Naturaleza, podemos distinguir las siguientes sustancias simples:

- Elementos monoatómicas: los gases nobles o inertes, que se representan mediante el símbolo del elemento y vapores de algunos metales (Hg).

Otras sustancias simples se presentan en agregados superiores. Estos agregados pueden ser moléculas, cristales covalentes o redes metálicas.

- Moléculas: Algunas sustancias simples se formulan con el símbolo del elemento y un subíndice que indica el número de átomos que las forman:
  - Gaseosas: En la Naturaleza los siguientes gases se presentan como diatómicos: Hidrógeno:  $H_2$ , flúor:  $F_2$ , cloro:  $Cl_2$ , oxígeno:  $O_2$ , nitrógeno:  $N_2$ . No deben confundirse con el hidrógeno, flúor, cloro, oxígeno, nitrógeno atómicos. Y también como triatómicos: ozono:  $O_3$
  - Líquidas: bromo:  $Br_2$
  - Sólidas: yodo:  $I_2$ , fósforo blanco:  $P_4$ , arsénico:  $As_4$ , azufre romboidal:  $S_8$ , selenio:  $Se_8$ , si bien normalmente P, As, S, Se,... se representan únicamente mediante el símbolo del elemento, ya que la forma anterior es para indicar la forma alotrópica en la que se presenta en la Naturaleza.
- Redes metálicas: Existen muchos elementos, los metales, que a temperatura ambiente se presentan en estado sólido y se agrupan formando redes metálicas constituidas por un gran número de átomos, unidos mediante enlace metálico, pero se formulan con el símbolo del elemento  $Fe, Cu, Ag, Ca$ .
- Cristales covalentes: Otras sustancias simples forman redes tridimensionales, en los que en cada vértice del cristal se encuentra un átomo unido al resto mediante enlace covalente, como en el  $Si$  (silicio) y el  $C$  (diamante y grafito)

Estas moléculas se **NOMBRAN**:

Fórmula	Nomenclatura de composición	Nomenclatura tradicional
$H_2$	Dihidrógeno	Hidrógeno
$H$	Monohidrógeno	Hidrógeno atómico
$C$	Carbono	Carbono (grafito o diamante)
$O_2$	Dioxígeno	<b>Oxígeno</b>
$O$	Monooxígeno	Oxígeno atómico
$Ar$	Argón	Argón
$O_3$	Trioxígeno	<b>Ozono</b>
$Xe$	Xenón	Xenón
$N_2$	Dinitrógeno	Nitrógeno
$Fe$	Hierro	Hierro
$P_4$	Tetrafósforo	<b>Fósforo blanco</b>
$Zn$	Cinc	Cinc
$S_8$	Octaazufre	Azufre
$S_6$	Hexaazufre	Azufre
$Al$	Aluminio	Aluminio
$Na$	Sodio	Sodio

En la nomenclatura de composición se indica el número de átomos presentes en la molécula mediante prefijos ordinales griegos: 1: mono-; 2: di-; 3: tri; 4: tetra-; 5: penta-; 6: hexa-; 7: hepta-; 8: octa-; 9: nona-; 10: deca; 11: undeca-; 12: dodeca-; 13: trideca-; 14: tetradeca-; 15: pentadeca-; 16: hexadeca-; 17: heptadeca-; 18: octadeca-; 19: nonadeca-; 20: icosa-... Observa que las sustancias simples que forman redes o cristales solo se nombran con el nombre del elemento.

En negrita se ha indicado el **nombre alternativo aceptado**. La nomenclatura tradicional tiene un uso muy extendido.

### 3. COMPUESTOS BINARIOS

Son compuestos formados por dos elementos distintos. Para escribir la fórmula de estas sustancias hay que tener en cuenta la electronegatividad, utilizando el orden establecido en la tabla VI de las recomendaciones de 2005 de la IUPAC:

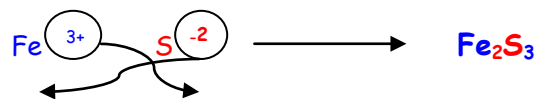
El más electronegativo es el flúor, y el menos electronegativo, o el más electropositivo, el Fr.

La **electronegatividad** es la medida del poder de un átomo (o grupo de átomos) de atraer electrones. Es decir, un átomo muy electronegativo tiene mucha tendencia a atraer los electrones de un enlace. En general, la electronegatividad aumenta al desplazarnos hacia arriba en un grupo y hacia la derecha en la tabla periódica.

· Al **FORMULAR** se escribe, en primer lugar, el elemento más electropositivo, y a continuación, el más electronegativo. El número de átomos de cada elemento se indica con un subíndice detrás del símbolo correspondiente. Para calcular dichos números se procede de la siguiente manera:

· Se intercambian los n.o. (números de oxidación), de manera que como subíndice de cada elemento aparezca el n.o. del otro elemento:

Ej: el compuesto formado por  $\text{Fe}^{3+}$  (n.o.: +3) y  $\text{S}^{2-}$  (n.o.: -2) al intercambiar los n.o. quedará:



· Debe simplificarse siempre que sea posible (existen algunas excepciones, como en los peróxidos, el catión  $\text{Hg}_2^{2+}$ , ...)

Ej: el compuesto formado por  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{O}^{2-}$  se formula inicialmente  $\text{Ca}_2\text{O}_2$  pero como se puede simplificar, queda  $\text{CaO}$

· Se comienza a **NOMBRAR** por la derecha (parte más electronegativa) y se termina por la izquierda (parte menos electronegativa).

En la actualidad la IUPAC recomienda usarlos siguientes sistemas de nomenclatura:

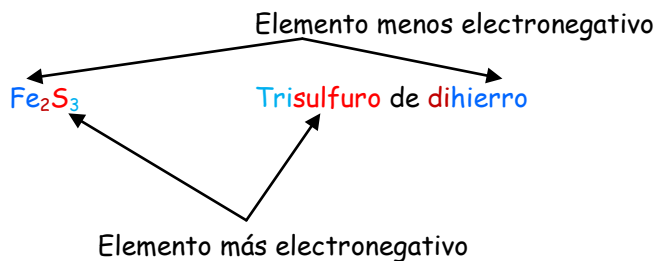
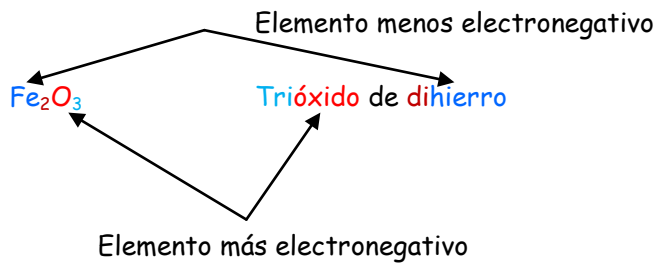
## · NOMENCLATURA DE COMPOSICIÓN O SISTEMÁTICA ESTEQUIOMÉTRICA

Las proporciones de los elementos constituyentes se indican de forma diferente según las siguientes nomenclaturas:

- **Nomenclatura con prefijos multiplicadores**

Se comienza con el prefijo numeral griego que indica el número de átomos del elemento más electronegativo (Recuerda: los prefijos son: mono (1), di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), hexa (6), hepta (7), ...) seguido del nombre de este elemento añadiéndole el sufijo **-"uro"** a la raíz del nombre. A continuación, la preposición "de" y el nombre del elemento menos electronegativo con el prefijo multiplicativo que indica el número de átomos presentes en la fórmula. Las vocales finales de los prefijos numéricos no deben suprimirse (con la excepción de monóxido).

Una excepción a esta regla se da cuando el oxígeno es el elemento más electronegativo, que entonces se denomina **óxido**.



Cuando no hay ambigüedad en la estequiometría de un compuesto, no es necesario utilizar los prefijos multiplicativos. Es lo que ocurre cuando se forma un único compuesto entre dos elementos, por ejemplo, el  $\text{CaO}$  (óxido de calcio). Además, el prefijo **"mono"** solo es necesario para recalcar la estequiometría de un compuesto en relación con otros relacionados (por ejemplo, para el  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}_2$ ...) y no se usa para el segundo elemento. Así,  $\text{NO}$  será monóxido de nitrógeno,  $\text{N}_2\text{O}$  se nombra monóxido de dinitrógeno y  $\text{NO}_2$ , dióxido de nitrógeno.

- **Nomenclatura expresando el número de oxidación con números romanos (coincide con la conocida como nomenclatura de Stock)**

La primera parte del nombre indica el tipo de compuesto del que se trata. Igual que en el caso anterior, se inicia con el nombre del elemento más electronegativo (el que tiene el n.o. negativo) con el

sufijo “-uro”, pero sin prefijos multiplicativos. A continuación, tras la palabra “de”, se nombra el elemento con n.o. positivo, seguido de un paréntesis en el que se indica este n.o. en números romanos. Si dicho elemento sólo tiene un n.o., no se indica.

Ej:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ : Óxido de hierro(III) número de oxidación del hierro: +3

$\text{Fe}_2\text{S}_3$ : Sulfuro de hierro(III) número de oxidación del hierro: +3

$\text{PCl}_5$ : Cloruro de fósforo(V) número de oxidación del fósforo: +5

El **número de oxidación (n.o.)** es el número de cargas que tendría un átomo en una sustancia si los electrones de los enlaces que forma se asignaran a los átomos más electronegativos, esto es, representa el número de electrones que un átomo pone en juego al formar un compuesto determinado. Si el átomo pierde electrones o los comparte con un átomo más electronegativo, el n.o. será positivo. Y será negativo cuando el átomo gane electrones o los comparta con un átomo que tenga menos electronegatividad. Por ejemplo

- HCl: el cloro tiene aquí n.o. -1 y el hidrógeno +1, pues al cloro se le asignaría el electrón del hidrógeno,

-  $\text{CCl}_4$ : el carbono tiene n.o. +4 y el cloro -1.

