

# REGLAS GENERALES DE FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA

Una **FÓRMULA** es la representación abreviada de un compuesto químico en la que se indican aquellos aspectos más importantes del mismo.

Cualquier compuesto procede de la unión química de varios elementos que entran en proporciones fijas. Los elementos de la tabla periódica son los siguientes:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	#	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	##															
1+	2+				2+ 3+ 6+	2+ 3+ 4+ 6+ 7+	2+ *	2+ *	2+ *	1+ **	2+ ***	3+	2+ 4+	1+ 3+ 5+	2+ 4+ 6+	1+ 3+ 5+ 7+	
1-													4-	3-	2-	1-	0

(\*) El Hierro, Cobalto y Níquel tienen 2+ y 3+ y el Rutenio, Rodio, Paladio, Osmio, Iridio y Platino, 2+ y 4+

(\*\*) El Cobre tiene 1+ y 2+, la Plata sólo tiene 1+ y el Oro 1+ y 3+

(\*\*\*) El Mercurio tiene 1+ y 2+

#	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
##	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw

Los no metales, que son los que están por encima de la línea gruesa y en negrita, pueden tener valencia negativa (sólo una) que corresponde a la diferencia entre la columna en que se encuentran y la última (la 18). Además, también es no-metal el Hidrógeno, cuya valencia negativa es 1-

La situación de cada elemento en la Tabla Periódica obedece a criterios químicos, y así, todos los elementos que están en una misma columna tienen unas propiedades físicas y sobre todo químicas parecidas.

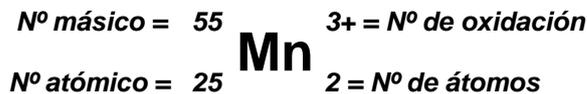
Cuando un átomo se une a otro átomo para formar un compuesto lo hace por medio de los electrones que sus átomos tienen en la parte más externa de la corteza atómica, generalmente uno de los átomos cede electrones al otro. De ahí nace el llamado "**NUMERO DE OXIDACIÓN** o **VALENCIA**" que es el número de electrones que un átomo determinado cede o gana al formar un enlace con otro átomo. Si cede electrones su número de oxidación es positivo, y si los gana, negativo.

**SOLAMENTE PUEDEN TENER NUMERO DE OXIDACIÓN NEGATIVO LOS NO METALES**, que son los elementos que están situados a la derecha de la tabla periódica (aparecen en negrilla), y ésta coincide con la diferencia entre el número de la columna en que se encuentran y 18 (que es la columna de los gases nobles).

## SISTEMAS DE NOTACIÓN, NUMERACIÓN Y PREFIJOS NUMERALES UTILIZADOS

Las reglas generales de formulación y nomenclatura necesitan indicar diversos datos de los átomos o compuestos que se van a formular y/o nombrar.

Así, cuando queremos indicar en un átomo alguna característica, el número que nos la indica debe colocarse en una posición concreta tal y como se indica en el caso del manganeso:



donde se indican los siguientes datos del átomo:

- **Número másico:** que es el número de protones + neutrones que tiene ese átomo,
- **Número atómico:** que es el número de protones que tiene dicho átomo y coincide, además, con el lugar que ocupa en la tabla periódica,
- **Número de oxidación:** también llamado valencia, que es el número de electrones que ese átomo cede (si es positivo) o gana (si es negativo) en la formación de un enlace con otro átomo.
- **Número de átomos:** que es el número de átomos de dicho elemento que forman parte del compuesto en el que se encuentre.

Los prefijos numerales utilizados en la nomenclatura para indicar el número de átomos de cada elemento son los siguientes:

Nº de átomos	Prefijo	Nº de átomos	Prefijo
1	MONO-	4	TETRA-
2	DI-	5	PENTA-
3	TRI-	6	HEXA-
etc.			

Asimismo, todos los compuestos han de cumplir la siguiente regla general:

**"La suma de los números de oxidación de todos los átomos que forman un compuesto ha de ser siempre CERO"**. Esta regla tiene que cumplirse ya que los enlaces entre átomos se hacen por medio de electrones, y en un compuesto formado por varios átomos, el número total de electrones que hayan cedido uno o varios átomos (los que tengan números de oxidación positivos), tienen que haberlos ganado los demás átomos que forman dicho compuesto (los que tendrán números de oxidación negativos).

## PASOS A SEGUIR PARA LA DETERMINACIÓN DE LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUE FORMAN PARTE DE UN COMPUESTO

Cuando tenemos que determinar el número de oxidación (valencia) de un elemento que forma parte de un compuesto, hemos de aplicar las siguientes reglas sucesivamente hasta conseguirlo:

- 1 - La suma de los números de oxidación de todos los elementos que componen una determinada molécula neutra es CERO
- 2 - Los elementos libres tienen número de oxidación CERO
- 3 - Los elementos que solamente pueden tener un número de oxidación, funcionarán con el mismo: Alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr): 1+ ; Alcalinotérreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra) : 2+. Térreos (B, Al, Ga, In, Tl): 3+ , Zn y Cd: 2+
- 4 - El hidrógeno tiene 1+, excepto en los hidruros metálicos, que tiene 1-
- 5 - El oxígeno tiene siempre 2-, excepto en los peróxidos que tiene 1-
- 6 - En las sales, el elemento central tiene el mismo número de oxidación que en el ácido del cual procede. En estos casos hemos de probar con los números de oxidación del metal y del no metal hasta encontrar unos valores que satisfagan los posibles números de oxidación de ambos y que, a la vez, sea posible la existencia del ácido formador de dicha sal.

## SUSTANCIAS SIMPLES

**Son los compuestos formados por uno o varios átomos de un mismo elemento.**

- **Se formulan** escribiendo el símbolo del elemento de que se trate afectado del subíndice que nos indique el número de átomos del mismo que forman la molécula.
- **Se nombran** escribiendo el nombre del elemento precedido del prefijo numeral que nos indique cuantos átomos contiene la molécula.

$H_2$     Dihidrógeno

$O_3$     Trióxígeno (llamado también ozono).

# COMPUESTOS BINARIOS

Son los compuestos formados por átomos de dos elementos diferentes. Uno de ellos tiene número de oxidación positivo y el otro, negativo.

Teniendo en cuenta la clasificación de los elementos en **Metales** y **No metales**, los compuestos binarios podrán ser de los tipos siguientes:

**No metal** - **No metal**  
**Metal** - **No metal**  
**Metal** - **Metal** (aunque este tipo no se va a estudiar).

Así, para decidir cual de los dos elementos que forman el compuesto binario tiene número de oxidación negativo, hemos de tener en cuenta la siguiente serie en la que se indica en orden creciente la "capacidad" para tener número de oxidación negativo de los diferentes elementos:

El grupo de elementos con menor capacidad, son los **Metales**, que no pueden tener nunca número de oxidación negativo, y entre los no metales, el orden es el siguiente:



Por tanto, en cualquier compuesto binario formado por un *metal* y un *no metal*, el número de oxidación (valencia) negativa la tendrá siempre el **No metal**, y si se trata de un compuesto binario formado por dos *No metales*, el número de oxidación (valencia) negativa la tendrá siempre aquel que se encuentre más a la DERECHA en la serie anterior.

Para **formularlos**, se escribe SIEMPRE delante el símbolo del elemento que tenga el número de oxidación positivo seguido del símbolo del elemento que tenga el número de oxidación negativo, colocándole a cada uno como subíndice, el número de oxidación del otro y, si se puede, se simplifica.

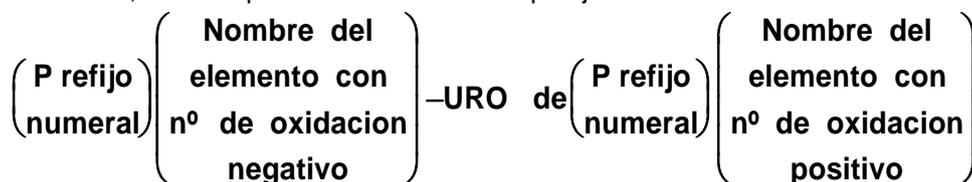
Por ejemplo,

Na <sup>1+</sup>	con	Cl <sup>1-</sup>	.....	NaCl	
Fe <sup>3+</sup>	con	S <sup>2-</sup>	.....	Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	
Pt <sup>4+</sup>	con	Se <sup>2+</sup>	.....	Pt <sub>2</sub> Se <sub>4</sub>	==> PtSe <sub>2</sub>
C <sup>4+</sup>	con	Cl <sup>1-</sup>	.....	CCl <sub>4</sub>	
Cr <sup>6+</sup>	con	O <sup>2-</sup>	.....	Cr <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	==> CrO <sub>3</sub>
I <sup>7+</sup>	con	O <sup>2-</sup>	.....	I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	

La I.U.P.A.C. admite dos maneras de nombrar estos compuestos: la **nomenclatura sistemática estequiométrica**, en la cual se indica el número de átomos de cada elemento que componen el compuesto, y la **nomenclatura sistemática funcional** en la cual se indica expresamente el número de oxidación del elemento que lo tiene positivo.

## Nomenclatura sistemática estequiométrica

Se escribe el nombre del elemento que tenga número de oxidación negativo precedido del prefijo numeral que nos indique cuantos átomos de ese elemento hay, añadiéndole la terminación "**-URO**" (**o** "**-IDO**" si se trata del oxígeno o uno de sus derivados) seguida del nombre del elemento que tenga el número de oxidación positivo afectado del prefijo numeral correspondiente. El prefijo MONO suele omitirse, y asimismo, cuando el elemento con número de oxidación positivo solamente tiene uno, también pueden omitirse ambos prefijos numerales.

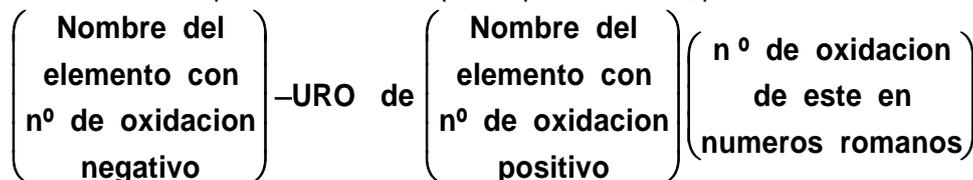


Ejemplos:

<b>NaCl</b> .....	Cloruro de sodio	<b>CCl<sub>4</sub></b> .....	Tetracloruro de carbono
<b>Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub></b> .....	Trisulfuro de dihierro	<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b> .....	Heptaóxido de dicloro
<b>CaCl<sub>2</sub></b> .....	Dicloruro de calcio	<b>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> .....	Trióxido de aluminio
<b>CSi</b> .....	Carburo de silicio	<b>BaF<sub>2</sub></b> .....	Di fluoruro de bario

## Nomenclatura sistemática funcional

Se escribe el nombre del elemento que tenga número de oxidación negativo añadiéndole la terminación "**-URO**" (o "**-IDO**" si se trata del oxígeno o uno de sus derivados) seguida del nombre del elemento que tenga el número de oxidación positivo seguido de su número de oxidación, entre paréntesis y en números romanos (<sup>1</sup>). Cuando el elemento con número de oxidación positivo solamente puede presentar uno, puede omitirse.



