

**FORMULACIÓN INORGÁNICA****NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS MÁS COMUNES**

Los Números de Oxidación (también llamados Valencias o Estados de Oxidación) son números enteros que representan el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.

El número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos.

Y será negativo cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos. los más frecuentes, de los elementos más habituales son los indicados a continuación.

**METALES**

+1:	Li ,Na ,K, Rb, Cs ,Fr, Ag	+2:	Be ,Mg ,Ca, Sr, Ba ,Ra ,Zn, Cd
+3:	B, Al , Bi	+1, +2:	Cu, Hg
+1,+3:	Au	+2,+3 :	Fe ,Co ,Ni
+2,+4:	Sn ,Pb , Pd y Pt	+2,+3,+6:	Cr
+2,+3,+4,+6,+7 : Mn			

**NO METALES**

-1,+1,+3,+5,+7 :	F, Cl, Br ,I
-2,+2,+4,+6 :	S, Se y Te
-3,+1,+3,+5 :	N, P, As ,Sb
+2,+4 :	C ,Si
-2,-1 :	O
1,+1:	H

De modo general, a la hora de escribir una fórmula, los elementos con carga positiva se escriben primero.

**SUSTANCIAS SIMPLES**

Son las que están constituidas por átomos de un solo elemento. Se nombran con el nombre del elemento y su fórmula será el símbolo del elemento que lo constituye.

Fe Hierro

C Carbono

Na Sodio

S Azufre

Hay otras sustancias simples, que forman moléculas diatómicas o triatómicas:

H<sub>2</sub> Hidrógeno

F<sub>2</sub> Flúor

N<sub>2</sub> Nitrógeno

O<sub>2</sub> Oxígeno

O<sub>3</sub> Ozono

**COMPUESTOS BINARIOS**

**HIDRUROS METÁLICOS****Combinaciones del hidrógeno con los metales.**

El hidrógeno actúa con número de oxidación -1 y va precedido del metal.

**a) Cuando el metal tenga un único número de oxidación**, se nombrará como “hidruro de” y a continuación el nombre del metal. Ejemplos:

Na H	Hidruro de sodio	Li H	Hidruro de litio	AlH <sub>3</sub>	Hidruro de aluminio
MgH <sub>2</sub>	Hidruro de magnesio	CaH <sub>2</sub>	Hidruro de calcio	KH	Hidruro de potasio
SrH <sub>2</sub>	Hidruro de estroncio	CdH <sub>2</sub>	Hidruro de cadmio		

También podrá usarse la nomenclatura sistemática:

Na H	monohidruro de sodio	Li H	Hidruro de monolitio		
Al H <sub>3</sub>	trihidruro de aluminio	MgH <sub>2</sub>	dihidruro de magnesio	CaH <sub>2</sub>	dihidruro de calcio
K H	monohidruro de potasio				
SrH <sub>2</sub>	dihidruro de estroncio	CdH <sub>2</sub>	dihidruro de cadmio		

**OJO:** si el elemento tiene un único número de oxidación **NUNCA** se indica entre paréntesis en números romanos.

**b) Cuando el metal presente más de un número de oxidación** se seguirán las siguientes nomenclaturas:

**1. Nomenclatura de número de oxidación:** Se nombrará como “hidruro de” seguido del nombre del metal y el número de oxidación, en números romanos, entre paréntesis.

**2. Sistemática:** Se nombrará usando el prefijo que indique el número de átomos de hidrógeno precediendo a la terminación -hidruro, seguido de la preposición “de” y el nombre del metal.

Ejemplos:

	<b>Número de oxidación</b>	<b>Sistemática</b>
FeH <sub>2</sub>	Hidruro de hierro (II)	Dihidruro de hierro
FeH <sub>3</sub>	Hidruro de hierro (III)	Trihidruro de hierro
Au H	Hidruro de oro (I)	Monohidruro de oro
AuH <sub>3</sub>	Hidruro de oro (III)	Trihidruro de oro
SnH <sub>2</sub>	Hidruro de estaño (II)	Dihidruro de estaño
SnH <sub>4</sub>	Hidruro de estaño (IV)	Tetrahidruro de estaño
Cu H	Hidruro de cobre (I)	Monohidruro de cobre

**HIDRUROS NO METÁLICOS****Combinaciones del hidrógeno con no metales.**

El hidrógeno actúa con número de oxidación +1.

Dentro de ellos vamos a diferenciar:

### a) Hidrácidos : Hidruros de halógenos y anfígenos.

a1) Se nombran, si están en **estado gaseoso**, añadiendo a la terminación **-uro** a la raíz del elemento y se agrega **“de hidrógeno”**.

a2) **En disolución acuosa** estos compuestos muestran carácter ácido, y reciben el nombre de ácidos hidrácidos. En este caso se nombran empleando la palabra **“ácido”** seguida de la raíz del nombre del no metal con la terminación **-hídrico**. Son los siguientes:

Gas	En disolución acuosa
<b>HF</b> Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
<b>H Cl</b> Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
HBr Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
HI Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico
<b>H<sub>2</sub>S</b> Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
H <sub>2</sub> Se Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico
H <sub>2</sub> Te Teluro de hidrógeno	Ácido telurhídrico

Las fórmulas son idénticas; sólo cambia el estado físico. Podemos indicarlo así.