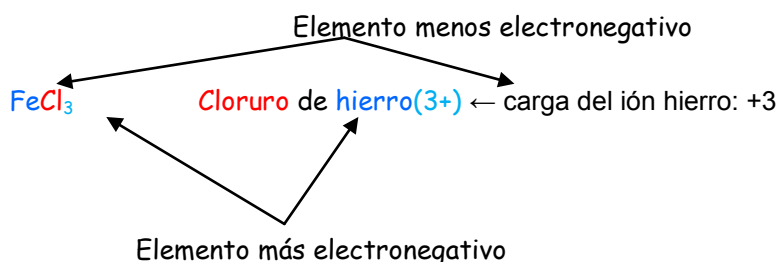
REGLA	SE APLICA A	INDICA QUE SU n.o.
1	Elementos	Es cero. Ejemplos: Ca, Be, $\text{O}_2$ , $\text{P}_4$ , $\text{S}_8$
2	Iones monoatómicos	<b>Coincide</b> con su carga
3	Oxígeno	Es -2, salvo en los peróxidos que es -1, en los superóxidos, $\text{O}_2^-$ , que es -1/2 y en sus combinaciones con el flúor que es +2
4	Hidrógeno	Es +1, salvo en hidruros metálicos (LiH, NaH,...) que es -1
5	Halógenos	Es siempre -1 en combinaciones con otros elementos. Si se combinan entre ellos, el más electronegativo (número atómico más pequeño) tiene n.o. = -1, y el otro tendrá n.o. positivo.
6	Metales	Es positivo. Existen algunos metales que tienen siempre el mismo n.o.; es el caso de los metales alcalinos (+1), los alcalinotérreos (+2) y el aluminio y el galio (+3). Dentro de los metales de transición, la Ag (+1), el Zn y el Cd (+2) y Sc, Y y La (+3)
7	Compuestos e iones	En una <b>molécula neutra</b> , la suma algebraica de todos los n.o. debe ser <b>cero</b> , y en un <b>ion poliatómico</b> , la suma algebraica debe ser igual a la <b>carga del ion</b> .
	Todos los elementos	No tienen por qué ser números enteros y pueden tomar el valor cero (por ejemplo, el C en HCHO)

Conviene no confundir el número de oxidación con la carga eléctrica (a veces coinciden) y con la valencia.

- **Nomenclatura utilizando el número de carga (con números árabes, seguidos del signo)**

Esta nomenclatura utiliza la carga para indicar las proporciones de los iones en las especies químicas. En este caso, se coloca entre paréntesis el valor de la carga iónica en números arábigos seguido de su signo, y el paréntesis se escribe a continuación del nombre, sin dejar espacios.

Como la determinación del número de oxidación es a veces ambigua y subjetiva, es preferible usar el número de carga y solo usar los números de oxidación cuando no hay duda en su determinación.



### 3.1. COMBINACIONES BINARIAS DEL HIDRÓGENO

El hidrógeno puede combinarse con el resto de los elementos de la tabla periódica.

El hidrógeno actúa con n.o. -1 si se combina con los elementos más electropositivos que él, y con +1, si lo hace con elementos más electronegativos (los situados a la derecha según el esquema de electronegatividades de la tabla VI:  $H < Po < Te < Se < S < O < At < I < Br < Cl < F$  (en negrita, los no metales))

Hidrógeno + metal (grupo 1, 2) → hidruro iónico o salino

Hidrógeno + metal (resto de metales) → hidruro metálico

Hidrógeno + no metal (grupo 16, 17) → haluro de hidrógeno o hidrácidos

Hidrógeno + no metal (grupo 13, 14, 15) → hidruro volátil

#### 3.1.1. HIDRUROS SALINOS E HIDRUROS METÁLICOS

Son combinaciones de los metales con el hidrógeno, que tiene n.o. -1. Su fórmula general es  $MH_n$ .

· **N. estequiométrica con prefijos multiplicadores:** Se utiliza los prefijos numerales que nos indican el número de átomos de hidrógeno que tiene esa molécula. Los prefijos son mono- (puede omitirse), di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-,.... Se nombra colocando el prefijonumeral delante de la palabra hidruro, seguido de la preposición "de" y del nombre del metal.

· **N. estequiométrica expresando el n.o. (coincide con la nomenclatura de Stock):** Se comienza con la palabra hidruro seguida de la preposición "de" y del nombre del metal, y entre paréntesis, su n.o. en números romanos, en el caso de que tenga más de una (si el elemento tiene una, no se indica). Es la nomenclatura recomendada

Fórmula	N. de composición con prefijos numerales	N. de composición por n.o.
$FeH_2$	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro(II)
$FeH_3$	Trihidruro de hierro	Hidruro de hierro(III)
$MgH_2$	Dihidruro de magnesio	Hidruro de magnesio
$AlH_3$	Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio



### 3.1.2. HIDRÁCIDOS O HALUROS DE HIDRÓGENO

Son combinaciones del hidrógeno, con n.o. +1, con los elementos de los grupos 16 (S, Se y Te) y 17 (F, Cl, Br, I). La fórmula general es  $HnX$ . Son los únicos compuestos binarios de hidrógeno donde el hidrógeno se sitúa a la izquierda.

- **N. sistemática de composición:** Se nombran colocando el sufijo **-uro** al nombre del **no metal** seguido de la expresión de **hidrógeno**. No es necesario poner los prefijos numerales antes del hidrógeno, al tener los elementos no metálicos un único n.o. negativo.

- **N. de sustitución:** Los **hidruros** padres o **progenitores** son hidruros cuyos H van a ser sustituidos por otros elementos en otros compuestos. Estos hidruros progenitores tienen nombres particulares, indicados en la tabla.

- **N. tradicional:** Está admitida por la IUPAC. Estos compuestos son gaseosos, pero se disuelven en agua formando **ácidos hidrácidos**.

Se nombran del siguiente modo: **ácido** + nombre del **no metal** + **-hídrico**. Para distinguir entre el cloruro de hidrógeno gaseoso y el disuelto en agua, suele acompañarse a la fórmula la expresión entre paréntesis (aq), que significa acuoso:

**HCl:** cloruro de hidrógeno (gas)

**HCl (aq):** ácido clorhídrico

El compuesto formado por hidrógeno y oxígeno,  $H_2O$ , según la nomenclatura tradicional recibe el nombre de **agua**, y según la sistemática, el de **óxido de dihidrógeno**. Se trata de un óxido. Como hidruro progenitor se denomina **oxidano**

Fórmula	N. de composición	N. de sustitución (hidruros progenitores)	Fórmula	Tradicional (en disolución acuosa)
<b>HF</b>	Fluoruro de hidrógeno	Fluorano	<b>HF (aq)</b>	Ácido fluorhídrico
<b>HCl</b>	Cloruro de hidrógeno	Clorano	<b>HCl(aq)</b>	Ácido clorhídrico
<b>HBr</b>	Bromuro de hidrógeno	Bromano	<b>HBr(aq)</b>	Ácido bromhídrico
<b>HI</b>	Yoduro de hidrógeno	Yodano	<b>HI(aq)</b>	Ácido yodhídrico
<b>H<sub>2</sub>S</b>	Sulfuro de (di)hidrógeno	Sulfano	<b>H<sub>2</sub>S(aq)</b>	Ácido sulfhídrico
<b>H<sub>2</sub>Se</b>	Seleniuro de (di)hidrógeno	Selano	<b>H<sub>2</sub>Se(aq)</b>	Ácido selenhídrico
<b>H<sub>2</sub>Te</b>	Telururo de (di)hidrógeno	Telano	<b>H<sub>2</sub>Te(aq)</b>	Ácido telurhídrico
<b>HCN</b>	Cianuro de hidrógeno		<b>HCN(aq)</b>	Ácido cianhídrico

Dentro de este grupo podemos formular también el HCN, pues, aunque es un compuesto ternario, presenta un hidrógeno ácido (se comporta igual que los hidrógenos unidos a los demás elementos que aparecen en la tabla) unido al grupo cianuro, y formará ácido cianhídrico en disolución acuosa.

### 3.1.3. HIDRUROS CON ENLACE COVALENTE: HIDRÓGENO CON OTROS NO METALES (CON METALOIDES)

Son combinaciones del hidrógeno, con n.o. -1, con los elementos de los grupos 13 (B), 14 (C, Si) y 15 (N, P, As, Sb). La fórmula general es:  $XH_n$ . Son sustancias volátiles, de ahí que también eran denominados como hidruros volátiles.

· **N. de composición:** Se nombran con la palabra **hidruro** seguida de la preposición "de" y del nombre del **no metal**. Se antepone el prefijo numeral a la palabra hidruro si hay más de un hidrógeno en la fórmula. Se puede omitir el prefijo mono. Es la nomenclatura recomendada.

· **N. de sustitución:** Los **hidruros** padres o **progenitores** son hidruros cuyos H van a ser sustituidos por otros elementos en otros compuestos. Estos hidruros progenitores tienen nombres particulares, indicados en la tabla.