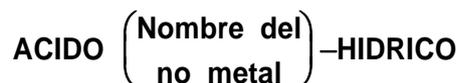
**Ejemplos:**

<b>NaCl</b> ..... Cloruro de sodio(I)	<b>CCl<sub>4</sub></b> ..... Cloruro de carbono(IV)
<b>Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub></b> ..... Sulfuro de hierro(III)	<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b> ..... Oxido de cloro(VII)
<b>CaCl<sub>2</sub></b> ..... Cloruro de calcio(II)	<b>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> ..... Óxido de aluminio(III)

Los compuestos binarios que forma el **Hidrógeno** con los **No metales** tienen características especiales, que dependen de la posición del no metal en la serie vista en la página anterior con respecto a la posición del hidrógeno.

Así, los elementos no metálicos que se encuentran a la derecha del hidrógeno (Se, S, I, Br, Cl, O y F), cuando se combinan con el hidrógeno tienen número de oxidación negativo, y los compuestos que originan tienen la propiedad de producir disoluciones ácidas cuando se disuelven en agua.

Por ello, las disoluciones acuosas de estos compuestos se nombran como ácidos, aunque su fórmula es la misma que si no están disueltos. El nombre de estos ácidos se obtiene escribiendo la palabra **ACIDO** seguida del nombre del no metal con la terminación **HÍDRICO**:



### Ejemplos:

Si están disueltos en agua: **HCl**..... Acido clorhídrico      **H<sub>2</sub>S**..... Acido sulfhídrico  
Si no están disueltos en agua: Cloruro de hidrógeno      Sulfuro de hidrógeno

Los no metales que se encuentran más a la izquierda que el hidrógeno, (N, P, As, C, Si y B), cuando se combinan con él deben escribirse en la fórmula antes que el hidrógeno, aunque su valencia sea negativa y la del hidrógeno positiva (1+). El Boro es una excepción a esta regla ya que no tiene número de oxidación negativo. Las disoluciones acuosas de los compuestos originados no tienen ya carácter ácido, por lo que no pueden nombrarse como los anteriores, aunque todos ellos tienen nombres especiales:

<b>NH<sub>3</sub></b> ..... Amoníaco	<b>CH<sub>4</sub></b> ..... Metano
<b>PH<sub>3</sub></b> ..... Fosfina	<b>SiH<sub>4</sub></b> ..... Silano
<b>AsH<sub>3</sub></b> ..... Arsina	<b>BH<sub>3</sub></b> ..... Borano

## COMPUESTOS PSEUDOBINARIOS

Son aquellos compuestos que están formados por una agrupación de átomos inseparable que funciona como fuera un átomo con valencia negativa, (anión) el cual suele recibir un nombre terminado en "**-URO**" (o en "**-IDO**", si deriva del oxígeno) o bien con valencia positiva (catión).

Los dos aniones más usuales son: el **ión hidróxido**: OH<sup>-</sup> y el **ión peróxido**: (O<sub>2</sub>)<sup>2-</sup> y el catión más corriente es el **ión amonio**: (NH<sub>4</sub>)<sup>+</sup>

Para formular los compuestos en los que entran a formar parte todos ellos, hemos de tener en cuenta que cada uno de estos iones se comporta como si se tratase de un solo elemento, siendoles aplicables las reglas generales de formulación de los compuestos binarios.

<sup>1</sup>Para indicar el número de oxidación del elemento más electropositivo existen dos sistemas: el de Stock, el cual es el más extendido y que vamos a utilizar aquí, en el cual se indica el número de oxidación positivo con números romanos dentro de un paréntesis, y el de Ewens-Basset, el cual lo indica con la correspondiente cifra seguida del signo, también entre paréntesis:

FeCl<sub>3</sub>..... Cloruro de hierro(III) O bien Cloruro de hierro(3+)

## HIDRÓXIDOS

Los hidróxidos son los compuestos que se forman al unirse el ión hidróxido ( $\text{OH}^-$ ) con un metal.

Para **formularlos** se escribe el símbolo del metal seguido del **OH** dentro de un paréntesis al que se coloca como subíndice el número de oxidación del metal:



donde "m" es el número de oxidación del metal. Si  $m=1$ , pueden omitirse tanto el subíndice como el paréntesis.

Para **nombrarlos** se les aplican las reglas generales de los compuestos binarios, teniendo en cuenta que el anión (ion con carga negativa) es el **ion hidróxido** ( $\text{OH}^-$ ), que actúa como si su número de oxidación es **1-**:

Nomenclatura sistemática estequiométrica:  $\left( \begin{array}{c} \text{Prefijo} \\ \text{numeral} \end{array} \right)$  HIDROXIDO de  $\left( \begin{array}{c} \text{Nombre del} \\ \text{elemento con} \\ \text{n}^\circ \text{ de oxidacion} \\ \text{positivo} \end{array} \right)$

Nomenclatura sistemática funcional: HIDROXIDO de  $\left( \begin{array}{c} \text{Nombre del} \\ \text{elemento con} \\ \text{n}^\circ \text{ de oxidacion} \\ \text{positivo} \end{array} \right)$   $\left( \begin{array}{c} \text{n}^\circ \text{ de oxidacion} \\ \text{de este en} \\ \text{numeros romanos} \end{array} \right)$

### Ejemplos

$\text{Al}(\text{OH})_3$ .....	Trihidróxido de aluminio.....	Hidróxido de aluminio(III)
$\text{Sn}(\text{OH})_4$ .....	Tetrahidróxido de estaño.....	Hidróxido de estaño(IV)
$\text{Sn}(\text{OH})_2$ .....	Dihidróxido de estaño.....	Hidróxido de estaño(II)
$\text{NaOH}$ .....	Hidróxido de sodio.....	Hidróxido de sodio(I)

## PERÓXIDOS

Los peróxidos son los compuestos que se forman al unirse el ión peróxido ( $\text{O}_2^{2-}$ ) con otro elemento, que puede ser tanto metal como no metal.

Para **formularlos** hemos de tener presente que el grupo peróxido está formado por dos átomos de oxígeno, por lo que el subíndice del oxígeno nunca podrá ser un número impar. Para escribir la fórmula se escribe el símbolo del metal afectado por el subíndice 2, (que corresponde al número de oxidación del grupo peróxido) seguido del ( $\text{O}_2$ ) dentro de un paréntesis al que se coloca como subíndice el número de oxidación del metal. :



donde "m" es el número de oxidación del metal. Si  $m=1$ , pueden omitirse tanto el subíndice como el paréntesis.

Para **nombrarlos** se les aplican las reglas generales de los compuestos binarios, teniendo en cuenta que el anión (ion con carga negativa) es el **ion peróxido** ( $\text{O}_2^{2-}$ ), que actúa como si su número de oxidación **fuese 2-**:

Nomenclatura sistemática estequiométrica:  $\left( \begin{array}{c} \text{Prefijo} \\ \text{numeral} \end{array} \right)$  PEROXIDO de  $\left( \begin{array}{c} \text{Nombre del} \\ \text{elemento con} \\ \text{n}^\circ \text{ de oxidacion} \\ \text{positivo} \end{array} \right)$

Nomenclatura sistemática funcional: PEROXIDO de  $\left( \begin{array}{c} \text{Nombre del} \\ \text{elemento con} \\ \text{n}^\circ \text{ de oxidacion} \\ \text{positivo} \end{array} \right)$   $\left( \begin{array}{c} \text{n}^\circ \text{ de oxidacion} \\ \text{de este en} \\ \text{numeros romanos} \end{array} \right)$

## Ejemplos

$\text{Na}_2\text{O}_2$ ..... Peróxido de sodio..... Peróxido de sodio  
 $\text{Sn}_2(\text{O}_2)_4 \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{O}_2)_2 = \text{SnO}_4$ ..... Diperóxido de estaño..... Peróxido de estaño(IV)

## COMPUESTOS DEL AMONIO

El Amonio es un catión que procede de la combinación de una molécula de amoniaco:  $\text{NH}_3$  con un protón:  $\text{H}^+$ , originándose el ion  $(\text{NH}_4)^+$ . Este catión se puede combinar con la mayoría de los aniones ya que se comporta al igual que cualquier otro elemento que tenga número de oxidación 1+.

Para nombrar sus derivados, se procede de la misma manera que en el caso de los derivados del sodio, potasio, etc., con la salvedad que al tratarse de una agrupación de átomos no procede incluir su número de oxidación en la nomenclatura sistemática funcional, lo cual, de todas formas se omitiría ya que solamente puede tener uno:

$\text{NH}_4\text{Cl}$  ..... Cloruro de amonio ..... Cloruro de amonio

e incluso puede combinarse con otro ion similar, como el ion hidróxido:

$\text{NH}_4\text{OH}$ ..... Hidróxido de amonio..... Hidróxido de amonio

## OXOÁCIDOS

Son aquellos compuestos cuya molécula contiene hidrógeno, oxígeno y otro elemento, y que son susceptibles de sustituir todos o alguno de sus hidrógenos por otros cationes.

Para **FORMULARLOS** se escribe el símbolo del Hidrógeno, seguido del símbolo del otro elemento (elemento central) y finalmente el del oxígeno, afectados todos ellos por los subíndices correspondientes.



Las moléculas de los ácidos pueden considerarse formadas por dos partes, asimilables a las que componen las moléculas de los compuestos binarios: el **Hidrógeno**, cuyo número de oxidación es siempre positivo y por eso debe colocarse delante, y el **Radical ácido**, formado por el resto de los átomos que componen la molécula del ácido, y que en su conjunto lleva un índice de oxidación negativo

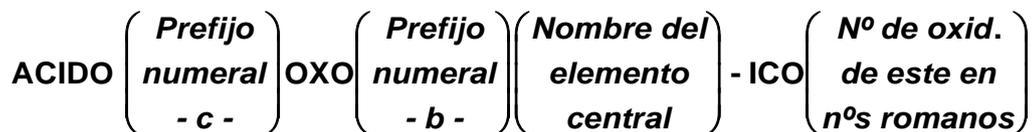
Para nombrarlos, al igual que en los casos anteriores, hay dos **NOMENCLATURAS**

**Nomenclatura sistemática estequiométrica:**  $\left( \begin{array}{c} \text{Prefijo} \\ \text{numeral} \\ - c - \end{array} \right)$  OXO  $\left( \begin{array}{c} \text{Prefijo} \\ \text{numeral} \\ - b - \end{array} \right)$  - ATO  $\left( \begin{array}{c} \text{n}^\circ \text{ de oxid.} \\ \text{de este en} \\ \text{n}^\circ \text{s romanos} \end{array} \right)$  de HIDROGENO

Se escribe la palabra **OXO** (que significa oxígeno), precedida del prefijo numeral (**c**), indicativo del número de oxígenos que intervengan en la fórmula, a continuación se escribe el nombre del elemento formador del ácido, precedido del correspondiente prefijo numeral (**b**) y afectado por la terminación **-ATO**. A continuación se indica su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos, finalmente se añade **de hidrógeno**.

