

## NORMAS DE FORMULACION Y NOMENCLATURA

Debido a la gran cantidad y variedad de compuestos químicos existentes, es necesario emplear una nomenclatura sistemática que facilite su denominación.

En la actualidad las normas de formulación han sido establecidas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (I.U.P.A.C.), aunque también se admiten como válidas otras normas.

La nomenclatura sistemática o IUPAC se basa en los nombres de los elementos constituyentes de un compuesto, modificados mediante terminaciones o abreviaturas indicando al mismo tiempo la proporción entre estos, de esta forma se consigue un nombre exclusivo y único que indica por lo menos la fórmula empírica y si es posible también las principales características estructurales.

Ejemplo:

$\text{Cl}_2\text{O}_7$  Heptaóxido de dicloro

$\text{HNO}_3$  Trioxonitrato (V) de hidrógeno.

Otro modo de formulación que se encuentra muy extendido es la **formulación de Stock** basada en indicar, si es necesario, la proporción entre los elementos constituyentes de un compuesto y su número de oxidación.

El **número de oxidación** de un elemento en cualquier entidad química es la carga que tendría un átomo de dicho elemento si los electrones de cada enlace se asignasen al átomo más electronegativo.

El número de oxidación se puede calcular fácilmente a partir de las siguientes reglas:

- El número de oxidación de un compuesto químico es siempre cero.
- El número de oxidación del hidrógeno es +I ( excepto en los hidruros que es -I).
- El número de oxidación del oxígeno es siempre -II.

Aunque generalmente con estas reglas se puede determinar el número de oxidación de cualquier constituyente de un compuesto químico, es conveniente saber que está relacionado con la posición que ocupa el elemento en el Sistema Periódico, de esta forma, el número de oxidación de los elementos de los grupos I, II, III largos es respectivamente + I, + II, +III, manteniéndose esto para los elementos de los grupos cortos, aunque en estos casos suele existir más de un número de oxidación. Ejemplos:

$\text{MnO}_2$  Óxido de manganeso (IV), dióxido de manganeso

$\text{Fe}(\text{HS})_2$  Hidrogenosulfuro de hierro (II)

La nomenclatura tradicional ( actualmente en desuso ) se basa en la existencia de las valencias, capacidad de los elementos para combinarse con el hidrógeno, indicando el tipo de compuesto mediante palabras, prefijos o terminaciones. Ejemplos:

$\text{CO}_2$  Anhídrido carbónico

$\text{Fe}(\text{HS})_2$  Bisulfuro ferroso

De todos los tipos de formulación, la más empleada es la de Stock modificada, por lo tanto será la que emplearemos.

Según esta nomenclatura todos los compuestos pueden considerarse como **binarios**, formados por una parte electropositiva y otra electronegativa, por lo tanto para nombrarlos bastará con nombrar cada una de estas partes como se señala en la TABLA I, indicando si es necesario la proporción existente empleando los prefijos numerales griegos: mono, di, tri, tetra, penta, etc. estando también permitido el uso de los prefijos hemi 1/2 y sexqui 3/2.