Fórmula	N. de composición	N. de sustitución	N. Tradicional
$NH_3$	Trihidruro de nitrógeno	Azano	Amoníaco
$PH_3$	Trihidruro de fósforo	Fosfano	
$AsH_3$	Trihidruro de arsénico	Arsano	
$SbH_3$	Trihidruro de antimonio	Estibano	
$CH_4$	Tetrahidruro de carbono	Metano	
$SiH_4$	Tetrahidruro de silicio	Silano	
$BH_3$	Trihidruro de boro	Borano	

Existen algunos hidruros volátiles cuyas fórmulas no se simplifican:

Fórmula	N. de composición	N. de sustitución	N. tradicional
$B_2H_6$	Hexahidruro de diboro	Diborano (6)	
$B_4H_{10}$	Decahidruro de tetraboro	Tetraborano (10)	
$Si_2H_6$	Hexahidruro de disilicio	Disilano	
$As_2H_4$	Tetrahidruro de diarsénico	Diarsano	
$P_2H_4$	Tetrahidruro de difósforo	Difosfano	
$N_2H_4$	Tetrahidruro de dinitrógeno	Diazano	Hidrazina

Los compuestos binarios del hidrógeno reseñados a continuación constituyen los **hidruros progenitores** a partir de los cuales se pueden formar otros compuestos. Por ejemplo: el fosfano,  $\text{PH}_3$ , por sustitución de un hidrógeno por un átomo de cloro, forma  $\text{PH}_2\text{Cl}$  o clorofosfano; si se sustituyen los tres H por Cl, se forma  $\text{PCl}_3$  o triclorofosfano. Observa que en la tabla se recogen compuestos binarios del hidrógeno de los tres tipos vistos anteriormente.

Nombres de los hidruros progenitores									
$\text{BH}_3$	Borano	$\text{CH}_4$	Metano	$\text{NH}_3$	Azano	$\text{H}_2\text{O}$	Oxidano	$\text{HF}$	Fluorano
$\text{AlH}_3$	Alumano	$\text{SiH}_4$	Silano	$\text{PH}_3$	Fosfano	$\text{SH}_2$	Sulfano	$\text{HCl}$	Clorano
$\text{GaH}_3$	Galano	$\text{GeH}_4$	Germano	$\text{AsH}_3$	Arsano	$\text{Se H}_2$	Selano	$\text{HBr}$	Bromano
$\text{InH}_3$	Indigano	$\text{SnH}_4$	Estannano	$\text{SbH}_3$	Estibano	$\text{Te H}_2$	Telano	$\text{IH}$	Yodano
$\text{TlH}_3$	Talano	$\text{PbH}_4$	Plumbano	$\text{BiH}_3$	Bismutano	$\text{Po H}_2$	Polano	$\text{HAt}$	Astatano

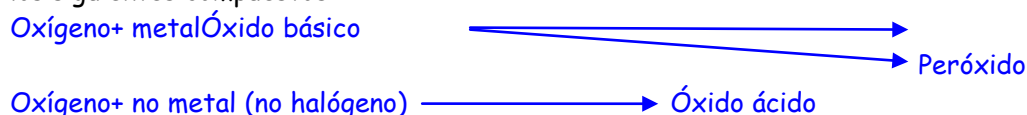
En caso de que el número de hidrógenos enlazados sea diferente de los definidos anteriormente, se deberá indicar en el nombre del hidruro por medio de un exponente sobre la letra griega  $\lambda$ , que indique el número de enlaces, seguida de un guión y el nombre del hidruro. Ej:  $\text{PH}_5$ :  $\lambda^5$ -fosfano,  $\text{PH}$ :  $\lambda^1$ -fosfano.

## 3.2. COMBINACIONES BINARIAS DEL OXÍGENO

### 3.2.1. ÓXIDOS

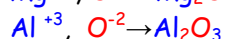
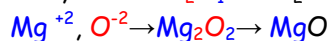
Los óxidos son combinaciones del oxígeno ( $\text{O}^{2-}$ ) con otro elemento, metálico o no metálico, a excepción de los halógenos. El oxígeno muestra una gran tendencia a captar electrones para adquirir una estructura electrónica de gas noble, es decir, para pasar de  $1s^2 2s^2 2p^4$  a  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Por ello, el n.o. del oxígeno es  $-2$ :  $\text{O}^{2-}$ , (excepto en los peróxidos, en los que el oxígeno actúa con valencia  $-1$ )

El oxígeno se combina con todos los elementos químicos, excepto con los gases nobles, formando los siguientes compuestos:



Los óxidos básicos o metálicos tienen como fórmula general  $\text{M}_2\text{O}_m$ , donde  $M$  es el metal y  $m$  es el n.o. con que actúa.

(Como siempre, hay que conocer con exactitud el n.o. de los elementos metálicos, recordar que el oxígeno actúa con n.o.  $-2$ , y a continuación intercambiar los n.o. Se simplifican los subíndices, si esto es posible)



Los óxidos ácidos también llamados óxidos no metálicos, están formados por un no metal y el oxígeno. La fórmula general es  $\text{N}_2\text{O}_n$ , donde  $N$  es un no metal y  $n$  el n.o. con el que actúa. (De nuevo, es fundamental recordar qué elementos son no metales y los n.o. con los que actúan). Estos óxidos tienen carácter ácido (Los óxidos son precursores de ácidos al combinarse con agua, pero no siempre. Algunos pueden reaccionar con una base para formar la sal correspondiente).

Todos se nombran igual, como **óxidos**, siguiendo las siguientes nomenclaturas:

· **N. sistemática de composición con prefijos numerales:** Se utiliza el término **óxido** para referirse al oxígeno, seguido de la preposición "de" y del otro elemento, indicando con los prefijos numerales el número de átomos de cada elemento que hay en la molécula.

· **N. de composición expresando el n.o. (coincide con la de Stock):** Se comienza con el término **óxido** seguido de la preposición "de" y del otro elemento, indicando su n.o. en números romanos y entre paréntesis, salvo en el caso de que solo tenga uno, que entonces no se indica.

· **N. de composición utilizando el número de carga (con números árabes, seguidos del signo):** Se comienza con el término **óxido** seguido de la preposición "de" y del **nombre del metal**, seguido de un paréntesis sin espacio, donde se indique el valor de la carga en números arábigos seguido de su signo, cuando pueda actuar con distintos valores.

<b>Fórmula</b>	<b>N. de composición con prefijos numerales</b>	<b>N. de composición usando n.o.</b>	<b>N. de composición con número de carga</b>
$\text{Li}_2\text{O}$	Monóxido de litio	Óxido de litio	
$\text{BaO}$	Monóxido de bario	Óxido de bario	
$\text{Al}_2\text{O}_3$	Trióxido de aluminio	Óxido de aluminio	
$\text{CuO}$	Monóxido de cobre	Óxido de cobre(II)	Óxido de cobre(2+)
$\text{Cu}_2\text{O}$	Monóxido de dicobre	Óxido de cobre(I)	Óxido de cobre(1+)
$\text{PbO}$	Monóxido de plomo	Óxido de plomo(II)	Óxido de plomo(2+)
$\text{PbO}_2$	Dióxido de plomo	Óxido de plomo(IV)	Óxido de plomo(4+)
$\text{SO}$	Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)	
$\text{SO}_2$	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)	
$\text{SO}_3$	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	
$\text{CO}$	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)	
$\text{CO}_2$	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)	
$\text{N}_2\text{O}$	Monóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (I)	
$\text{NO}$	Monóxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (II)	
$\text{N}_2\text{O}_3$	Trióxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (III)	
$\text{NO}_2$	Dióxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (IV)	
$\text{N}_2\text{O}_4$	Tetraóxido de dinitrógeno	Óxido de dinitrógeno (IV)*	
$\text{N}_2\text{O}_5$	Pentaóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)	

\* Como tiene la misma valencia que el dióxido de nitrógeno, algunos manuales utilizan esta denominación para diferenciarlos. En el caso de estos óxidos de nitrógeno es recomendable el uso de la nomenclatura sistemática de prefijos numerales.

**Utilizaremos preferentemente la nomenclatura de composición con prefijos numerales para los óxidos no metálicos y la que utiliza los n.o. para los óxidos metálicos.**

Anteriormente a las recomendaciones de 2005 de la IUPAC, la secuencia de los elementos era diferente a la establecida en la tabla VI (indicada al inicio del epígrafe de compuestos binarios). Antes, el oxígeno era el elemento más electronegativo después del flúor, por lo que sus combinaciones con cloro, bromo, yodo y astato se nombraban como óxidos. Las recomendaciones de la IUPAC indican que el oxígeno es tratado como el componente electropositivo con respecto a cualquier halógeno. Por tanto, **las combinaciones binarias de un halógeno con el oxígeno se nombrarán como haluros de oxígeno y no como óxidos, y el halógeno se escribirá a la derecha.** Debido a que se han nombrado como óxidos durante mucho tiempo, se seguirán encontrando de ese modo, hasta que se vaya imponiendo la nueva recomendación

ANTES		RECOMENDACIONES 2005	
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
$Cl_2O$	Óxido de dicloro	$OCl_2$	Dicloruro de oxígeno
$Cl_2O_3$	Trióxido de dicloro	$O_3Cl_2$	Dicloruro de trioxígeno
$Br_2O_5$	Pentaóxido de dibromo	$O_5Br_2$	Dibromuro de pentaoxígeno

### ÓXIDOS DE CROMO, MANGANESO Y VANADIO

Estos elementos presentan varios estados de oxidación:

Mn Tc, Re	Cr Mo, W	V	
+2 +3	+2 +3	+2 +3	Carácter metálico
+4		+4	
+6 +7	+6	+5	Carácter no metálico

Ej.:  $CrO$ : monóxido de cromo; óxido de cromo (II);

$Cr_2O_3$ : trióxido de dicromo; óxido de cromo (III);

$CrO_3$ : trióxido de cromo; óxido de cromo (VI); Éste es el óxido del cromo que al tratarse con una base, forma la correspondiente sal. Actúa como óxido ácido.