### Nomenclatura sistemática funcional:

Es bastante similar a la anterior. Se escribe la palabra **ACIDO**, seguida de otra palabra compuesta por OXO, precedido éste por el prefijo numeral © que nos indica el número de oxígenos, y seguida del prefijo numeral (**b**), que nos indica el número de átomos del elemento central, formador del ácido, el nombre de éste con la terminación **-ICO** y su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos.



### Ejemplos

$\text{H}_2\text{SO}_4$	Tetraoxosulfato(VI) de hidrógeno <i>Tetraoxo: tiene cuatro átomos de oxígeno; sulfato(VI): el n° de oxidación del azufre es 6+</i>	Ácido tetraoxosulfúrico(VI)
$\text{HNO}_3$	Trioxonitrato(V) de hidrógeno	Acido trioxonítrico(V)
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Tetraoxofosfato(V) de hidrógeno	Acido tetraoxofosfórico(V)
$\text{HClO}_2$	Dioxoclorato(III) de hidrógeno	Acido dioxoclórico(III)
$\text{H}_4\text{B}_2\text{O}_5$	Pentaoxodiborato(III) de hidrógeno <i>(Pentaoxo: tiene cinco átomos de oxígeno; Diborato: tiene dos átomos de boro; borato(III): el número de oxidación del boro es 3+)</i>	Acido pentaoxodibórico(III)

## OXOÁCIDOS DE LOS DIFERENTES ELEMENTOS

Pueden formar ácidos tanto los metales como los no metales, aunque no todos ellos ni con todas sus valencias. (En ocasiones no se conoce el ácido en sí, sino solamente algún derivado del mismo, pero a efectos de formulación en estos casos es preferible considerar que existe el ácido, ya que simplifica la posterior formulación de sus derivados).

En el caso de los no metales, los ácidos que pueden formarse son los siguientes:

### FAMILIA DEL BORO (Llamados antes TÉRREOS)

El boro puede originar varios ácidos al combinarse el óxido de boro con diferentes cantidades de agua:

$\text{B}_2\text{O}_3 + 1 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4 \Rightarrow \text{HBO}_2$	Dioxoborato(III) de H	Ác. Dioxobórico(III)
$\text{B}_2\text{O}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{B}_2\text{O}_5$	Pentaoxodiborato(III) de H	Ác. Pentaoxodibórico(III)
$\text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6 \Rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$	Trioxoborato(III) de H	Ác. Trioxobórico(III)

Además, pueden combinarse dos moléculas del óxido con una de agua:

$2 \text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Heptaoxotetraborato(III) de H	Ác. Heptaoxotetrabórico(III)
--	-------------------------------	------------------------------

### FAMILIA DEL CARBONO (Llamados antes CARBONOIDEOS)

**CARBONO** solamente origina un ácido con su número de oxidación +4:

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$	Trioxocarbonato(IV) de H	Ác. Trioxocarbónico(IV)
--	--------------------------	-------------------------

**SILICIO** origina dos ácidos con su número de oxidación +4:

$\text{SiO}_2 + 1 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$	Trioxosilicato(IV) de H	Ác. Trioxosilícico(IV)
Generalmente este ácido está polimerizado en la forma: $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$		

$\text{SiO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4$	Tetraoxosilicato(IV) de H	Ác. Tetraoxosilícico(IV)
--	---------------------------	--------------------------

### FAMILIA DEL NITRÓGENO (Llamados antes NITROGENOIDEOS)

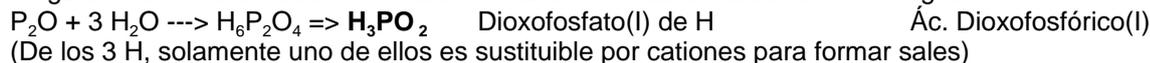
Todos ellos pueden originar ácidos con los números de oxidación 3+ y 5+; además, el Nitrógeno también da ácidos con sus otros números de oxidación y el fósforo con 1+

### NITRÓGENO

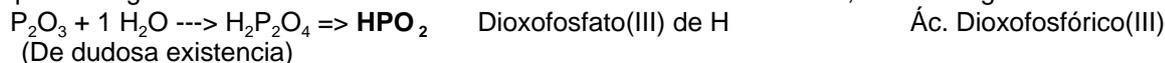
$\text{N}^{1+} : \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ (Bastante estable)	Dioxodinitrato(I) de H	Ác dioxodinítrico(I)
$\text{N}^{2+} : \text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{NO}_2$ (Sólo se conocen algunas sales)	Dioxonitrato(II) de H	Ác. Dioxonítrico(II)
$\text{N}^{3+} : \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4 \Rightarrow \text{HNO}_2$	Dioxonitrato(III) de H	Ác. Dioxonítrico(III)
$\text{N}^{4+} : \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{NO}_3$	Trioxonitrato(IV) de H	Ác. Trioxonítrico(IV)
$\text{N}^{5+} : \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6 \Rightarrow \text{HNO}_3$	Trioxonitrato(V) de H	Ác. Trioxonítrico(V)

## FOSFORO

**P<sup>1+</sup>**: origina solamente un ácido al combinarse una molécula del óxido con 3 de agua:



**P<sup>3+</sup>**: puede originar tres ácidos al combinarse una molécula del óxido con 1, 2 o 3 de agua:

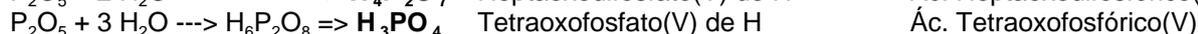
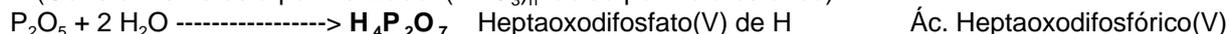


(En estos dos últimos ácidos, solamente dos hidrógenos son sustituibles por cationes para formar sales)

**P<sup>5+</sup>**: puede originar tres ácidos al combinarse una molécula del óxido con 1, 2 o 3 de agua:



(Generalmente está polimerizado:  $(HPO_3)_n$ : ácido polimetafosfórico)

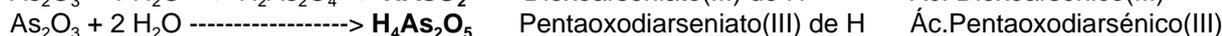


Además, puede originar una serie de ácidos polimerizados, de fórmula general:  $(H_{n+2}P_nO_{3n+1})$

## ARSÉNICO Y ANTIMONIO

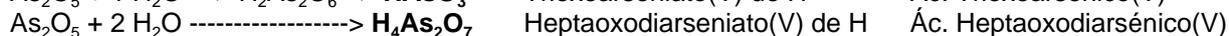
Sus números de oxidación son 3+ y 5+, y es capaz de formar tres ácidos con cada uno de ellos al combinarse una molécula del óxido con 1, 2 o 3 de agua:

**As<sup>3+</sup>**:

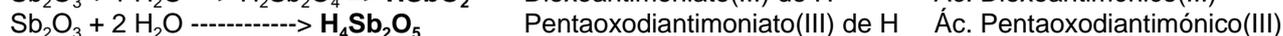


(En estos dos últimos ácidos, solamente dos hidrógenos son sustituibles por cationes para formar sales)

**As<sup>5+</sup>**:

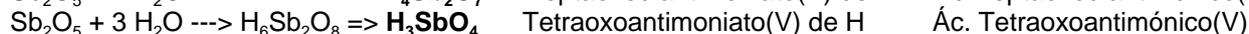
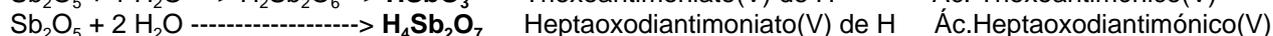


**Sb<sup>3+</sup>**:



(En estos dos últimos ácidos, solamente dos hidrógenos son sustituibles por cationes para formar sales)

**Sb<sup>5+</sup>**:



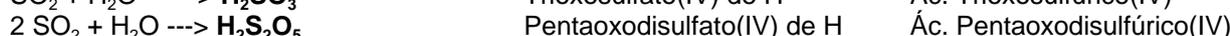
## FAMILIA DEL OXÍGENO (Llamados antes ANFÍGENOS)

Con excepción del oxígeno, que aunque forma parte de todos los oxoácidos, no actúa como elemento central, formador del ácido, todos los demás son capaces de formar ácidos con sus números de oxidación 4+ y 6+, en ocasiones varios ácidos al combinarse los correspondientes óxidos con el agua en diferentes proporciones, y el azufre también con 2+.

**S<sup>2+</sup>**:



**S<sup>4+</sup>**:

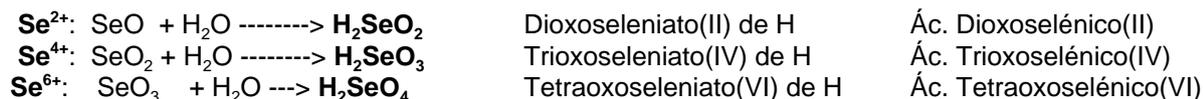


**S<sup>6+</sup>**:

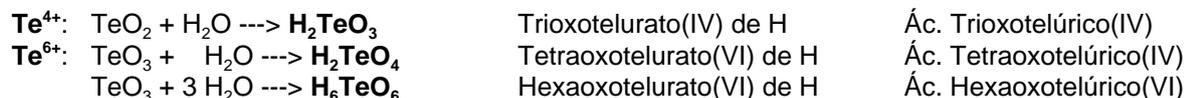




Los oxoácidos del Selenio son análogos a los del azufre, :



En el caso del  $\text{Te}^{6+}$ , puede originar dos ácidos al combinarse el óxido con 1 o con 3 moléculas de agua:



## OTROS OXOÁCIDOS DEL AZUFRE

Además de los ácidos anteriormente citados, el azufre puede formar otra serie de ácidos con distintas características, los cuales pueden distribuirse en dos grupos.