**TABLA I**

ELECTROPOSIT.	ELECTRONEGAT.	NOMBRE	EJEMPLOS
Cualquiera del S.P.	H <sup>-</sup>	<b>Hidruro</b>	NaH Hidruro de sodio
Cualquiera del S.P.	O <sup>2-</sup>	<b>Oxido</b>	CO Oxido de carbono NiO Oxido de níquel (II)
Elementos de los grupos I y II	O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	<b>Peróxido</b>	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> Peróxido de sodio CaO <sub>2</sub> Peróxido de calcio
Elementos de los grupos I, II, III y transición	OH <sup>-</sup>	<b>Hidróxido</b>	Ca(OH) <sub>2</sub> Hidróxido de calcio Fe(OH) <sub>3</sub> Hidróxido de hierro (III)
H <sup>+</sup>	Elementos de los grupo VI y VII o IV, V, VI, VII + oxígenos	<b>Acido</b>	H <sub>2</sub> S Acido sulfhídrico H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> Acido carbónico
Elementos de los grupos I, II, III y transición	Elementos de los grupos VI y VII o IV, V, VI, VII + oxígenos	<b>Sal</b>	KBr Bromuro de potasio AgNO <sub>3</sub> Nitrato de plata Cu(CLO) <sub>2</sub> Hipoclorito de cobre (II)
" + n (H <sup>+</sup> )	"	<b>Sal ácida</b>	NaHS Sulfuro ácido de sodio NiPO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> Fosfato diácido de níquel (I)
Elementos de los grupos I, II, III	" + n [(OH)]	<b>Sal básica</b>	CaClOH Cloruro básico de calcio FeNO <sub>3</sub> (OH) <sub>2</sub> Nitrato dibásico de hierro (II)

## HIDRUROS

Debido a las características especiales del hidrógeno, existe una gran variedad de hidruros con propiedades muy variadas, no teniendo en muchos casos composición química definida. En los hidruros el número de oxidación del hidrógeno es -I. Se nombran mediante la palabra hidruro seguida del nombre del metal, indicando la proporción entre estos. Se debe escribir primero el nombre del metal. Ejemplos:

- KH Hidruro de potasio
- PbH<sub>4</sub> Tetrahidruro de plomo
- NH<sub>3</sub> Trihidruro de nitrógeno (amoniac)

## OXIDOS

Son compuestos formados por el oxígeno y otro elemento cualquiera del Sistema Periódico. Antiguamente, si la parte electropositiva estaba formada por un elemento de los grupos IV, V, VI o VII se nombraban como anhídridos, (anhídrido + agua = ácido), encontrándose esta nomenclatura actualmente en desuso.

Se nombran con la palabra "**óxido**" seguida del nombre del elemento electropositivo, indicando si es necesario su número de oxidación ( solo es necesario cuando existe más de un número de oxidación). Si el elemento que acompaña al oxígeno es generalmente electronegativo estos compuestos se nombran habitualmente indicando la proporción entre sus componentes, empleando esto también a veces para todo tipo de óxidos. Es importante recordar que el oxígeno siempre actúa con un número de oxidación -II. Ejemplos:

MgO óxido de magnesio      CO<sub>2</sub> óxido de carbono (IV), dióxido de carbono  
Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> óxido de hierro (III)      N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> óxido de nitrógeno (V), pentaóxido de dinitrógeno  
SnO<sub>2</sub> óxido de estaño (IV)      Cl<sub>2</sub>O óxido de cloro (I), óxido de dicloro.

Hay un grupo especial de óxidos llamados "**peróxidos**" en los que la parte electronegativa está formada por el grupo (-O-O-) con número de oxidación -II. Se nombran de forma similar a los óxidos, cambiando la palabra óxido por peróxido. Ejemplos:

Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> peróxido de sodio  
H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)

## HIDROXIDOS

Son los compuestos denominados "**bases**". Están formados por el grupo hidróxido OH<sup>-</sup>, con número de oxidación -I, y los elementos que actúan generalmente como electropositivos, es decir, los de los grupos I, II, III y transición junto con los últimos de los grupos IV y V (metales).

Se nombran con la palabra hidróxido, la preposición "de" y el nombre del catión junto con su número de oxidación si es necesario. Se admite emplear prefijos numerales griegos para indicar la proporción entre los constituyentes. Al escribir se pone en primer lugar el elemento electropositivo. Ejemplos:

NaOH hidróxido de sodio  
Al(OH)<sub>3</sub> hidróxido de aluminio  
Zn(OH)<sub>2</sub> hidróxido de cinc (II)

## ACIDOS

La parte electropositiva de estos compuestos es siempre el protón H<sup>+</sup>. Existen dos tipos de ácidos los "**hidrácidos**" cuya parte electronegativa está formada por elementos de los grupos VI y VII largos, se nombran con la palabra ácido seguida del nombre o radical del elemento electronegativo terminado en "**-hídrico**". Se debe recordar que cuando los elementos de los grupos VI y VII actúan como electronegativos presentan números de oxidación -II y -I respectivamente. Ejemplo:

HCl ácido clorhídrico.