### 3.2.2. PERÓXIDOS (CON METALES)

Son combinaciones de un **metal** (o el **hidrógeno**) con el grupo **peróxido** ( $O_2^{2-}$ ), donde cada oxígeno tiene n.o. -1. La fórmula general es:  $X_2(O_2)_n$ . El subíndice del oxígeno no puede simplificarse, ya que indica que hay dos oxígenos unidos.

- **N. de composición con prefijos numerales:** Igual que en el caso de los óxidos.
- **N. de composición usando n.o.:** Igual que los óxidos, cambiando la palabra óxido por **peróxido**.

Fórmula	N. de composición con prefijos numerales	N. de composición usando n.o.	¿Posible confusión?
$Na_2O_2$	Dióxido de disodio	Peróxido de sodio	Si fuera un óxido se simplificarían los subíndices. Sería NaO, pero el Na sólo tiene número de oxidación +1, no +2 como exigiría este compuesto.
$MgO_2$	Dióxido demagnesio	Peróxido de magnesio	Si fuera un óxido el magnesio tendría número de oxidación +4, pero no lo tiene pues su número de oxidación fijo es +2.
$H_2O_2$	Dióxido de hidrógeno	Peróxido de hidrógeno	
$Al_2O_6$	Hexaóxido de dialuminio	Peróxido de aluminio	

El peróxido de hidrógeno, en disolución acuosa,  $H_2O_2(aq)$  es el agua oxigenada.

El peróxido de aluminio  $Al_2O_6$  también puede encontrarse como  $Al_2(O_2)_3$  y se utiliza la nomenclatura sistemática pero usando el grupo peróxido: triperóxido de dialuminio.

### 3.3. COMBINACIONES BINARIAS

Son combinaciones de dos elementos, **que no son ni el oxígeno ni el hidrógeno**.

Así, pueden combinarse:

**metal + no metal** → sal neutra

**no metal + no metal** → compuesto binario, a veces volátil

#### 3.3.1. METAL CON NO METAL (SALES NEUTRAS)

Es la combinación de un metal con un no metal. Se trata de compuestos iónicos. La fórmula general es  $M_xX_n$ , esto es, como siempre se intercambian los números de oxidación de los elementos, y se escriben como subíndice y se simplifican cuando sea posible.

· **N. de composición con prefijos numerales:** Se comienza con el nombre del elemento no metálico, acabado en **-uro**, seguido de la preposición "de" y el nombre del **metal**. Se utilizan los prefijos numerales para indicar el número de átomos de cada elemento.

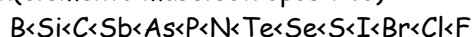
· **N. de composición usando n.o. (coincide con la de Stock):** Se comienza con el nombre del elemento no metálico, acabado en **-uro**, seguido de la preposición "de", el nombre del **metal**, y, entre

paréntesis, su n.o. en números romanos. Cuando los elementos solo tengan un número de oxidación, no se indica.

Fórmula	N. de composición con prefijos numerales	N. de composición usando n.o.
$\text{FeCl}_2$	Dicloruro de hierro	Cloruro de hierro(II)
$\text{FeCl}_3$	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro(III)
$\text{MgF}_2$	Difluoruro de magnesio	Fluoruro de magnesio
$\text{Na}_2\text{S}$	Sulfuro de sodio	Sulfuro de sodio

### 3.3.2. NO METAL CON NO METAL

Son combinaciones entre dos no metales. Conviene recordar que la IUPAC establece que, en este caso, se coloque a la izquierda de la fórmula el símbolo del elemento que figure antes en la siguiente relación (elemento más electropositivo):



**N. de composición con prefijos numerales:** Se comienza con el nombre del elemento más electronegativo, acabado en **-uro**, seguido de la preposición "de" y el nombre del elemento menos electronegativo. Se utilizan los prefijos numerales para indicar el número de átomos de cada elemento.

Es la nomenclatura más extendida.

**N. de composición usando n.o. (coincide con la de Stock):** Se comienza con el nombre del elemento más electronegativo, acabado en **-uro**, seguido de la preposición "de", el nombre del elemento menos electronegativo, y, entre paréntesis su número de oxidación en números romanos. Cuando los elementos solo tengan un número de oxidación, no se indica.

Fórmula	N. de composición con prefijos numerales	N. de composición usando n.o.
$\text{BrF}_3$	Trifluoruro de bromo	Fluoruro de bromo(III)
$\text{BrCl}$	Cloruro de bromo	Cloruro de bromo(I)
$\text{SeI}_2$	Diyoduro de selenio	Yoduro de selenio(II)
$\text{CS}_2$	Disulfuro de carbono	Sulfuro de carbono(IV)
$\text{CCl}_4$	Tetracloruro de carbono	Cloruro de carbono(IV)
$\text{As}_2\text{Se}_3$	Triseleniuro de diarsénico	Seleniuro de arsénico(III)
$\text{BP}$	Fosfuro de boro	Fosfuro de boro

También se consideran sales los compuestos del ion cianuro con los metales y aquellos que tienen el ion amonio como catión:  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (cloruro de amonio),  $\text{KCN}$  (cianuro de potasio),...

## 4. COMPUESTOS TERNARIOS

Son las sustancias formadas por tres elementos diferentes, que entran a formar parte del compuesto en distintas proporciones.

### 4.1. HIDRÓXIDOS

Son compuestos iónicos formados por un **metal**, que es el **catión**, y el grupo **hidróxido** ( $\text{OH}^-$ ), que es el **anión**. Son compuestos básicos, ya que en disolución acuosa liberan grupos  $\text{OH}^-$ . Su fórmula general es  $\text{M}(\text{OH})_n$ , esto es, el número de iones  $\text{OH}^-$  coincide con el número de oxidación del catión metálico, para que la suma total de las cargas sea cero.

- **N. de composición con prefijos numerales:** Comienza con la palabra **hidróxido** precedida por el prefij numeral, que indica el número de grupos  $\text{OH}^-$ , la preposición "de" y el nombre del **metal**. El prefijo mono puede omitirse.

- **N. de composición usando n.o. (coincide con la de Stock):** Comienza con la palabra **hidróxido**, seguida de la preposición "de" y del nombre del **metal**. Cuando éste tiene más de una valencia, ésta se indica entre paréntesis entre números romanos. Es la nomenclatura recomendada.

Fórmula	N. de composición con prefijos numerales	N. de composición usando n.o.
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro(II)
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro(III)
$\text{AgOH}$	Hidróxido de plata o monohidróxido de plata	Hidróxido de plata
$\text{Hg}_2(\text{OH})_2^*$	Dihidróxido de mercurio	Dihidróxido de (di)mercurio(I)
$\text{Hg}(\text{OH})_2$	Dihidróxido de mercurio	Hidróxido de mercurio(II)

\*El hidróxido de mercurio (I) se representa como un dímero. No se presenta como tal en la naturaleza; lo que se da es una dismutación  $\text{Hg}^0$  y  $\text{Hg}^{2+}$ .

### 4.2. OXOÁCIDOS

Son compuestos formados por la unión del **oxígeno**, el **hidrógeno** y un **no metal** (o un **metal**, como los de los grupos del **chromo**, el **manganeso** o el **vanadio**, en alto estado de oxidación, con los que tiene un carácter no metálico -recuerda el cuadro visto en óxidos-). Los oxoácidos son compuestos que cuando se



encuentran en disolución acuosa, dejan protones (H<sup>+</sup>) en libertad, confiriendo propiedades ácidas a las disoluciones.

Su fórmula general es H<sub>a</sub>X<sub>b</sub>O<sub>c</sub>, donde H es el hidrógeno, X es el no metal y O, el oxígeno. El hidrógeno actúa con n.o. (+1) y el oxígeno con n.o. (-2), por lo que el n.o. del no metal se obtiene fácilmente a partir de la siguiente expresión, al tener en cuenta que la carga total del compuesto es cero, pues es neutro:

$$\text{n.o. de X} = \frac{2c - a}{b}$$

Por ejemplo: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> Como tenemos dos átomos de H: a=2 y cuatro átomos de O: c= 4, el n.o. del S es:

$$\text{n.o. de S} = \frac{(2 \cdot 4) - 2}{1} = 6$$

b =1, pues solo aparece un átomo de S en la molécula.

El signo del n.o. es positivo, ya que al sumar las cargas de todos los átomos, el resultado tiene que ser cero. Así: H = 2 · +1 = +2, el O = 4 · -2 = -8. El S tiene que tener n.o. +6, para que +2+6-8 = 0.

Para **NOMBRAR LOS OXOÁCIDOS** se emplean tres nomenclaturas: nomenclatura tradicional o común, que es la recomendada, nomenclatura de adición y nomenclatura de hidrógeno.

**N. tradicional (común o clásica):** Es el sistema más antiguo y más frecuentemente utilizado en el lenguaje químico, industrial y comercial. Para nombrarlos, hay que conocer todos los números de oxidación que puede presentar el elemento que actúa como átomo central (X). Este número determina la utilización de sufijo y/o prefijos en el compuesto concreto, siguiendo el siguiente criterio:

Si el **número de oxidación es único**, se utiliza la terminación **-ico**.