### Tioácidos:

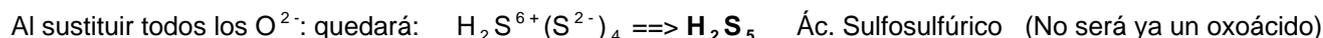
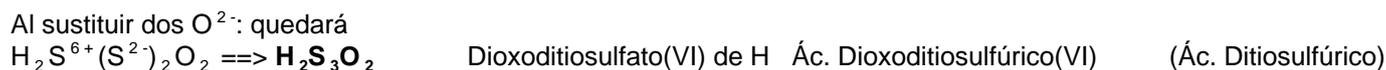
**Son aquellos ácidos en los que se sustituye alguno de los oxígenos ( $\text{O}^{2-}$ ) por un grupo tio ( $\text{S}^{2-}$ ).** Esta sustitución puede darse tanto en ácidos derivados del azufre como en otros ácidos.

Para nombrarlos según las nomenclaturas sistemáticas, se ha de tener en cuenta que el grupo  $\text{S}^{2-}$  es diferente de los demás azufres, que serán  $\text{S}^{4+}$ ,  $\text{S}^{6+}$  etc., y que, por tanto no pueden nombrarse conjuntamente.

Para el nombre vulgar, se ha de tener en cuenta el número de grupos  $\text{S}^{2-}$  que han sustituido a grupos  $\text{O}^{2-}$  anteponiendo al nombre del ácido del que provienen el prefijo que nos indique el nº de grupos sustituidos:

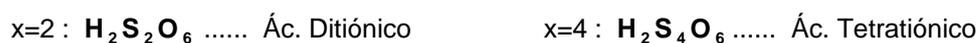
<u>Nº de grupos <math>\text{O}^{2-}</math> sustituidos:</u>	<u>Prefijo a utilizar:</u>
1.....	TIO-
2.....	DITIO-
3.....	TRITIO- Etc.
Todos.....	SULFO-

Ej.: Si en el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se sustituyen los  $\text{O}^{2-}$  por grupos  $\text{S}^{2-}$ , tendremos:



### Ácidos tiónicos

**Son un grupo de ácidos derivados del azufre que se ajustan todos ellos a la fórmula general:  $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$ , donde "x" puede valer 2, 3, 4, 5 o 6, siendo los dos más frecuentes aquellos en los que  $x = 2$  ó 4**



## PEROXOÁCIDOS

**Son aquellos ácidos en los que se sustituye alguno de los oxígenos ( $\text{O}^{2-}$ ) por un grupo peróxido ( $\text{O}_2$ )<sup>2-</sup>, en el que entre los dos átomos de oxígeno tienen de número de oxidación 2-, lo que hace que a cada uno de ellos le corresponda (1-). Esta sustitución hace que el nuevo ácido contenga un oxígeno más que aquel del que deriva.**

Para nombrarlos según las nomenclaturas sistemáticas, se ha de tener en cuenta que los dos oxígenos contenidos en el grupo peróxido: ( $\text{O}_2$ )<sup>2-</sup> son diferentes a los otros oxígenos, que son  $\text{O}^{2-}$ , y que, por tanto no pueden nombrarse conjuntamente.

Para el nombre vulgar, se ha de tener en cuenta el número de grupos  $\text{S}^{2-}$  que han sustituido a grupos  $\text{O}^{2-}$ ,

anteponiendo al nombre del ácido del que provienen el prefijo que nos indique el nº de grupos sustituidos:

<u>Nº de grupos O<sup>2-</sup> sustituidos:</u>	<u>Prefijo a utilizar</u> :
1.....	PEROXO-
2.....	DIPEROXO- Etc.

Ej. : Si en el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> se substituyen uno de los O<sup>2-</sup> por un grupo (O<sub>2</sub>)<sup>2-</sup>, nos quedará:  
H<sub>2</sub>S<sup>6+</sup> (O<sub>2</sub>)<sup>2-</sup>O<sub>3</sub> ==> H<sub>2</sub>SO<sub>5</sub> Trioxoperoxosulfato(VI) de H Ác. Trioxoperoxosulfúrico(VI) (Ác. Peroxosulfúrico)

### ÁCIDOS INORGÁNICOS CON NOMBRES VULGARES ADMITIDOS POR LA IUPAC

Esta relación contiene los nombres que se admiten para los oxoácidos (tanto si han sido aislados como si no lo han sido), y también los correspondientes a algunos de sus tioderivados y peroxoderivados.

Para los ácidos menos usuales es preferible usar los nombres sistemáticos, por ejemplo:

H<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>: Ác. Mangánico(VI) para diferenciarlo del ác. Mangánico(V): H<sub>3</sub>MnO<sub>4</sub>

H ReO<sub>4</sub>: Ác. Tetraoxorrénico(VII) para diferenciarlo del ác. Pentaorrénico(VII): H<sub>3</sub>ReO<sub>5</sub>

H<sub>2</sub>ReO<sub>4</sub>: Ác. Tetraoxorrénico(VI) para diferenciarlo del ác. Trioxorrénico(V): HReO<sub>3</sub> y también del ác. Heptaodirrénico(V): H<sub>4</sub>Re<sub>2</sub>O<sub>7</sub> y del ác. Tetraoxorrénico(V): H<sub>3</sub>ReO<sub>4</sub>

H<sub>2</sub>NO<sub>2</sub>: Ác. Dioxonítrico(II) en lugar de Ác. Nitroxílico

### OXOÁCIDOS CON NOMBRES VULGARES ADMITIDOS:

Elemento	Fórmula	Nombre vulgar	Nombre sistemático
B	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Ác. Ortobórico o Ác. Bórico	Ác. Trioxobórico(III)
	(HBO <sub>2</sub> ) <sub>n</sub>	Ácidos metabóricos	Ác. N-{Dioxobórico(III)}
	(HBO <sub>2</sub> ) <sub>3</sub>	Ácido trimetabórico	Ác. Tris{dioxobórico(III)}
	H <sub>4</sub> B <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Ácido hipobórico	Ác. Tetraoxodibórico(II)
C	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ácido carbónico	Ác. Trioxocarbónico(IV)
	HO-CN	Ácido Cianico	
	HNCO	Ácido Isociánico	
	HONC	Ácido Fulmínico	
Si	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	Ácido Ortosilícico	Ác. Tetraoxosilícico(IV)
	(H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> ) <sub>n</sub>	Ácidos metasilícicos	Ác. N-{trioxosilícico(IV)}
N	H <sub>2</sub> N <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Ácido hiponitroso	Ác. Dioxodinítrico(I)
	H <sub>2</sub> NO <sub>2</sub>	Ácido nitroxílico	Ác. Dioxonítrico(II)
	HNO <sub>2</sub>	Ácido nitroso	Ác. Dioxonítrico(III)
	HNO <sub>2</sub> O	Ácido peroxonitroso	Ác. Monoxoperoxonítrico(III)
	HNO <sub>3</sub>	Ácido nítrico	Ác. Trioxonítrico(V)
	HN(O <sub>2</sub> )O <sub>2</sub>	Ácido peroxonítrico	Ác. Dioxoperoxonítrico(V)
P	H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub> = HPH <sub>2</sub> O	Ácido hipofosforoso	Ác. Dihidrurooxofosfórico(I)
	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> = H <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> H <sub>2</sub>	Ácido di ó pirofosforoso	Ác. Dihidropentaodifosfórico(III)
	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> = H <sub>2</sub> PO <sub>3</sub> H	Ácido ortofosforoso o fosforoso	Ác. Hidruotrioxofosfórico(III)
	(OH) <sub>2</sub> P-O-PO(OH) <sub>2</sub>	Ácido difosfórico(III,V)	
	(OH) <sub>2</sub> OP-PO(OH) <sub>2</sub>	Ácido hipofosfórico	
	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>8</sub> = H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>6</sub> (O <sub>2</sub> )	Ácido peroxidifosfórico	Ác. Hexaoperoxodifosfórico(V)
	H <sub>3</sub> PO <sub>5</sub> = H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> (O <sub>2</sub> )	Ácido peroxo(mono)fosfórico	Ác. Trioxoperoxomonofosfórico(V)
	(HPO <sub>3</sub> ) <sub>n</sub>	Ácidos n-metafosfóricos	Ác. N-{trioxofosfórico(V)}
	(HPO <sub>3</sub> ) <sub>4</sub>	Ácido tetrametafosfórico	Ác. Tetraquis{trioxofosfórico(V)}
	(HPO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Ácido trimetafosfórico	Ác. Tris{trioxofosfórico(V)}
	H <sub>n+2</sub> P <sub>n</sub> O <sub>3n+1</sub>	Ácidos polifosfóricos	
	H <sub>5</sub> P <sub>3</sub> O <sub>10</sub>	Ácido trifosfórico	Ác. Decaotrifosfórico(V)
	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Ácido di- o pirofosfórico	Ác. Heptaodifosfórico(V)
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ácido (orto)fosfórico	Ác. Tetraoxofosfórico(V)	

As	$H_3AsO_3$ $H_3AsO_4$	Ácido (orto)arsenioso Ácido (orto)arsénico	Ác. Trioxoarsénico(III) Ác. Tetraoxoarsénico(V)
Sb	$H_6Sb(OH)_6$	Ácido hexahidroxoantimónico	Ác. Hexahidroxoantimónico(V)
S	$H_2SO_2$ $H_2S_2O_4$ $H_2S_2O_5$ $H_2S_2O_6$ $H_2SO_3$ $H_2S_xO_6$ $H_2S_2O_6$ $H_2S_2O_3$ $H_2S_2O_8 = H_2S_2O_6(O_2)$ $H_2SO_5 = H_2SO_3(O_2)$ $H_2S_2O_7$ $H_2SO_4$	Ácido sulfoxílico Ácido ditionoso Ácido tiosulfuroso Ácido di- o piro-sulfuroso Ácido sulfuroso Ácidos politiónicos Ácido ditiónico Ácido tiosulfúrico Ácido peroxodisulfúrico Ácido peroxomonosulfúrico Ácido di- o piro-sulfúrico Ácido sulfúrico	Ác. Dioxosulfúrico(II) Ác. Tetraoxodisulfúrico(III) Ác. Dioxotiosulfúrico(IV) Ác. Pentaoxodisulfúrico(IV) Ác. Trioxosulfúrico(IV)  Ác. Trioxotiosulfúrico(VI) Ác. Hexaoxoperoxodisulfúrico(VI) Ác. Trioxoperoxosulfúrico(VI) Ác. Heptaoxodisulfúrico(VI) Ác. Tetraoxosulfúrico(VI)
Se	$H_2SeO_3$ $H_2SeO_4$	Ácido selenioso Ácido selénico	Ác. Trioxoselénico(IV) Ác. Tetraoxoselénico(VI)
Te	$H_6TeO_6$	Ácido (orto)telúrico	Ác. Hexaoxotelúrico(VI)
Cl	$HClO$ $HClO_2$ $HClO_3$ $HClO_4$	Ácido hipocloroso Ácido cloroso Ácido clórico Ácido perclórico	Ác. Monoxoclórico(I) Ác. Dioxoclórico(III) Ác. Trioxoclórico(V) Ác. Tetraoxoclórico(VII)
Br	$HBrO$ $HBrO_2$ $HBrO_3$	Ácido hipobromoso Ácido bromoso Ácido brómico	Ác. Monoxobromico(I) Ác. Dioxobromico(III) Ác. Trioxobromico(V)
I	$HIO$ $HIO_3$ $H_5IO_6$	Ácido hipoyodoso Ácido yódico Ácido (orto)peryódico	Ác. Monoxoyódico(I) Ác. Trioxoyódico(V) Ác. Hexaoxoyódico(VII)
Cr	$H_2CrO_4$ $H_2Cr_2O_7$	Ácido crómico Ácido dicrómico	Ác. Tetraoxocrómico(VI) Ác. Heptaoxidicrómico(VI)
Mn	$H_2MnO_4$ $HMnO_4$	Ácido mangánico Ácido permangánico	Ác. Tetraoxomangánico(VI) Ác. Tetraoxomangánico(VII)
Tc	$H_2TcO_4$ $HTcO_4$	Ácido tecnécico Ácido pertecnécico	Ác. Tetraoxotecnécico(VI) Ác. Tetraoxotecnécico(VII)
Re	$H_2ReO_4$ $HReO_4$	Ácido rénico Ácido perrénico	Ác. Tetraoxorénico(VI) Ác. Tetraoxorénico(VII)