Si la parte electronegativa está formada por elementos de los grupos IV, V, VI, y VII más oxígenos, se denominan "**ácidos oxoácidos**" y se nombran con la palabra ácido seguida de un término que nos indica el elemento electronegativo y el contenido de oxígeno. Cuando el elemento electronegativo puede actuar con dos números de oxidación, el ácido que tiene menos oxígenos se nombra con el nombre del radical electronegativo con la terminación "**-oso**" y el que tiene más con la terminación "**-ico**". Ejemplos:

HNO<sub>2</sub> ácido nitroso      H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> ácido sulfuroso  
HNO<sub>3</sub> ácido nítrico      H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ácido sulfúrico

Si el elemento electronegativo puede actuar con cuatro números de oxidación diferentes, se nombran de menor a mayor número de oxígenos del modo siguiente:

ácido hipó- (elemento electronegativo)- oso	HClO ácido hipocloroso
ácido    (elemento electronegativo)- oso	HClO <sub>2</sub> ácido cloroso
ácido    (elemento electronegativo)- ico	HClO <sub>3</sub> ácido clórico
ácido per- (elemento electronegativo)- ico	HClO <sub>4</sub> ácido perclórico

Ejemplos de ácidos hidrácidos:

H<sub>2</sub>S ácido sulfhídrico  
HBr ácido bromhídrico

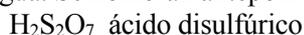
Ejemplos de ácidos oxoácidos

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> ácido carbónico  
HNO<sub>3</sub> ácido nítrico  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ácido sulfúrico  
HIO<sub>3</sub> ácido yódico  
H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ácido fosfórico

Como norma casi general los ácidos solo llevan un átomo del elemento electronegativo, el número de hidrógenos de un ácido es par (generalmente dos) si el elemento electronegativo del ácido es de un grupo par e impar (uno o tres) si el elemento electronegativo se encuentra en un grupo impar.

Existen dos clases de ácidos en los que hay por molécula más de un átomo del elemento característico: los isopoliácidos y los tioácidos.

Los **isopoliácidos** se puede suponer que provienen de la unión de dos moléculas de ácido con pérdida de una molécula de agua. Se nombran anteponiendo la partícula "**di**" al nombre del ácido generador. Ejemplos:



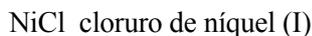
Los **tioácidos** resultan de sustituir oxígenos por azufres. Se nombran anteponiendo la partícula "**tio**" al nombre del ácido del que se pueden considerar derivados, la presencia de más de un átomo de azufre se expresa mediante el correspondiente numeral. Ejemplos:



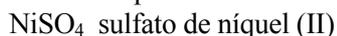
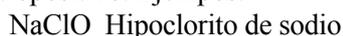
## SALES

Están formadas por una parte electropositiva constituida por elementos pertenecientes a los grupos I, II, III y transición y los últimos de los IV y V, y una parte electronegativa correspondiente a elementos de los grupos VI o VII o bien elementos de los grupos IV, V, VI, VII más oxígenos, por lo tanto similar a la de los ácidos, por lo que se pueden considerar como compuestos derivados de estos en los que han sido sustituidos los protones o al menos parte de ellos por elementos electropositivos, por lo que su nomenclatura también se puede considerar derivada de la de los ácidos.