Si tiene **dos n.o.** con la terminación **-ico**, para el estado de mayor n.o. y acabado en **-oso** para el de menor.

Si el elemento central tiene **tres n.o.** se utilizará el prefijo **hipo-**seguido del nombre del elemento, con la terminación **-oso (hipo...oso)**, para el caso de **menor n.o.**, el nombre del elemento acabado en **-oso** para el **n.o. intermedio**, y con la terminación **-ico**, para el estado de **mayor n.o.**

Por último, si el elemento tiene cuatro n.o. se utilizará el prefijo **hipo-**seguido del nombre del elemento, con la terminación **-oso (hipo...oso)**, para el caso de **menor n.o.**, el nombre del elemento acabado en **-oso** para el **segundo n.o.**, con la terminación **-ico**, para el **tercer n.o.**, y para el caso de **mayor n.o.**, se antepone el prefijo **per-**, seguido del nombre del elemento con la terminación en **-ico(per...ico)**.

En el caso de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, hemos visto que el n.o. del S es +6. El S tienen tres posibles n.o.: +2, +4, y +6. Es por tanto el n.o. mayor y así este compuesto será el ácido sulfúrico.

· **N. de adición:** Esta forma de nomenclatura no solo indica el número de átomos de cada elemento que aparece en el compuesto, sino que da información de la estructura de los ácidos. Así, se nombra el

átomo central y, utilizando los prefijos numerales correspondientes, los grupos o ligandos que se unen a él, ordenados alfabéticamente, delante del nombre del átomo central. Por ello, se nombra de diferente forma los oxígenos que están unidos a los hidrógenos ácidos ("**hidroxi**do"), y los oxígenos unidos únicamente al elemento central ("**oxi**do"), sin acentos.

Prefijo numeral-**hidroxi**do-prefijo numeral-**oxi**do-ELEMENTO CENTRAL



En la imagen podemos ver que al azufre se unen directamente dos =O y dos grupos -OH. Por tanto este compuesto se nombrará como dihidroxidodioxidoazufre.

· **N.de hidrógeno:** Se basa en nombrar con un prefijo numeral los hidrógenos del ácido seguido del nombre de adición del anión terminado en "-ato" entre paréntesis y unido sin espacios a la palabra "hidrogeno"

Prefijo numeral-**hidrogeno** (prefijo numeral-**oxi**do-ELEMENTO CENTRAL-**ato**)

En el caso del ácido sulfúrico,  $H_2SO_4$ , se nombra como dihidrogeno(tetraoxidosulfato)

Para sistematizar el estudio de los oxoácidos, vamos a fijarnos en el grupo del elemento no metálico, y para determinar la fórmula de estos compuestos vamos a utilizar la metodología que se basa en la siguiente reacción:

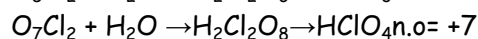
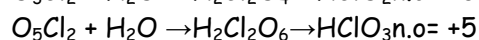
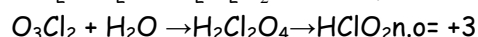
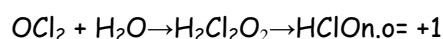


Esta reacción solo sirve para aprender a formular. En la práctica no tiene por qué darse.

#### 4.2.1. Oxoácidos del grupo de los halógenos

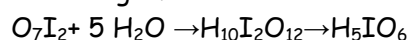
En estos compuestos el no metal puede ser: **Cl**, **Br** y **I** con n.o. +1, +3, +5, +7. El flúor no forma oxoácidos.

Todos los haluros de oxígeno (antes óxidos) de este grupo reaccionan con 1 molécula de agua. Sitomamos como ejemplo a los compuestos del cloro:



De forma análoga se procedería para el bromo y para el yodo (el oxoácido correspondiente al número de oxidación +3 para el yodo no tiene existencia real y tampoco se conoce ningún derivado suyo. Nosotros lo usaremos como práctica).

El yodo presenta también el ácido ortoperiódico  $H_5IO_6$  resultado de la combinación con cinco moléculas de agua.



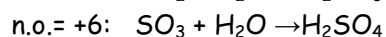
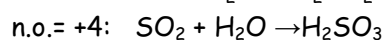
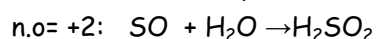
Fórmula	N. tradicional	Fórmula estructural	N. de adición	N. de hidrógeno
$HClO$	Ácido hipocloroso	$Cl(OH)$	hidroxidocloro	hidrogeno(oxidoclorato)
$HClO_2$	Ácido cloroso	$ClO(OH)$	hidroxidooxidocloro	hidrogeno(dioxidoclorato)
$HClO_3$	Ácido clórico	$ClO_2(OH)$	hidroxidodioxidocloro	hidrogeno(trioxidoclorato)
$HClO_4$	Ácido perclórico	$ClO_3(OH)$	hidroxidotrioxidocloro	hidrogeno(tetraoxidoclorato)

Fórmula	N. tradicional	Fórmula estructural	N. de adición	N. de hidrógeno
$H_5IO_6$	Ácido ortoperiódico	$IO(OH)_5$	pentahidroxidooxidoyodo	pentahidrogeno(hexaoxidoyodato)

#### 4.2.2. Oxoácidos del grupo de los anfígenos o calcógenos

En estos compuestos el no metal puede ser: S, Se y Te con n.o. +2, +4, +6. Aunque el n.o. +2 no es muy frecuente en los anfígenos (de hecho se suele indicar solo +4 y +6 como n.o. posibles) sí es cierto que pueden formar algunos compuestos. Así, existe el ácido hiposulfuroso, donde el S tiene este n.o.

Todos los óxidos ácidos de este grupo reaccionan con 1 molécula de agua. Sitomamos como ejemplo los óxidos del azufre:



De forma análoga se procedería para el selenio y para el telurio.

Estos ácidos no existen como tales en la naturaleza. Están disociados en  $H^+$  más el correspondiente anión.

Fórmula	N. tradicional	Fórmula estructural	N. de adición	N. de hidrógeno
$H_2SO_2$	Ácido hiposulfuroso	$S(OH)_2$	dihidroxidoazufre	dihidrogeno(dioxidosulfato)
$H_2SO_3$	Ácido sulfuroso	$SO(OH)_2$	dihidroxidooxidoazufre	dihidrogeno(trioxidosulfato)
$H_2SO_4$	Ácido sulfúrico	$SO_2(OH)_2$	dihidroxidodioxidoazufre	dihidrogeno(trioxidosulfato)

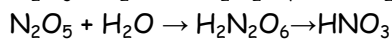
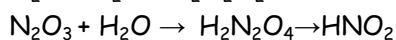
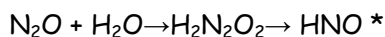
El ácido sulfúrico puede formar el **ácido disulfúrico**:  $H_2S_2O_7$ ; el proceso de formación de estos dímeros se explica en el siguiente epígrafe, con los oxoácidos del grupo 15.

El telurio también puede formar el ácido ortotelúrico  $H_6TeO_6$  al combinarse con 3 moléculas de agua:  $TeO_3 + 3 H_2O \rightarrow H_6TeO_6$

#### 4.2.3. Oxoácidos del grupo de los nitrogenoideos

En este caso el no metal puede ser: N, P (ambos con n.o. +1, +3, +5), As y Sb(ambos con n.o. +3, +5).

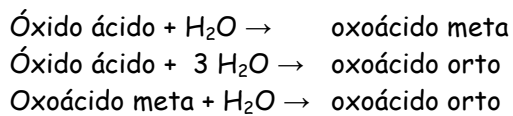
Todos los óxidos ácidos de nitrógeno reaccionan con 1 molécula de agua: Así:



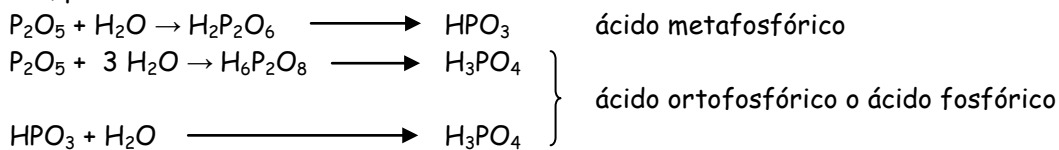
Fórmula	N. tradicional	Fórmula estructural	N. de adición	N. de hidrógeno
$H_2N_2O_2$	Ácido hiponitroso*	$HON=NOH$	bis(hidroxidonitrógeno)(N-N)	dihidrogeno(dioxidodinitrato)
$HNO_2$	Ácido nitroso	$NO(OH)$	hidroxidooxidonitrógeno	hidrogeno(dioxidonitrato)
$HNO_3$	Ácido nítrico	$NO_2(OH)$	hidroxidodioxidonitrógeno	hidrogeno(trioxidonitrato)

\* Se presenta en forma de dímero, aunque se puede encontrar la fórmula en algunos manuales como HNO, que es la que se ha deducido antes, tras simplificar.