Además de los ácidos indicados en esta tabla, la IUPAC admite también todos los derivados de éstos por sustitución de un oxígeno ( $O^{2-}$ ) por un ( $S^{2-}$ ) (Prefijo "TIO-"), por un ( $Se^{2-}$ ) (Prefijo "SELENO-"), por un ( $Te^{2-}$ ) (Prefijo "TELURO-") y por un ( $O_2^{2-}$ ) (Prefijo "PEROXO-")

# NOMBRES USUALES DE LOS OXOÁCIDOS MÁS FRECUENTES

Entre todos los oxoácidos antes enumerados hay una serie de ellos de uso más frecuente, cuyos nombres usuales (generalmente los vulgares admitidos por la IUPAC) **es imprescindible tener siempre presentes**. En esta relación se incluyen algunos cuya existencia y/o la de sus derivados son en ocasiones dudosas, pero es más sencillo a efectos de dominar las reglas de formulación incluirlos, como es el caso de los oxoácidos de los halógenos ya que aunque no existan todos los de todos los elementos es más sencillo considerar que sí existen

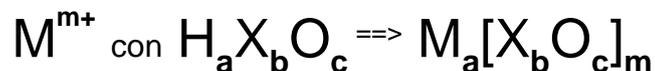
ELEMENTO y VALENCIA	FÓRMULA	Nombre vulgar	Nombre sistemático
<b>B</b> (+3)	$\text{HBO}_2$	Ác. Metabórico	Ác. Dioxobórico(III)
	$\text{H}_4\text{B}_2\text{O}_5$	Ác. Dibórico (o Pirobórico)	Ác. Pentaóxodibórico(III)
	$\text{H}_3\text{BO}_3$	Ác. (Orto)bórico	Ác. Trióxobórico(III)
<b>C</b> (+4)	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Ác. Carbónico	Ác. Trióxocarbónico(IV)
<b>Si</b> (+4)	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Ác. Metasilícico	Ác. Trióxosilícico(IV)
	$\text{H}_4\text{SiO}_4$	Ác. (Orto)silícico	Ác. Tetraóxosilícico(IV)
<b>N</b> (+1)	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ (Inestable)	Ác. Hiponitroso	Ác. Dioxodinitrico(I)
	(+3) $\text{HNO}_2$	Ác. Nitroso	Ác. Dioxonitrico(III)
	(+5) $\text{HNO}_3$	Ác. Nítrico	Ác. Trióxonitrico(V)
<b>P</b> (+1)	$\text{HPO}$	Ác. Metahipofosforoso	Ác. Monóxofosfórico(I)
	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_3$	Ác. Dihipofosforoso (Pirohipofosforoso)	Ác. Trióxodifosfórico(III)
	$\text{H}_3\text{PO}_2$	Ác. (Orto)hipofosforoso	Ác. Dioxofosfórico(I)
(+3)	$\text{HPO}_2$	Ác. Metafosforoso	Ác. Dioxofosfórico(III)
	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$	Ác. Difosforoso (Pirofosforoso)	Ác. Pentaóxodifosfórico(III)
	$\text{H}_3\text{PO}_3$	Ác. (Orto)fosforoso	Ác. Trióxofosfórico(III)
(+5)	$\text{HPO}_3$	Ác. Metafosfórico	Ác. Trióxofosfórico(V)
	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Ác. Difosfórico (Pirofosfórico)	Ác. Heptaóxodifosfórico(V)
	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ác. (Orto)fosfórico	Ác. Tetraóxofosfórico(V)
<b>As</b> (+1)	$\text{HASO}$	Ác. Metahipoarsenioso	Ác. Monóxoarsénico(I)
	$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_3$	Ác. Dihipoarsenioso (Pirohipoarsenioso)	Ác. Trióxodiarsénico(III)
	$\text{H}_3\text{AsO}_2$	Ác. (Orto)hipoarsenioso	Ác. Dioxoarsénico(I)
(+3)	$\text{HASO}_2$	Ác. Metaarsenioso	Ác. Dioxoarsénico(III)
	$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_5$	Ác. Diarsenioso (Piroarsenioso)	Ác. Pentaóxodiarsénico(III)
	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	Ác. (Orto)arsenioso	Ác. Trióxoarsénico(III)
(+5)	$\text{HASO}_3$	Ác. Metaarsénico	Ác. Trióxoarsénico(V)
	$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$	Ác. Diarsénico (Piroarsénico)	Ác. Heptaóxodiarsénico(V)
	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	Ác. (Orto)arsénico	Ác. Tetraóxoarsénico(V)
<b>Sb</b> (+1)	$\text{HSbO}$	Ác. Metahipoantimonioso	Ác. Monóxoantimónico(I)
	$\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_3$	Ác. Dihipoantimonioso (Pirohipoantimonioso)	Ác. Trióxodiantimónico(III)
	$\text{H}_3\text{SbO}_2$	Ác. (Orto)hipoantimonioso	Ác. Dioxoantimónico(I)
(+3)	$\text{HSbO}_2$	Ác. Metaantimonioso	Ác. Dioxoantimónico(III)
	$\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_5$	Ác. Diantimonioso (Piroantimonioso)	Ác. Pentaóxodiantimónico(III)
	$\text{H}_3\text{SbO}_3$	Ác. (Orto)antimonioso	Ác. Trióxoantimónico(III)
(+5)	$\text{HSbO}_3$	Ác. Metaantimónico	Ác. Trióxoantimónico(V)
	$\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$	Ác. Diantimónico (Piroantimónico)	Ác. Heptaóxodiantimónico(V)
	$\text{H}_3\text{SbO}_4$	Ác. (Orto)antimónico	Ác. Tetraóxoantimónico(V)
<b>S</b> (+2)	$\text{H}_2\text{SO}_2$	Ác. Hiposulfuroso	Ác. Dioxosulfúrico(II)
	(+4) $\text{H}_2\text{SO}_3$	Ác. Sulfuroso	Ác. Trióxosulfúrico(IV)

		$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$	Ac. Disulfuroso (Pirosulfuroso) (Ác. Metabisulfuroso)	Ác. Pentaóxodisulfúrico(IV)
	(+6)	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Ác. Sulfúrico	Ác. Tetraóxosulfúrico(VI)
<b>Se</b>	(+2)	$\text{H}_2\text{SeO}_2$	Ác. Hiposelenioso	Ác. Dioxoselénico(II)
	(+4)	$\text{H}_2\text{SeO}_3$	Ác. Selenioso	Ác. Trióxoselénico(IV)
	(+6)	$\text{H}_2\text{SeO}_4$	Ác. Selénico	Ác. Tetraóxoselénico(VI)
<b>Te</b>	(+2)	$\text{H}_2\text{TeO}_2$	Ác. Hipoteluroso	Ác. Dioxotelúrico(II)
	(+4)	$\text{H}_2\text{TeO}_3$	Ác. Teluroso	Ác. Trióxotelúrico(IV)
	(+6)	$\text{H}_2\text{TeO}_4$	Ác. Telúrico	Ác. Tetraóxotelúrico(VI)
<b>Cl</b>	(+1)	$\text{HClO}$	Ácido hipocloroso	Ác. Monoxoclorico(I)
	(+3)	$\text{HClO}_2$	Ácido cloroso	Ác. Dioxoclorico(III)
	(+5)	$\text{HClO}_3$	Ácido clórico	Ác. Trióxoclorico(V)
	(+7)	$\text{HClO}_4$	Ácido perclórico	Ác. Tetraóxoclorico(VII)
<b>Br</b>	(+1)	$\text{HBrO}$	Ácido hipobromoso	Ác. Monoxobromico(I)
	(+3)	$\text{HBrO}_2$	Ácido bromoso	Ác. Dioxobromico(III)
	(+5)	$\text{HBrO}_3$	Ácido brómico	Ác. Trióxobromico(V)
	(+7)	$\text{HBrO}_4$	Ácido perbromico	Ác. Tetraóxobromico(VII)
<b>I</b>	(+1)	$\text{HIO}$	Ácido hipoyodoso	Ác. Monoxoyódico(I)
	(+3)	$\text{HIO}_2$	Ácido yodoso	Ác. Dioxoyódico(III)
	(+5)	$\text{HIO}_3$	Ácido yódico	Ác. Trióxoyódico(V)
	(+7)	$\text{HIO}_4$	Ácido peryódico	Ác. Tetraóxoyódico(VII)
<b>V</b>	(+5)	$\text{HVO}_3$	Ácido vanádico	Ác. Trióxovanádico(V)
<b>Cr</b>	(+6)	$\text{H}_2\text{CrO}_4$ $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Ácido crómico Ácido dicrómico	Ác. Tetraóxocromico(VI) Ác. Heptaóxodicrómico(VI)
<b>Mn</b>	(+6)	$\text{H}_2\text{MnO}_4$	Ácido mangánico	Ác. Tetraóxomangánico(VI)
	(+7)	$\text{HMnO}_4$	Ácido permangánico	Ác. Tetraóxomangánico(VII)

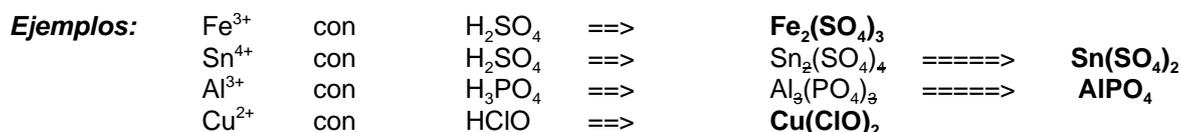
# OXOSALES

Son los compuestos que se obtienen cuando en un oxoácido se sustituye el H por un metal.