**HF (g)      HF(ac)**

Los marcados en negrita son los más utilizados.

Existe otro formado por el grupo ciano (CN<sup>-</sup>), llamado cianuro de hidrógeno o ácido cianhídrico

HCN(g)                      HCN(ac)

### b) Hidruros de nitroenoideos y carbonoeideos.

Son combinaciones del hidrógeno con los elementos: B, C, Si, P, As, Sb

Se nombran (aunque no se utiliza mucho) por **la nomenclatura sistemática**, usando el prefijo que indique el número de átomos de hidrógeno precediendo a la terminación -hidruro, seguido de la preposición “de” y el nombre del no metal. La I.U.P.A.C admite sus nombres vulgares y de hecho son los nombres más usados. Son los siguientes:

NH <sub>3</sub> Amoníaco	Trihidruro de nitrógeno	PH <sub>3</sub> Fosfina	Trihidruro de fósforo
AsH <sub>3</sub> Arsina	Trihidruro de arsénico	SbH <sub>3</sub> Estibina	Trihidruro de antimonio
CH <sub>4</sub> Metano	Tetrahidruro de carbono	SiH <sub>4</sub> Silano	Tetrahidruro de silicio
BH <sub>4</sub> Borano	Tetrahidruro de boro		

Vemos que, a pesar de tener n° de oxidación positivo el H, se coloca a la derecha.

**ÓXIDOS**

Combinaciones del oxígeno con cualquier otro elemento.

El oxígeno actuará con número de oxidación -2.

**a)** Cuando el metal tenga un **único número de oxidación** se nombrará

a1) como “óxido de” y a continuación el nombre del metal.

Ejemplos:

$K_2O$  Óxido de potasio

$Na_2O$  Óxido de sodio

$Al_2O_3$  Óxido de aluminio

$BeO$  Óxido de berilio

a2) También puede usarse la nomenclatura que usa los prefijos, la sistemática.

$K_2O$  monóxido de dipotasio

$Al_2O_3$  trióxido de dialuminio

**b)** Cuando el metal presente **más de un número de oxidación** se seguirán las siguientes nomenclaturas:

b1) **Nomenclatura de oxidación**: Se nombrará como “óxido de” seguido del nombre del metal, y el número de oxidación, en números romanos, entre paréntesis.

b2). **Sistemática**: Se nombrará usando el prefijo que indique el número de átomos de oxígeno precediendo a la terminación -óxido, seguido de la preposición “de” y el nombre del metal, precedido del prefijo que indique el número de átomos de éste.

Ejemplos:

	Número de oxidación	Sistemática
$Au_2O$	Óxido de oro (I)	Monóxido de dioro
$Au_2O_3$	Óxido de oro (III)	Trióxido de dioro
$PbO$	Óxido de plomo (II)	Monóxido de plomo
$Cl_2O$	Óxido de cloro (I)	Monóxido de dicloro
$Cl_2O_3$	Óxido de cloro (III)	Trióxido de dicloro
$Cl_2O_5$	Óxido de cloro (V)	Pentaóxido de dicloro
$Cl_2O_7$	Óxido de cloro (VII)	Heptaóxido de dicloro
$CO$	Óxido de carbono (II)	Monóxido de carbono
$CO_2$	Óxido de carbono (IV)	Dióxido de carbono

**SALES BINARIAS**

Son compuestos formados por un metal y un no metal.

**a) Cuando el metal tenga un único número de oxidación** se nombrará haciendo terminar en -uro el nombre del no metal, se añade la preposición “de” y se escribe el nombre del metal.

Ejemplos:

$\text{CaCl}_2$	Cloruro de calcio
$\text{AlF}_3$	Fluoruro de aluminio
$\text{NaCl}$	Cloruro de sodio

Como en compuestos anteriores también se podrá usar la nomenclatura sistemática

$\text{CaCl}_2$	dicloruro de calcio
$\text{AlF}_3$	trifluoruro de aluminio

**b) Cuando el metal presente más de un número de oxidación :**

**b1) Número de oxidación:** Se nombrará haciendo terminar en -uro el nombre del no metal, se añade la preposición “de” y se termina con el nombre del metal y el número de oxidación entre paréntesis.

**b2). Sistemática:** Se nombrará usando el prefijo que indique el número de átomos de metal seguida de la raíz del no metal terminada en -uro, y se termina con el nombre del metal con el prefijo que indique el número de átomos de éste (si hubiese más de un átomo de metal).