Sin embargo, el **P**, **As** y **Sb** pueden formar más de un oxoácido con el mismo n.o. Así, se utiliza el prefijo **meta** para identificar el oxoácido que se obtiene siguiendo la regla de formulación anterior (combinación del óxido con una molécula de agua), el prefijo **orto** para el que se obtiene al sumar una molécula de agua al **meta** o bien al sumar tres moléculas de agua al óxido. Es decir:

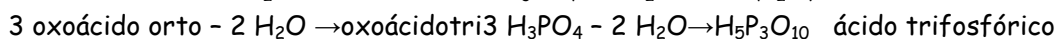
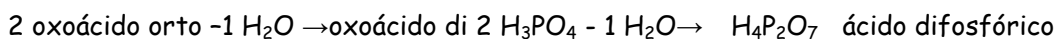


Así, para el caso del P con n.o. +5:



Sin embargo, en estos ácidos **orto-**, no es muy utilizado el prefijo porque los ácidos meta no se conocen (sí las oxisales derivadas de ellos).

El **P**, **As** y **Sb** también pueden formar diferentes polímeros, que se nombran con un prefijo que hace referencia al grado de polimerización del ácido respectivo: el prefijo **di** se usa para nombrar al oxoácido que resulta de sumar dos moléculas **orto** y restarle una molécula de agua (el prefijo **piro** también se usaba para designar a estos dímeros). Esta polimerización puede ser mayor (**tri-**, **tetra-**, ...). Como regla general, se elimina una molécula de agua menos que el número que indica el grado de polimerización del ácido. Así:

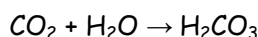


Fórmula	N. tradicional	Fórmula estructural	N. de adición	N. de hidrógeno
<b>HPO<sub>2</sub></b>	Ácido <b>meta</b> fosforoso	<b>PO(OH)</b>	hidroxidooxidofósforo	hidrogeno(dioxidofosfato)
<b>HPO<sub>3</sub></b>	Ácido <b>meta</b> fosfórico	<b>PO<sub>2</sub>(OH)</b>	hidroxidodioxidofósforo	hidrogeno(trioxidofosfato)
<b>H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub></b>	Ácido fosforoso	<b>PHO(OH)<sub>2</sub></b>	Hidrógenodihidróxido-oxidofósforo	trihidrogeno(trioxidofosfato)
<b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>	Ácido fosfórico	<b>PO(OH)<sub>3</sub></b>	trihidroxidooxidofósforo	trihidrogeno(tetraoxidofosfato)
<b>H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	Ácido <b>di</b> fosfórico	<b>(HO)<sub>2</sub>P(O)OP(O)(OH)<sub>2</sub></b> *		tetrahidrogeno (heptaoxidofosfato)

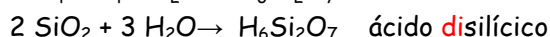
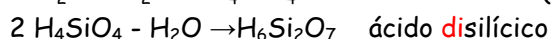
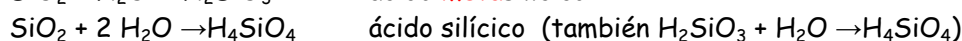
\*μ-oxido-bis(dihidroxidooxidofósforo)

#### 4.2.4. Oxoácidos del grupo de los carbonoideos

En estos compuestos el no metal puede ser: C y Si con n.o. +4 (no existe el oxoácido de C con n.o. +2). El oxoácido del C, el ácido carbónico, es inestable y se descompone en dióxido de carbono y agua. Sin embargo, tiene importancia pues de él derivan los carbonatos y los hidrogenocarbonatos (antes bicarbonatos)



En el caso del silicio, existen tres oxoácidos:



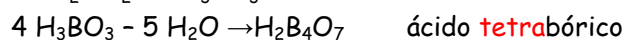
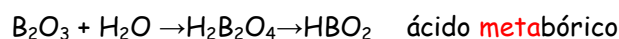
Fórmula	N. tradicional	Fórmula estructural	N. de adición	N. de hidrógeno
$\text{H}_2\text{CO}_3$	Ácido carbónico	$\text{CO}(\text{OH})_2$	dihidroxidooxidocarbono	dihidrogeno(trioxidocarbonato)
$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Ácido metasilícico	$(-\text{Si}(\text{OH})_2\text{O}-)_n$	*	dihidrogeno(trioxidosilicato)
$\text{H}_4\text{SiO}_4$	Ácido silícico	$\text{Si}(\text{OH})_4$	tetrahidroxidosilicio	dihidrogeno(trioxidosilicato)
$\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$	Ácido disilícico	$(\text{OH})_3\text{SiOSi}(\text{OH})_3$	**	hexahidrogeno(heptaoxidodisilicato)

\*El ácido metasilícico forma cadenas, los ácidos metasilícicos, lo que se refleja en la nomenclatura de adición: *catena*-poly[dihidroxidosilicio- $\mu$ -óxido]

\*\* $\mu$ -óxido-bis(trihidroxidosilicio)

#### 4.2.5. Oxoácidos del grupo de los boroideos

En estos compuestos, el boro actúa con n.o. +3. Se pueden formular los siguientes compuestos:



No existe el ácido dibórico. El ácido tetrabórico es una excepción, pues se elimina una molécula de agua más que el número que indica el grado de polimerización

El ácido metabórico, al igual que el metasilícico, se presenta formando cadenas

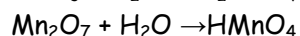
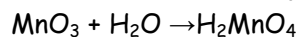
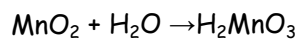
Fórmula	N. tradicional	Fórmula estructural	N. de adición	N. de hidrógeno
$\text{HBO}_2$	Ácido metabórico	$(-\text{B}(\text{OH})\text{O}-)_n$	*	hidrogeno(dioxidoborato)
$\text{H}_3\text{BO}_3$	Ácido bórico	$\text{B}(\text{OH})_3$	trihidroxidoboro	trihidrogeno(trioxidoborato)
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Ácido tetrabórico			

\*catena-poly[hidroxidoboro-μ-oxido]

#### 4.2.6. Oxoácidos del manganeso, tecnecio y renio

Son oxoácidos cuyos elementos centrales son **metales en alto estado de oxidación**. Estos ácidos son hipotéticos, pues no existen en la naturaleza, pero son importantes porque de ellos derivan sus sales, que sí se conocen.

En estos compuestos, el Mn, Tc y Re pueden tener los n.o.: +4, +6, +7. (el \*4 no es habitual). Todos los óxidos ácidos de este grupo reaccionan con 1 molécula de agua (solo a efectos de formulación).



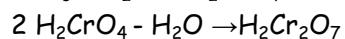
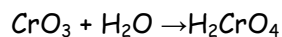
Fórmula	N. tradicional	Fórmula estructural	N. de adición	N. de hidrógeno
$\text{H}_2\text{MnO}_3$	Ácido manganeso	$\text{MnO}(\text{OH})_2$	dihidroxidooxidomanganeso	dihidrogeno (trioxidomanganato)
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	Ácido mangánico	$\text{MnO}_2(\text{OH})_2$	dihidroxidodioxidomanganeso	dihidrogeno (tetraoxidomanganato)
$\text{HMnO}_4$	Ácido permangánico	$\text{MnO}_3(\text{OH})$	hidroxidotrioxidomanganeso	hidrogeno (tetraoxidomanganato)

Obsérvese que en el caso de estos oxoácidos, las terminaciones son: **-oso**, **-ico** y **per- ...-ico**, y no **hipo-...-oso**, **-oso** e **-ico**, como cabría esperar para un elemento con tres n.o.

De forma análoga se procedería para el tecnecio y para el renio (actúan con n.o. +6 y +7)

#### 4.2.7. Oxoácidos del cromo, molibdeno y wolframio

En estos compuestos, el Cr, el Mo y el W actúan con n.o.: +6. Para el caso del cromo, además del ácido crómico, podemos formular el ácido dicrómico, que da origen a sales de gran importancia en química:



Fórmula	N. tradicional	Fórmula estructural	N. de adición	N. de hidrógeno
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Ácido crómico	$\text{CrO}_2(\text{OH})_2$	dihidroxidodioxidocromo	dihidrogeno (tetraoxidocromato)
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Ácido dicrómico	$(\text{HO})\text{Cr}(\text{O})_2\text{O}\text{Cr}(\text{O})_2(\text{OH})$	*	dihidrogeno (tetraoxidomanganato)

\* $\mu$ -oxido-bis(hidroxidodioxidocromo)

De forma análoga se procedería para el molibdeno (ácido molíbdico) y para el wolframio (ácido wolfrámico).