Para **FORMULARLOS** se escribe la fórmula del ácido del que deriva, se le elimina el **H** y se coloca en su lugar el símbolo del metal que lo sustituye (que quedará afectado por el subíndice que tuviera el hidrógeno, si éste lo tenía), y el resto del ácido se mete dentro de un paréntesis al que se le coloca como subíndice el número de oxidación del metal y, si se puede, se simplifica



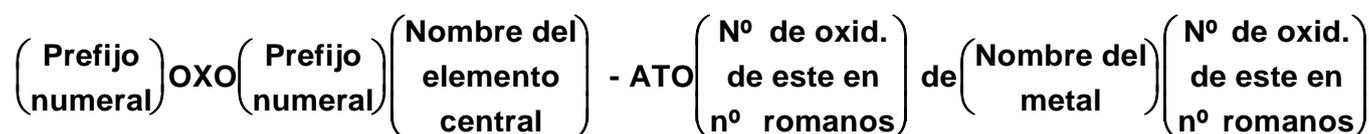
Al igual que las moléculas de los ácidos, las de las sales también pueden considerarse formadas por dos partes, asimilables a las que componen las moléculas de los compuestos binarios: el **metal que sustituyó al hidrógeno**, cuyo número de oxidación es siempre positivo y por eso debe colocarse delante, y el **Radical ácido**, formado por el resto de los átomos que componen la molécula y que es igual que en el ácido del que deriva la sal, el cual en su conjunto lleva un índice de oxidación negativo



Para **NOMBRARLOS**, al igual que para todos los compuestos anteriormente vistos, hay dos nomenclaturas:

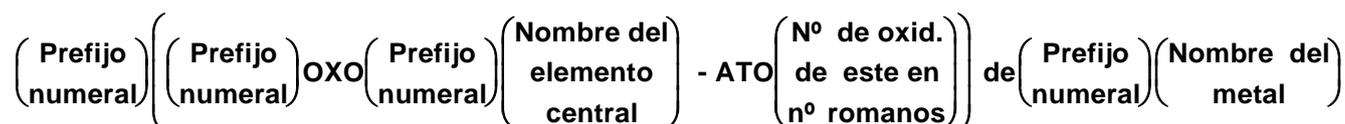
## Nomenclatura sistemática funcional:

Es similar a la del ácido del que deriva. Así, se escribe la palabra **OXO** (que significa oxígeno), precedida del prefijo numeral (**c**), indicativo del número de oxígenos que intervengan en la fórmula, a continuación se escribe el nombre del elemento formador del ácido, precedido del correspondiente prefijo numeral (**b**) y afectado por la terminación **-ATO**. A continuación se indica su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos, finalmente se añade **el nombre del metal** que sustituyó al hidrógeno, seguido de su número de oxidación, entre paréntesis y en números romanos.



## Nomenclatura sistemática estequiométrica:

Es parecida a la anterior. Así, se escribe la raíz del nombre del ácido (la palabra **OXO** (que significa oxígeno), precedida del prefijo numeral (**c**), indicativo del número de oxígenos que intervengan en la fórmula, a continuación se escribe el nombre del elemento formador del ácido, precedido del correspondiente prefijo numeral (**b**) y afectado por la terminación **-ATO** y seguido del número de oxidación de dicho elemento central entre paréntesis y en números romanos), precedido todo por el prefijo numeral que nos indique cuantos grupos de éstos hay en la fórmula. Finalmente se añade **el nombre del metal** que sustituyó al hidrógeno, precedido por el prefijo numeral que nos indique cuantos átomos de dicho metal intervienen en la fórmula. .



Los prefijos que se utilizan delante de nombres compuestos deben ser los prefijos multiplicativos griegos:

Nº de grupos	Prefijo	Nº de grupos	Prefijo
1	Se omite	4	TETRAQUIS-
2	BIS-	5	PENTAQUIS-
3	TRIS-	6	HEXAQUIS-
etc.			

## Nomenclatura tradicional

Esta nomenclatura procede del hecho que la IUPAC acepta los nombres de determinados ácidos en esta nomenclatura.

Para nombrar las sales en esta nomenclatura, se toma el nombre del correspondiente ácido, en el que se sustituye la terminación del ácido por otra terminación:

<u>Terminación del ácido</u>		<u>Terminación de la sal</u>
- OSO	se sustituye por	- ITO
- ICO	se sustituye por	- ATO

añadiéndole a continuación **el nombre del metal** que sustituyó al hidrógeno, **seguido de su número de oxidación**, entre paréntesis y en números romanos. Al igual que en el caso de los compuestos anteriores, si el metal solamente puede tener un estado de oxidación, puede omitirse éste.



*Ejemplos:*

<u>Fórmula</u>	<u>N. s. funcional</u>	<u>N. S. estequiométrica</u>	<u>N. tradicional</u>
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Tetraoxosulfato(VI) de hierro(III)	Tris{tetraoxosulfato(VI)} de dihierro	Sulfato de hierro(III)
$\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$	Tetraoxosulfato(VI) de estaño(IV)	Bis{tetraoxosulfato(VI)} de estaño	Sulfato de estaño(IV)
$\text{AlPO}_4$	Tetraoxofosfato(V) de aluminio(III)	Tetraoxofosfato(V) de aluminio	Fosfato de aluminio(III)
$\text{Cu}(\text{ClO})_2$	(Mon)oxoclorato(I) de cobre(II)	Bis{Monoxoclorato(I)} de cobre	Hipoclorito de cobre(II)
$\text{K}_2\text{SO}_3$	Trioxosulfato(IV) de potasio(II)	Trioxosulfato(IV) de potasio	Sulfito de potasio
$\text{CuCO}_3$	Trioxocarbonato(IV) de cobre(II)	Trioxocarbonato(IV) de cobre	Carbonato de cobre(II)

## COMPUESTOS DOBLES

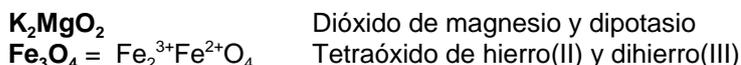
Son aquellos compuestos que pueden considerarse formados por la suma de otros dos compuestos aunque en la mayoría de las ocasiones su formación no corresponda a esa forma.

### ÓXIDOS DOBLES

Son aquellos óxidos formados por dos elementos combinados simultáneamente con el oxígeno.

Para formularlos, se colocan primero los símbolos de los elementos con número de oxidación positivo ordenados alfabéticamente, seguidos del símbolo del Oxígeno, afectados todos ellos por los correspondientes subíndices.

Para nombrarlos, también se recomienda ordenarlos alfabéticamente. Esto nos puede llevar al caso de que en algunos elementos en los que su símbolo no coincide con su inicial, el orden en la fórmula y en el nombre no coincide, lo cual no tiene mayor importancia.



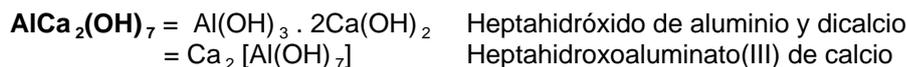
## HIDRÓXIDOS DOBLES

Son aquellos hidróxidos formados por dos cationes combinados simultáneamente con el ion hidróxido.

Al igual que con los óxidos dobles, se formulan colocando los símbolos de los elementos con número de oxidación positivo ordenados alfabéticamente, seguidos del ion hidróxido, afectados todos ellos por los correspondientes subíndices.

Para nombrarlos, también se recomienda ordenarlos alfabéticamente. Ésto nos puede llevar al caso de que en algunos elementos en los que su símbolo no coincide con su inicial, el orden en la fórmula y en el nombre no coincide, lo cual no tiene mayor importancia.

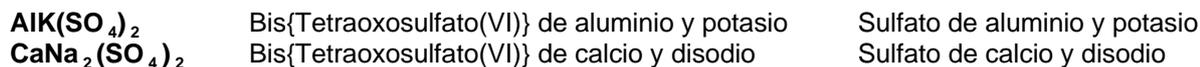
No obstante, es costumbre aplicarles las reglas generales de formulación y nomenclatura de los compuestos complejos.



## SALES DOBLES

Son aquellas en las que los H de los ácidos se han sustituido por varios cationes.

Al igual que en el caso de los óxidos o hidróxidos dobles, se formulan y se nombran alfabéticamente.



## SALES ÁCIDAS

Son aquellas sales que contienen algún hidrógeno sustituible; se originan cuando un ácido no ha perdido todos sus hidrógenos sustituibles. Este hecho se debe a que en los ácidos con más de un hidrógeno no los pierden todos con igual facilidad, por lo que es frecuente que se originen iones que contienen hidrógenos:

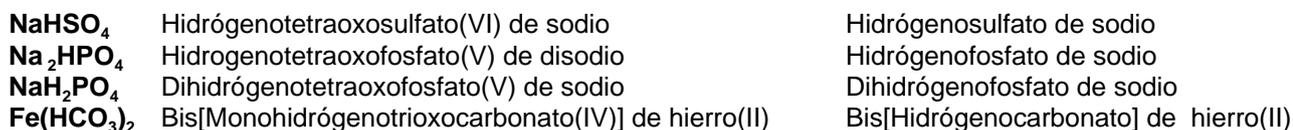
Así, el ácido sulfúrico:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , puede originar dos iones:

Si pierde los dos hidrógenos:  $(\text{SO}_4)^{2-}$  : ion sulfato, que origina sales neutras

Si solamente pierde uno:  $(\text{HSO}_4)^{1-}$  : ion hidrógenosulfato, que origina sales ácidas ya que todavía tiene un Hidrógeno sustituible

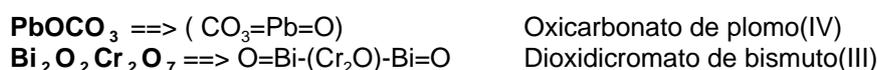
Por tanto, las sales ácidas **se pueden considerar como derivadas de los aniones en los que no se han perdido todos los hidrógenos:**

Se formulan anteponiendo el símbolo del catión al resto que queda del ácido original. Al catión se le coloca como subíndice el número igual al de hidrógenos sustituidos, y al resto del ácido, entre paréntesis si fuera necesario, se le pone de subíndice el número de oxidación del catión



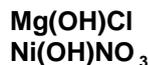
## OXISALES

Son compuestos que pueden considerarse como una agrupación de un óxido y una sal



## HIDROXISALES (SALES BÁSICAS)

Son compuestos que se pueden considerar como una agrupación de un hidróxido y una sal; también pueden ser considerados como sales dobles en las que hay un catión y dos aniones: el ion hidróxido y otro anión procedente de un ácido.