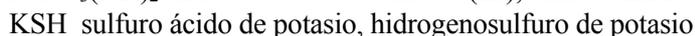
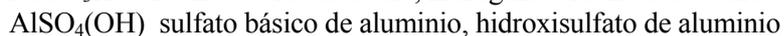
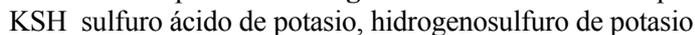
Las sales que se pueden considerar derivadas de los ácidos hidrácidos se nombran con el nombre o radical del elemento electronegativo terminado en "**-uro**" seguido de la preposición de y el nombre del elemento electropositivo con su número de oxidación, si es necesario. Esta admitido nombrarlas indicando la proporción entre los constituyentes no señalando en este caso el número de oxidación. Siempre se escribe primero el elemento electropositivo. Ejemplos:



Para las sales correspondientes a los ácidos óxácidos, la nomenclatura se basa en cambiar las terminaciones -oso e -ico de los ácidos por "**-ito**" y "**-ato**" respectivamente indicando a continuación el nombre o el radical del elemento electropositivo seguido, si es necesario, de su número de oxidación. Siempre se escribe primero el elemento electropositivo. Ejemplos:



Hay otro grupo de sales que presentan características ácidas o básicas debido a la presencia de  $H^+$  u  $OH^-$ , son las llamadas "**sales ácidas**" y "**sales básicas**". Se nombran añadiendo a continuación del grupo electronegativo la palabra "ácido" o "básico" antepuesta, si es necesario, de prefijos numerales griegos. También se nombran anteponiendo al nombre de la sal la palabra "**hidrógeno**" o "**hidroxi**" con sus prefijos numerales. Ejemplos:



**TABLA I**

NUMEROS DE OXIDACION MAS COMUNES DE LOS ELEMENTOS Y RADICALES POSITIVOS

<b>+I</b>	<b>+II</b>	<b>+III</b>	<b>+IV</b>
H <sup>+</sup> hidrógeno	Mg <sup>2+</sup> magnesio	Al <sup>3+</sup> aluminio	
Li <sup>+</sup> litio	Ca <sup>2+</sup> calcio		
Na <sup>+</sup> sodio	Zn <sup>2+</sup> cinc		
K <sup>+</sup> potasio	Cd <sup>2+</sup> cadmio		
Cu <sup>+</sup> cobre	Cu <sup>2+</sup>		
Ag <sup>+</sup> plata			
Au <sup>+</sup> oro		Au <sup>3+</sup>	
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> amonio			
Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> mercurio	Hg <sup>2+</sup>		
	Sn <sup>2+</sup> estaño		Sn <sup>4+</sup>
	Pb <sup>2+</sup> plomo		Pb <sup>4+</sup>
	Fe <sup>2+</sup> hierro	Fe <sup>3+</sup>	
	Cr <sup>2+</sup> cromo	Cr <sup>3+</sup>	
	Ni <sup>2+</sup> níquel		
	Ba <sup>2+</sup> bario		

**TABLA III**

NUMEROS DE OXIDACION MAS COMUNES DE LOS ELEMENTOS Y RADICALES NEGATIVOS

<b>-I</b>	<b>-II</b>	<b>-III</b>
F <sup>-</sup> fluoruro	O <sup>2-</sup> óxido	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> fosfato
Cl <sup>-</sup> cloruro	O <sub>2</sub> <sup>2-</sup> peróxido	
Br <sup>-</sup> bromuro	S <sup>2-</sup> sulfuro	
I <sup>-</sup> yoduro	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> sulfito	
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> nitrito	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> sulfato	
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> nitrato	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> carbonato	
OH <sup>-</sup> hidróxido	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> cromato	
ClO <sup>-</sup> hipoclorito	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> dicromato	
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup> clorito	PO <sub>4</sub> H <sup>2-</sup> hidrogenofosfato	
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> clorato	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> tiosulfato	
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> perclorato	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup> oxalato	
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> permanganato	S <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> disulfato	
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> hidrogenosulfato		
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> dihidrogenofosfato		
CN <sup>-</sup> cianuro		
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> hidrogenocarbonato		
SCN <sup>-</sup> tiocianato		