#### 4.2.8. Oxoácidos del vanadio, niobio y tántalo

Los tres metales pueden formar ácidos actuando con n.o. +5 y pueden ser ortoácidos y metaácidos

Fórmula	N. tradicional	Fórmula estructural	N. de adición	N. de hidrógeno
$\text{HVO}_3$	Ácido metavanádico	$\text{VO}_2(\text{OH})$	hidroxidodioxidovanadio	hidrogeno(trioxidovanadato)
$\text{H}_3\text{VO}_4$	Ácido vanádico	$\text{VO}(\text{OH})_3$	trihidroxidooxidovanadio	trihidrogeno(tetraoxidovanadato)



## Tabla de oxoácidos

Fórmula	N. tradicional	Fórmula	N. tradicional
$\text{HClO}$	Ácido hipocloroso	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Ácido difosfórico
$\text{HClO}_2$	Ácido cloroso	$\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$	Ácido trifosfórico
$\text{HClO}_3$	Ácido clórico	$\text{HAsO}_2$	Ácido metaarsenioso
$\text{HClO}_4$	Ácido perclórico	$\text{HAsO}_3$	Ácido metaarsénico
$\text{HBrO}$	Ácido hipobromoso	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	Ácido arsenioso
$\text{HBrO}_2$	Ácido bromoso	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	Ácido arsénico
$\text{HBrO}_3$	Ácido brómico	$\text{HSbO}_2$	Ácido metaantimonioso
$\text{HBrO}_4$	Ácido perbrómico	$\text{HSbO}_3$	Ácido metaantimónico
$\text{HIO}$	Ácido hipoyodoso	$\text{H}_3\text{SbO}_3$	Ácido antimonioso
$\text{HIO}_2$	Ácido yodoso	$\text{H}_3\text{SbO}_4$	Ácido antimónico
$\text{HIO}_3$	Ácido yódico	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Ácido carbónico
$\text{HIO}_4$	Ácido periódico	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Ácido metasilícico
$\text{H}_5\text{IO}_6$	Ácido ortoperyódico	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	Ácido ortosilícico
$\text{H}_2\text{SO}_2$	Ácido hiposulfuroso	$\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$	Ácido disilícico
$\text{H}_2\text{SO}_3$	Ácido sulfuroso	$\text{HBO}_2$	Ácido metabórico
$\text{H}_2\text{SO}_4$	Ácido sulfúrico	$\text{H}_3\text{BO}_3$	Ácido bórico
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Ácido disulfúrico	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Ácido tetrabórico
$\text{H}_2\text{SeO}_2$	Ácido hiposelenioso	$\text{H}_2\text{MnO}_3$	Ácido manganeso
$\text{H}_2\text{SeO}_3$	Ácido selenioso	$\text{H}_2\text{MnO}_4$	Ácido mangánico
$\text{H}_2\text{SeO}_4$	Ácido selénico	$\text{HMnO}_4$	Ácido permangánico
$\text{H}_2\text{TeO}_2$	Ácido hipoteluroso	$\text{H}_2\text{TcO}_4$	Ácido tecnécico
$\text{H}_2\text{TeO}_3$	Ácido teluroso	$\text{HTcO}_4$	Ácido pertecnécico
$\text{H}_2\text{TeO}_4$	Ácido telúrico	$\text{H}_2\text{ReO}_4$	Ácido rénico
$\text{H}_6\text{TeO}_6$	Ácido ortotelúrico	$\text{HReO}_4$	Ácido perrénico
$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	Ácido hiponitroso	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Ácido crómico
$\text{HNO}_2$	Ácido nitroso	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Ácido dicrómico
$\text{HNO}_3$	Ácido nítrico	$\text{H}_2\text{MoO}_4$	Ácido molibdico
$\text{HPO}_2$	Ácido metafosforoso	$\text{H}_2\text{WO}_4$	Ácido wolfrámico
$\text{HPO}_3$	Ácido metafosfórico	$\text{HVO}_3$	Ácido metavanádico
$\text{H}_3\text{PO}_3$	Ácido fosforoso	$\text{H}_3\text{VO}_4$	Ácido vanádico
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ácido fosfórico		

## 5. IONES

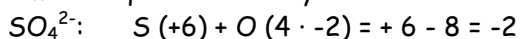
Hasta ahora se ha estudiado las reglas de nomenclatura y formulación de compuestos eléctricamente neutros. Sin embargo, existen especies químicas que no son neutras: los **iones**.

Un **ión** es un **átomo o conjunto de átomos con carga eléctrica**. Un **catión** presenta carga positiva:  $M^{n+}$  (n+ representa el número de electrones que ha perdido). Por el contrario, si el ión está cargado negativamente (ha captado electrones) se denomina **anión**:  $X^{n-}$  (n- representa el número de electrones que ha ganado).

Como regla general podemos decir que los átomos de los metales ceden con facilidad electrones y forman cationes. Los no metales tienden, en cambio, a ganar electrones y a formar aniones.

La carga de un ión monoatómico es igual al número de electrones cedidos o ganados y coincide con el número de oxidación.

En los iones poliatómicos, la carga, que se indica igualmente con un superíndice a la derecha del último elemento que forma el ión, corresponde a la suma de los números de oxidación que se atribuye a los elementos que lo constituyen:



es decir, esta carga pertenece a todo el ión.

Cuando el valor de la carga es uno, ya sea positiva o negativa, solo se indica con el signo en la fórmula: por ejemplo  $Na^+$ , y no  $Na^{1+}$ .

Para formular los iones se deben seguir las siguientes pautas:

### 5.1. CATIONES MONOATÓMICOS

Los iones monoatómicos, formados por un único átomo, se formulan colocando la carga del ión en su parte superior derecha. Ej.:  $Al^{3+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Na^+$

Hay dos formas de nombrarlos, según el número de carga o según el número de oxidación. También se sigue utilizando el nombre común

#### Nomenclatura según el número de carga (sistema Ewens-Basset)

Se empieza con la palabra "ión" seguido del nombre del elemento y se indica a continuación el número de la carga, con el signo +, entre paréntesis.

#### Nomenclatura según el número de oxidación (sistema de Stock)

Se nombran con la palabra "catión" seguida del nombre del elemento seguido del número de oxidación, en números romanos y sin carga, entre paréntesis.

#### Nombre común

Para los iones cuyo número de oxidación es fijo, se nombra solo el elemento, precedido de la palabra "ión". Por tanto, hay que aprenderse de memoria estos elementos.

Fórmula	N. según número de carga	N. de Stock (número de oxidación)	Nombre común
$\text{Na}^+$	Ion sodio(1+)	Catión sodio(I)	Ion sodio
$\text{Mg}^{2+}$	Ion magnesio(2+)	Catión magnesio(II)	Ion magnesio
$\text{Fe}^{2+}$	Ion hierro(2+)	Catión hierro(II)	
$\text{Fe}^{3+}$	Ion hierro(3+)	Catión hierro(III)	
$\text{Au}^+$	Ion oro(1+)	Catión oro(I)	
$\text{Au}^{3+}$	Ion oro(3+)	Catión oro(III)	
$\text{Al}^{3+}$	Ion aluminio(3+)	Catión aluminio(III)	Ion aluminio

## 5.2. CATIONES POLIATÓMICOS

### 5.2.1. CATIONES HOMOPOLIATÓMICOS

Se utiliza la nomenclatura de Ewens-Bassett junto prefijos numerales que indican el número de átomos del ion.

Fórmula	N. según número de carga
$\text{Hg}_2^{2+}$	Ion dimercurio(2+)
$\text{H}_3^+$	Ion trihidrógeno(1+)
$\text{O}_2^+$	Ion dioxígeno(1+)
$\text{S}_4^{2+}$	Ion tetraazufre(2+)

### 5.2.2. CATIONES HETEROPOLIATÓMICOS OBTENIDOS AL AÑADIR UN $\text{H}^+$ A LOS HIDRURAS PROGENITORES.

El nombre del ion obtenido formalmente al añadir un ion hidrógeno,  $\text{H}^+$ , a un hidruro progenitor se obtiene cambiando la terminación "o" del hidruro por "io"

Fórmula	Hidruro progenitor	Nombre derivado del hidruro progenitor	Nombre común aceptado
$H_3O^+$	$H_2O$ : oxidano	oxidanio	oxonio
$NH_4^+$	$NH_3$ : azano	azanio	amonio
$PH_4^+$	$PH_3$ : fosfano	fosfanio	

Para el ion  $H_3O^+$ , ya no se admite el nombre de hidronio.

### 5.3. ANIONES MONOATÓMICOS

#### Nomenclatura según el número de carga (sistema Ewens-Basset)

Se empieza con la palabra "ion" seguido del nombre del elemento con la terminación "uro" y se indica a continuación el número de la carga, con el signo -, entre paréntesis.

#### Nombre común

Para los iones cuyo número de oxidación es fijo, se nombra solo el elemento, precedido de la palabra "ion". Por tanto, hay que aprenderse de memoria estos elementos.

Fórmula	N. según número de carga	Nombre común
$H^-$	Ion hidruro(1-)	Ion hidruro
$F^-$	Ion fluoruro(1-)	Ion fluoruro
$Cl^-$	Ion cloruro(1-)	Ion cloruro
$Br^-$	Ion bromuro(1-)	Ion bromuro
$I^-$	Ion yoduro(1-)	Ion yoduro
$O^{2-}$	Ion óxido(2-)	Ion óxido
$S^{2-}$	Ion sulfuro(2-)	Ion sulfuro
$Se^{2-}$	Ion seleniuro(2-)	Ion seleniuro
$Te^{2-}$	Ion telururo(2-)	Ion telururo
$N^{3-}$	Ion nitruro(3-)	Ion nitruro
$P^{3-}$	Ion fosfuro(3-)	Ion fosfuro

$As^{3-}$	Ion arseniuro(3-)	Ion arseniuro
$C^{4-}$	Ion carburo(4-)	Ion carburo
$Si^{4-}$	Ion siliciuro(4-)	Ion siliciuro
$B^{3-}$	Ion boruro(3-)	Ion boruro

## 5.4. ANIONES POLIATÓMICOS

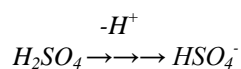
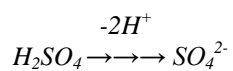
### 5.4.1. ANIONES HOMOPOLIATÓMICOS

Se utiliza la nomenclatura de Ewens-Bassett junto prefijos numerales que indican el número de átomos del ion.