Hidroxicloruro de magnesio  
Hidroxinitrato de níquel(II)

Hidroxicloruro de magnesio  
Hidroxitrioxonitrato(V) de níquel(II)

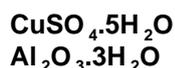
## ÓXIDOS Y SALES HIDRATADOS

Son aquellos compuestos que al formarse lo hacen rodeándose de un número determinado de moléculas de agua.

Se formulan escribiendo la fórmula del óxido o la sal seguida de un punto y el número ; de moléculas de agua que correspondan:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  esta fórmula nos indica que cuando se forma el cristal de sulfato de cobre(II) lo hace rodeándose cada molécula del sulfato de cobre(II) por cinco moléculas de agua.

Para nombrarlos, se añade al nombre de la sal anhidra (sin agua) el número de moléculas de agua que contenga, en la nomenclatura sistemática se escribe un guión detrás del nombre de la sal seguida por un número y la palabra agua. En la nomenclatura tradicional, más utilizada en este caso, se escribe después del nombre de la sal la palabra agua precedida del prefijo numeral que indique el número de moléculas de agua :



Tetraoxosulfato(VI) de cobre(II) - 5 agua  
Trióxido de dialuminio - 3 agua

Sulfato de cobre(II) pentahidratado  
Óxido de aluminio trihidratado

# IONES: CATIONES Y ANIONES

Los iones son átomos o grupos de átomos cargados eléctricamente.

Si la carga eléctrica total es negativa, reciben el nombre de ANIONES, pero si es positiva, se les llama CATIONES.

Se formulan todos de la misma forma: se escribe el símbolo del elemento o fórmula del compuesto que origine el ion, poniéndole como exponente la carga total del ion:



## A) CATIONES

Si se trata de cationes simples, que provienen de la pérdida de electrones de un solo átomo, se nombran anteponiendo la palabra catión o ion al nombre del elemento. Si se trata de un elemento que solamente puede tener un estado de oxidación no es necesario indicarlo, pero si puede tener varios, es necesario indicarlo, utilizando la notación de Stock (entre paréntesis y en números romanos) aunque en aquellas ocasiones en que esta nomenclatura no sea suficiente se utiliza la de Ewens-Basset (con el número y signo de la carga).

( Si se trata de un metal, puede usarse indistintamente ion o catión pues siempre tendrá carga positiva, pero en el caso de un no metal, es conveniente utilizar la palabra catión, ya que en ocasiones puede tener carga negativa).

$\text{H}^+$	ion hidrógeno	o	catión hidrógeno
$\text{Cu}^{2+}$	ion cobre(II)	o	Catión cobre(II)
$\text{Cu}^+$	ion cobre(I)	o	Catión cobre(I)
$\text{I}^+$	catión yodo(I)		

Si el ion está formado por varios átomos de un mismo elemento, debe anteponerse al nombre del mismo el prefijo numeral que nos indique el número de átomos:

$(\text{S}_3)^{2+}$	catión triazufre(II)	o mejor,	catión triazufre(2+)
$(\text{Hg}_2)^{2+}$	catión dimercurio(II)	o mejor,	catión dimercurio(2+)

También existen casos de iones poliatómicos, formados por un átomo central, cargado positivamente, muy raras veces sin carga, unido a otros átomos o grupos mediante enlaces covalentes .

Para escribir la fórmula de uno de estos cationes, se escribe en primer lugar el símbolo del átomo central y a continuación los nombres o fórmulas de los ligandos (sin indicación de su carga) colocándoles los subíndices de cantidad adecuados. Al conjunto, que se puede encerrar en un corchete si se considera necesario, se le asigna la carga en el ángulo superior derecho.



Estos iones pueden nombrarse mediante la Nomenclatura sistemática: en la cual se escribe el nombre de los ligandos precedidos de los correspondientes prefijos de cantidad, seguido del nombre del átomo central, con su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos a continuación).

También puede utilizarse la Nomenclatura tradicional, en la cual se indica el nombre del elemento central, con la terminación "-ILO", seguida del número de oxidación del elemento central, entre paréntesis y en números romanos si es necesario:

<u>Fórmula</u>	<u>Nombre sistemático</u>	<u>Nombre tradicional</u>
$\text{NO}^+$	catión monoxonitrógeno(III)	catión nitrosilo
$\text{NO}_2^+$	catión dioxonitrógeno(V)	catión nitroílo
$\text{VO}^+$	ion monoxovanadio(III)	ion vanadilo(III)
$\text{VO}^{2+}$	ion monoxovanadio(IV)	ion vanadilo(IV)

Un grupo especial lo constituyen una serie de cationes que se obtienen por la adición del catión Hidrógeno a determinados compuestos que disponen de electrones libres no compartidos, originando así especies químicas cargadas positivamente.

Para nombrarlos se añade la terminación "-ONIO" a un prefijo indicativo del compuesto del cual procede:

$\text{NH}_4^+$	ion amonio	$\text{H}_3\text{O}^+$	ion oxonio
$\text{PH}_4^+$	ion fosfonio	$\text{H}_3\text{S}^+$	ion sulfonio
$\text{AsH}_4^+$	ion arsonio	$\text{H}_2\text{F}^+$	ion fluoronio
$\text{SbH}_4^+$	ion estibonio	$\text{H}_2\text{I}^+$	ion iodonio

## b) ANIONES

**Son aquellos átomos o grupos de átomos cargados negativamente.**

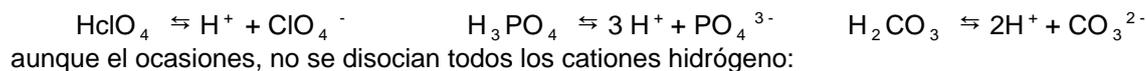
Los más simples son los aniones monoatómicos, los cuales proceden de la ganancia de uno o más electrones por un elemento electronegativo.

Para formular un anión monoatómico, se escribe el símbolo del elemento del cual procede, añadiéndole a modo de subíndice el número de electrones captados por dicho átomo, en cifras arábigas seguido del signo “-”; no obstante, si el número es 1, se suele suprimir.

Para nombrarlos se añade al nombre del elemento, cortado desde la última consonante, la terminación “-URO”. Pueden considerarse también procedentes de los correspondientes hidrácidos cuando éstos pierden los protones.

$\text{H}^-$	ion hidruro	$\text{F}^-$	ion fluoruro	$\text{Cl}^-$	ion cloruro
$\text{Br}^-$	ion bromuro	$\text{I}^-$	ion yoduro	$\text{S}^{2-}$	ion sulfuro
$\text{P}^{3-}$	ion fosfuro	$\text{As}^{3-}$	ion arseniuro		etc.

Los aniones poliatómicos pueden considerarse provenientes de otras moléculas por pérdida de uno o más iones hidrógeno, en la mayoría de los casos tienen su origen en ácidos que al disolverse en agua liberan cationes hidrógeno y el resto queda como anión, pues aunque el enlace entre el hidrógeno y el resto del ácido no es iónico, sí está muy polarizado, por lo que la acción del agua es capaz de separar iones:



Para formular un ion derivado de un ácido se escribe en primer lugar el símbolo del Hidrógeno, si queda, , seguido del no metal y finalmente el oxígeno, afectados por los correspondientes subíndices. A todo el conjunto se le asigna una carga negativa igual al número de hidrógenos perdidos. Es decir, la fórmula es la misma que la del ácido del que deriva disminuida en el número de hidrógenos perdidos, afectada de una carga negativa igual a ese número de hidrógenos perdidos.

Para nombrar estos iones se suele aceptar el mismo nombre del ácido del que deriva, sustituyendo la terminación del mismo:

<u>Terminación del ácido</u>	<u>Terminación del ion</u>
-OSO	-ITO
-ICO	-ATO
-HÍDRICO	-URO

Cuando en su disociación el ácido conserve alguno de los hidrógenos, el nombre del anión se obtiene de la misma forma antes indicada para los iones sin hidrógeno, anteponiendo al nombre del ion la palabra Hidrógeno, precedida del prefijo numeral que indique cuantos hidrógenos están presentes en la fórmula del ion:

<u>Fórmula del ion</u>	<u>Nombre del ion</u>	<u>Ácido de origen</u>
$\text{ClO}_4^-$	Ion Perclorato	$\text{HClO}_4$ Ác. Perclórico
$\text{PO}_4^{3-}$	Ion fosfato	$\text{H}_3\text{PO}_4$ Ác. Fosfórico
$\text{HPO}_4^{2-}$	Ion hidrógenofosfato	“            ”
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	Ion dihidrógenofosfato	“            ”
$\text{SO}_3^{2-}$	Ion sulfito	$\text{H}_2\text{SO}_3$ Ác. sulfuroso
$\text{HSO}_3^-$	Ion hidrógenosulfito	“            ”
$\text{S}^{2-}$	Ion sulfuro	$\text{H}_2\text{S}$ Ác. Sulfhídrico
$\text{HS}^-$	Ion hidrógenosulfuro	“            ”
$\text{CN}^-$	Ion cianuro	$\text{HCN}$ Ác. Cianhídrico

# NOMENCLATURA ANTIGUA o NOMENCLATURA DE 1940

Las reglas actuales de Nomenclatura de los compuestos químicos datan de 1957, aunque en ocasiones siguen utilizándose algunos nombres de una nomenclatura anterior (de 1940), la cual, a pesar de que ha quedado en desuso, siguen manteniéndose los nombres de algunos compuestos muy usuales, por lo cual es conveniente conocer las reglas para nombrarlos, fundamentalmente las reglas para determinar las valencias, diferencias entre óxidos y anhídridos, nombres de ciertos ácidos y algunas de sus sales, etc

## INDICACIÓN DE LAS VALENCIAS:

Para distinguir entre las varias valencias positivas que tenga un elemento, se utilizan una serie de prefijos y/o sufijos, para lo cual hemos de tener en cuenta cuantas valencias tiene cada uno. Son los siguientes, aplicados al nombre del elemento de que se trate

Elementos con UNA valencia:		_____	- ICO
Elementos con DOS valencias.	Valencia menor:	_____	- OSO
	Valencia mayor:	_____	- ICO
Elementos con TRES valencias	Valencia menor:	<b>HIPO-</b> _____	- OSO
	Valencia media:	_____	- OSO
	Valencia mayor:	_____	- ICO
Elementos con CUATRO valencias:	Valencia menor:	<b>HIPO-</b> _____	- OSO
	Valencia 2ª	_____	- OSO
	Valencia 3ª	_____	- ICO
	Valencia mayor:	<b>PER-</b> _____	- ICO

Así, el Sodio (solamente +1): sódico ; Calcio (solamente +2): cálcico, Aluminio (solamente +3): aluminico; etc

Hierro(+2): ferroso;	Azufre(+2) Hiposulfuroso	Cloro (+1): Hipocloroso
Hierro (+3): férrico	Azufre(+4) sulfuroso	Cloro (+3): Cloroso
	Azufre(+6) sulfúrico	Cloro (+5): Clórico
		Cloro (+7): Perclórico

## ÓXIDOS Y ANHÍDRIDOS

Todos ellos son combinaciones de los diferentes elementos con el oxígeno. Aunque la función anhídrido (se llaman también óxidos ácidos) tiene su existencia como tal en química (compuestos que se obtienen en la deshidratación de ácidos), presentan algunas complicaciones cuando se trata de formularlos ya que viendo solamente su fórmula no se diferencian unos de otros.

A efectos de formulación diremos que los anhídridos son aquellos óxidos que al combinarse con el agua originan ácidos, mientras que llamaremos simplemente óxidos a aquellos otros óxidos que o bien no se combinan con el agua o bien originan bases.

Intentando simplificar y sistematizar lo anterior, podemos generalizarlo diciendo que:

- Los NO METALES al combinarse con el Oxígeno originan siempre ANHÍDRIDOS, excepto el B(3+), C(2+), N(2+) y N(4+), que originan óxidos.
- Los METALES al combinarse con el Oxígeno originan ÓXIDOS con las valencias menores de 5+, mientras que con las valencias 5+ o superiores, originan ANHÍDRIDOS. Las valencias con las que un metal origina óxidos son aquellas que pueden sustituir al hidrógeno para formar las sales con otros ácidos.

### EJEMPLOS:

Azufre (+2): <b>SO</b>	: Anhídrido hiposulfuroso	Cloro (+1): <b>Cl<sub>2</sub>O</b>	: Anhídrido hipocloroso
Azufre (+4): <b>SO<sub>2</sub></b>	: Anhídrido sulfuroso	Cloro (+3): <b>Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	: Anhídrido cloroso
Azufre (+6): <b>SO<sub>3</sub></b>	: Anhídrido sulfúrico	Cloro (+5): <b>Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	: Anhídrido clórico
		Cloro (+7): <b>Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	: Anhídrido perclórico

En el caso del **NITRÓGENO**, originará anhídridos con sus valencias +1, +3, +5, mientras que con las dos

restantes: +2 y +4 origina óxidos (son dos de las excepciones), de esta manera, puesto que hay tres valencias que originan anhídridos, estamos en el caso de un elemento con tres valencias:

N(+1)  $\text{N}_2\text{O}$  : Anhídrido hiponitroso

N (+3)  $\text{N}_2\text{O}_3$  Anhídrido nitroso

N (+5):  $\text{N}_2\text{O}_5$  Anhídrido nítrico

Con las dos valencias restantes (+2 y +4), forma óxidos.

Al óxido correspondiente a la valencia (+4):  $\text{NO}_2$ , siempre se le llamó Dióxido de nitrógeno, pues siempre se encuentra mezclado y en equilibrio con su especie dímera:  $\text{N}_2\text{O}_4$ , al que se denomina tetróxido de dinitrógeno.

Por ello, solamente nos queda la valencia (+2) para formar un óxido "normal", el  $\text{NO}$ , el cual recibirá el nombre correspondiente a un elemento con una sola valencia: óxido nítrico.

En el caso del **CARBONO**, el cual tiene dos valencias (+2 y +4), pero una forma anhídrido y la otra óxido. Con la valencia (+4) forma anhídrido, por lo que estamos en el caso de un elemento con una sola valencia, por ello, se le asigna la terminación -ICO.

$\text{CO}_2$  : Anhídrido carbónico

Con la valencia (+2) forma óxido, por lo que estamos en el caso de un elemento con una sola valencia, por ello, se le debería asignar también la terminación -ICO.

$\text{CO}$  : Óxido carbónico, aunque en este caso no se suele utilizar este nombre y sí Monóxido de carbono

Para el caso del **CROMO: valencias (+2, +3 y +6)**,

Con la valencia (+6) origina un anhídrido,  $\text{CrO}_3$ , el cual recibirá el nombre correspondiente a un elemento con una sola valencia: Anhídrido crómico.

Con las valencias (+2 y +3) origina óxidos, por lo cual se le aplicarán las reglas correspondientes a un elemento con dos valencias:

Cr (+2)  $\text{CrO}$  Óxido cromoso

Cr (+3)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  Óxido crómico (A este compuesto en ocasiones se le llamó también anhídrido cromoso, pues bajo determinadas condiciones es capaz de originar un ácido o sus derivados)  
Las sales que origina el cromo al sustituir al Hidrógeno en un metal corresponden a estas dos valencias: (+2) con esta valencia da lugar a la formación de sales CROMOSAS  
(+3) con esta valencia da lugar a la formación de sales CRÓMICAS

Para el caso del **MANGANESO: valencias (+2, +3, +4, +6 y +7)**

Con la valencia (+4) origina el:  $\text{MnO}_2$ , el cual se ha llamado siempre Bióxido (o Dióxido) de manganeso; aunque es capaz también de originar ácidos(o sus derivados) al combinarse con agua y en algún texto se le denomina incluso como anhídrido manganoso.

Con las valencias (+2 y +3) origina óxidos, por lo cual se le aplicarán las reglas correspondientes a un elemento con dos valencias:

Mn (+2)  $\text{MnO}$  Óxido manganoso

Mn (+3)  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  Óxido mangánico

Las sales que origina el manganeso al sustituir al Hidrógeno en un metal corresponden a estas dos valencias:  
(+2) con esta valencia da lugar a la formación de LAS sales MANGANOSAS  
(+3) con esta valencia da lugar a la formación de LAS sales MANGÁNICAS

Con las valencias (+6 y +7) origina anhídridos, por lo cual se le deberían aplicar las reglas correspondientes a un elemento con dos valencias, pero se hace de una forma algo diferente, a saber:

Mn (+6)  $\text{MnO}_3$  Anhídrido mangánico

Mn (+7)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  Anhídrido permangánico

## OXOÁCIDOS

La formación del nombre de los oxácido es sencilla ya que se limita a tomar el nombre del anhídrido que lo origina al combinarse con el agua y sustituir la palabra anhídrido por ácido:

Anhídrido sulfuroso:  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ , que es el ácido sulfuroso

Anhídrido sulfúrico:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ , que es el ácido sulfúrico

Este sistema presenta problemas cuando de un mismo anhídrido pueden originarse varios ácidos debido a que puede combinarse una molécula de anhídrido con diferentes cantidades de agua, por ello se necesitan unos prefijos

que nos indiquen esta proporción, y que son los siguientes:

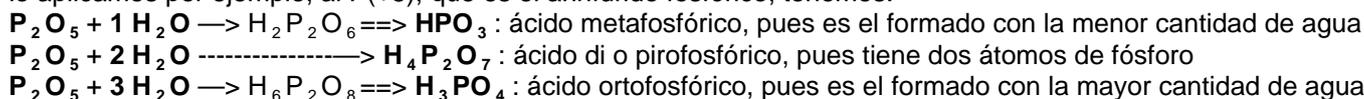
Para indicar la cantidad de moléculas de agua que se combinan con una molécula del anhídrido se usan:  
 META- \_\_\_\_\_, para indicar que se trata del ácido formado con la menor cantidad de agua  
 ORTO- \_\_\_\_\_, para indicar que se trata del ácido formado con la mayor cantidad de agua. Este prefijo puede omitirse, por lo que cuando en uno de estos ácidos no se incluye ningún prefijo, debe suponerse que se trata del ORTO

En ocasiones, en la fórmula del ácido pueden aparecer más de un átomo del elemento central, por lo que deben utilizarse ciertos prefijos para indicarlo. Estos son:

DI- \_\_\_\_\_, o bien PIRO- \_\_\_\_\_, cuando hay DOS átomos del elemento central  
 TRI- \_\_\_\_\_, cuando hay TRES átomos del elemento central  
 TETRA- \_\_\_\_\_, cuando hay CUATRO átomos del elemento central  
 etc

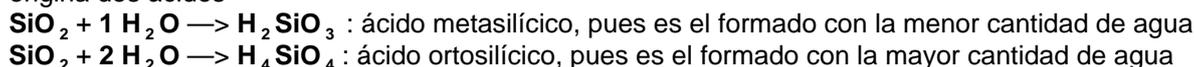
#### EJEMPLOS:

Los anhídridos de los elementos: B(+3), P(+1, +3 y +5), As (+1, +3 y +5) y Sb (+1, +3 y +5) son capaces de combinarse una molécula con una, dos o tres de agua, por lo que de cada uno de ellos derivan TRES ácidos. Si se lo aplicamos por ejemplo, al P(+5), que es el anhídrido fosfórico, tenemos:

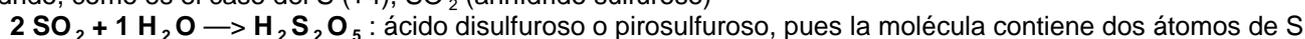


Esto mismo se le puede aplicar a todas las valencias de los elementos citados. Aunque en realidad no existan todos estos ácidos, con el fin de simplificar las reglas de formulación es aconsejable suponer su existencia.

El anhídrido silícico Si(+4) :  $SiO_2$  es capaz de combinarse cada molécula con una o dos de agua, por lo que origina dos ácidos



En algunos casos, los ácidos se forman combinándose una molécula de agua con dos del correspondiente anhídrido, como es el caso del S (+4),  $SO_2$  (anhídrido sulfuroso)



#### SALES ÁCIDAS

Las sales ácidas son aquellas en las cuales se han sustituido parte de los hidrógenos ácidos por metales. En esta nomenclatura se utilizan unas partículas intercaladas o antepuestas al nombre de la sal neutra para indicar EL NÚMERO DE HIDRÓGENOS SUSTITUIDOS. Estas partículas son las siguientes:

Partícula	Nº de H sustituidos	Colocación de la partícula
BI- _____	la mitad	antepuesta al nombre de la sal neutra
_____-MONO-_____ _____-DI-_____ _____-TRI-_____ _____-TETRA-_____	uno dos tres Cuatro	Intercaladas en el nombre de la sal y antepuestas al nombre del metal que ha sustituido a los Hidrógenos del ácido

#### EJEMPLOS:

Ác. carbónico:  $H_2CO_3$  con el Na nos da:  $NaHCO_3$  Es el Bicarbonato de sodio, pues se ha sustituido la mitad de los H del ácido

Ác. Ortofosfórico:  $H_3PO_4$  con el Calcio nos da:  $Ca(H_2PO_4)_2$  Es el Ortofosfato monocálcico, pues se ha sustituido solamente uno de los H del ácido.

$CaHPO_4$  Es el Ortofosfato dicálcico, pues se han sustituido dos de los H del ácido. En este caso la partícula DI no quiere decir que existan dos átomos de calcio, sino que se han sustituido dos Hidrógenos.

**De la nomenclatura de las sales ácidas solamente sigue empleándose el prefijo BI, cuando se sustituye la mitad de los hidrógenos ácidos**