Fórmula	N. según número de carga	Nombre común
$O_2^-$	Ion dióxido(1-)	Ion superóxido
$O_2^{2-}$	Ion dióxido(2-)	Ion peróxido
$O_3^-$	Ion trióxido(1-)	Ión ozónido
$S_2^{2-}$	Ion disulfuro(2-)	
$N_3^-$	Ion trinitruro(1-)	Ion azida
$C_2^{2-}$	Ion dicarburo(2-)	Ion acetiluro
$I_3^-$	Ion triyoduro(1-)	

### 5.4.2. ANIONES HETEROPOLIATÓMICOS DERIVADOS DE OXOÁCIDOS

Los oxoaniones proceden de los correspondientes oxoácidos, que han perdido uno o más hidrógenos. La carga negativa del oxoanión resultante coincide con el número de hidrógenos perdidos. Ej:



Para deducir la valencia del átomo central, utilizamos las valencias conocidas y la carga global del anión. Por tanto, si queremos determinar el n.o. del Cr en el ion  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  procederemos de la siguiente forma: Como el n.o. del oxígeno es -2 y la carga global del anión es -2, el n.o. del cromo será x:

$$2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = -2$$

Cr                      O                      carga del ion

Despejando se obtiene que el n.o. del Cr es: +6.

#### N. tradicional o común

Se nombran sustituyendo la palabra ácido por ión y las terminaciones **-oso** por **-ito** e **-ico** por **-ato**.

Regla nemotécnica: Para recordar el cambio de terminación en los oxoaniones, puedes aprenderte esta regla: "Perico rompe un plato cuando el oso toca el pito".

Como hay oxoácidos con varios hidrógenos, puede ocurrir que el anión derivado se forme con la pérdida de algunos, pero no de todos los hidrógenos. Estos iones se denominan iones ácidos (los que tienen hidrógeno en su composición) y para nombrarlos se coloca tras la palabra ión la de "hidrógeno" con el prefijo numeral pertinente.

#### · N. de hidrógeno o sistemática estequiométrica o de composición

El nombre empieza con la palabra "ion" seguida de la palabra hidrógeno con el prefijo numeral correspondiente, caso de que el anión presentara hidrógenos, y a continuación, entre paréntesis, "óxido" con el prefijo de cantidad que indica el número de átomos de oxígeno presente en la fórmula, y el nombre del elemento que es central en el oxoácido del que procede, también con el prefijo numeral si hay más de un átomo, y con la terminación "ato". Por último, entre paréntesis, la carga del anión (sistema Ewens-Basset).

#### · N. de adición

Se basa en la estructura de los aniones, nombrando de diferente forma los oxígenos que están unidos a los hidrógenos ácidos (hidróxido) y los oxígenos que están unidos únicamente al elemento central (óxido). Cada uno de estos oxígenos se acompaña de los prefijos numerales correspondientes, van seguidos del nombre del átomo central terminado en "ato" y finalmente, entre paréntesis, la carga del anión, según el sistema de Ewens-Bassett.

Fórmula	N. tradicional	N. de hidrógeno o N. sistemática estequiométrica o N. de composición	N. de adición
$\text{CO}_3^{2-}$	Ion carbonato	Trioxidocarbonato(2-)	Trioxidocarbonato(2-)
$\text{HCO}_3^-$	Ion hidrógenocarbonato	Hidrogeno(trioxidocarbonato)(1-)	Hidroxidodioxidocarbonato(1-)
$\text{NO}_2^-$	Ion nitrito	Dióxidonitrato(1-)	Dióxidonitrato(1-)
$\text{NO}_3^-$	Ion nitrato	Trioxidonitrato(1-)	Trioxidonitrato(1-)
$\text{PO}_4^{3-}$	Ion fosfato	Tetraoxidofosfato(3-)	Tetraoxidofosfato(3-)
$\text{HPO}_4^{2-}$	Ion hidrógenofosfato	Hidrogeno(tetraoxidofosfato)(2-)	Hidroxidotrioxidofosfato(2-)
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	Ion dihidrógenofosfato	Dihidrogeno(tetraoxidofosfato)(1-)	Dihidroxidodioxidofosfato(1-)
$\text{SO}_3^{2-}$	Ion sulfito	Trioxidosulfato(2-)	Trioxidosulfato(2-)
$\text{SO}_4^{2-}$	Ion sulfato	Tetraoxidosulfato(2-)	Tetraoxidosulfato(2-)
$\text{HSO}_4^-$	Ion hidrógenosulfato	Hidrogeno(tetraoxidosulfato)(1-)	Hidroxidotrioxidosulfato(1-)
$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$	Ion disulfato	Heptaoxidodisulfato(2-)	$\mu$ -oxido-bis(trioxidosulfato)(2-)

## 6. OXISALES

### 6.1. OXISALES NEUTRAS

Son compuestos ternarios constituidos por un no metal, oxígeno y metal.

Proceden de la reacción de neutralización entre un oxoácido y un hidróxido metálico, que produce la correspondiente sal y agua. Para formular, se comienza por el metal, seguido del oxoanión: Ej.:  $\text{NaNO}_3$ .



**N. tradicional aceptada:** El nombre del compuesto es el del anión seguido del nombre del catión, esto es, se sustituyen las terminaciones **-oso/-ico** del oxoácido de procedencia por **-ito/-ato**, respectivamente; los prefijos hipo-/per-, si los tuviera el ácido del que procede, se mantienen y, a continuación, figuran el nombre del **metal** y el n.o. con la que actúa entre paréntesis y en números romanos, siempre y cuando tenga más de una. También se puede indicar mediante el número de carga, si bien nosotros utilizaremos el n.o.

Fórmula	Oxoanión	Cación	Forma de nombrar la oxisal	
			Mediante n.o.	Mediante número de carga
$\text{AgNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	$\text{Ag}$	Nitrato de plata	Nitrato de plata
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Fe}^{3+}$	Sulfato de hierro(III)	Sulfato de hierro(3+)
$\text{FeSO}_4$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Fe}^{2+}$	Sulfato de hierro(II)	Sulfato de hierro(2+)

**N. sistemática estequiométrica (o nomenclatura de composición):** Se inicia con el nombre del anión, sin carga, seguido del nombre del catión. Si el anión está entre paréntesis, el número de iones se indica con los prefijos griegos **bis-** (para 2), **tris-** (3), **tetrakis-** (4), **pentakis-** (5), etc. delante del nombre del anión, que va escrito también entre paréntesis.

**N. de adición:** Se nombra primero el anión, con carga, seguido del nombre del catión, también con carga, según la notación de Ewens-Basset. Los prefijos numéricos para igualar las cargas no se indican, pues al especificar las cargas iónicas no hay dudas.

Fórmula	N. tradicional aceptada	N. sistemática estequiométrica o N. de composición	N. de adición
$\text{AgNO}_3$	Nitrato de plata	Trioxidonitrato de plata	Trioxidonitrato(1-) de plata
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfato de hierro(III)	Tris(tetraoxidosulfato) de dihierro	Tetraoxidosulfato(2-) de hierro(3+)
$\text{FeSO}_4$	Sulfato de hierro(II)	Tetraoxidosulfato de hierro	Tetraoxidosulfato(2-) de hierro(2+)
$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_4$	Fosfato de plomo(IV)	Tetrakis(tetraoxidofosfato) de triplomo	Tetraoxidofosfato(3-) de plomo(4+)



$\text{CoCO}_3$	Carbonato cobalto(II)	de	Trióxidocarbonato de cobalto	Trioxidocarbonato(2-) de cobalto(2+)
-----------------	-----------------------	----	------------------------------	--------------------------------------

## 6.2. OXISALES ÁCIDAS

Son sales que se forman con oxoaniones que no han perdido todos los hidrógenos que tenía el oxoácido de procedencia. Al nombrarlos, en las tres nomenclaturas, se antepone la palabra hidrógeno (con el prefijo numeral correspondiente) delante del nombre del anión.

Fórmula	N. tradicional aceptada	N. sistemática estequiométrica o N. de composición	N. de adición
$\text{KHCO}_3$	Hidrógencarbonato de potasio	Hidrogeno(trioxidocarbonato) de potasio	Hidroxidodioxidocarbonato(1-) de potasio
$\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Dihidrógenofosfato de bario	Bis[dihidrogeno(tetraoxido-fosfato)] de bario	Dihidroxidodioxidofosfato(1-) de bario
$\text{Fe}(\text{HSO}_3)_3$	Hidrógenosulfito de hierro(III)	Tris[hidrogeno(trioxidosulfa-to)] de hierro	Hidroxidodiooxidosulfato(1-) de hierro(3+)
$\text{Na}_2\text{HPO}_4$	Monohidrógenofosfato de sodio	Hidrogeno(tetraoxidofosfato) de disodio	Hidroxidotrioxidofosfato(2-) de sodio

### \*SALES ÁCIDAS DE HIDRÁCIDOS

De forma similar a los oxoácidos, los hidrácidos que tienen dos hidrógenos pueden perder uno y formar aniones ácidos, que al combinarse con un metal formarán sales ácidas. Estas sales se nombran anteponiendo la palabra "hidrógeno" a la raíz del nombre del no metal terminado en "-uro" siguiendo las reglas de los compuestos binarios

Fórmula	N. tradicional aceptada (Stock)	N. sistemática estequiométrica o N. de composición
$\text{Ca}(\text{HSe})_2$	Hidrógenoseleniuro de calcio	Bis(hidrogenoseleniuro) de calcio
$\text{Cu}(\text{HTe})_2$	Hidrógenotelururo de cobre(II)	Bis(dihidrogenotelururo) de cobre
$\text{NH}_4\text{HS}$	Hidrógenosulfuro de amonio	Hidrogenosulfuro de amonio