Ejemplos :

	Número de oxidación	Sistemática
$\text{HgF}_2$	Fluoruro de mercurio (II)	Difluoruro de mercurio
$\text{NiS}$	Sulfuro de níquel (II)	Monosulfuro de níquel
$\text{FeCl}_2$	Cloruro de hierro (II)	Dicloruro de hierro
$\text{FeCl}_3$	Cloruro de hierro (III)	Tricloruro de hierro

## PERÓXIDOS

Combinaciones de la molécula oxígeno, funcionando con número de oxidación -1 con el resto de elementos. A la hora de escribir la fórmula es preciso tener en cuenta que la molécula de oxígeno NUNCA se simplifica.

Se nombran así : peróxido de... el nombre del elemento con su número de oxidación entre paréntesis si tiene más de uno. También podrá usarse la sistemática, aunque es menos frecuente en este caso.

Ejemplos:

**$\text{H}_2\text{O}_2$ : peróxido de hidrógeno ( agua oxigenada, nombre vulgar) / dióxido de dihidrógeno**

$\text{Na}_2\text{O}_2$  peróxido de sodio/ dióxido de disodio

$\text{CaO}_2$  peróxido de calcio/ dióxido de calcio

## COMPUESTOS TERNARIOS

### HIDRÓXIDOS

Son compuestos formados por combinación de un elemento, normalmente metálico, con el ion hidróxido, también llamado hidroxilo, que tiene número de oxidación -1. (OH<sup>-</sup>).

**a) Cuando el elemento tenga un único número de oxidación**, se nombrará como “hidróxido de” y a continuación el nombre del metal. También se usa la sistemática .

Ejemplos

	Número de oxidación	Sistemática
Na OH	Hidróxido de sodio	monohidróxido de sodio
Ba (OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de bario	dihidróxido de bario
Ca (OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de calcio	dihidróxido de calcio

**b) Cuando el metal presente más de un número de oxidación** se seguirán las siguientes nomenclaturas:

**b 1).Número de oxidación:** se nombrará como “hidróxido de” seguido del nombre del metal, y el número de oxidación en números romanos entre paréntesis.

**b2). Sistemática:** se nombrará usando el prefijo que indique el número de grupos hidróxido (OH-) precediendo a la terminación -hidróxido, seguido de la preposición “de” y el nombre del metal. Ejemplos :

	Número de oxidación	Sistemática
Fe (OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de hierro (II)	Dihidróxido de hierro
Ni (OH) <sub>3</sub>	Hidróxido de níquel (III)	Trihidróxido de níquel
Pb (OH) <sub>4</sub>	Hidróxido de plomo (IV)	Tetrahidróxido de plomo
Cu OH	Hidróxido de cobre (I)	Monohidróxido de cobre

### OXÁCIDOS

Son compuestos ternarios constituidos por un no metal (o un metal de transición), oxígeno e hidrógeno. Pueden considerarse como derivados de la adición de agua a los óxidos no metálicos correspondientes. En general, proceden de la adición de una molécula de agua, pero hay casos donde se adiciona más de una molécula de agua. Estas consideraciones son meras herramientas para poder “ memorizar “ sus fórmulas. **Usaremos la nomenclatura tradicional.** En ella se usan unos prefijos y sufijos, terminaciones, según el elemento tenga uno, dos o más números de oxidación.

Números de oxidación	Prefijo	Sufijo
Sólo un número de oxidación		-ico
Dos números de oxidación		-oso(el más bajo) -ico ( el más alto)
Tres o cuatro números de oxidación	Hipo	-oso(el más bajo)

		-oso( el segundo)
		-ico( el tercero)
	per	-ico( el cuarto)

OXOÁCIDOS MÁS FRECUENTES		
$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$	<b>HClO</b>	Ácido hipocloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_4$	<b>HClO<sub>2</sub></b>	“ cloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6$	<b>HClO<sub>3</sub></b>	“ clórico
$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_8$	<b>HClO<sub>4</sub></b>	“ perclórico
$\text{Br}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Br}_2\text{O}_2$	<b>HBrO</b>	Ácido hipobromoso
$\text{Br}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{BrO}_4$	<b>HBrO<sub>2</sub></b>	“ bromoso
$\text{Br}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Br}_2\text{O}_6$	<b>HBrO<sub>3</sub></b>	“ brórico
$\text{Br}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Br}_2\text{O}_8$	<b>HBrO<sub>4</sub></b>	“ perbrómico
<b>Para el flúor e iodo serán similares.</b>		
$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>	Ácido sulfuroso
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Ácido sulfúrico
$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_2$	<b>H<sub>2</sub>CO<sub>2</sub></b>	Ácido carbonoso
$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$	<b>H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b>	Ácido carbonico
$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$	<b>HNO<sub>2</sub></b>	Ácido nitroso
$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$	<b>HNO<sub>3</sub></b>	Ácido nítrico
$\text{P}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{P}_2\text{O}_6$	<b>H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub></b>	Ácido fosforoso
$\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$	<b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>	Ácido fosfórico
$\text{MnO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{MnO}_4$	<b>H<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub></b>	Ácido mangánico
$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_8$	<b>HMnO<sub>4</sub></b>	Ácido permangánico
$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$	<b>H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub></b>	Ácido crómico
$2\text{H}_2\text{CrO}_4 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	<b>H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	Ácido dicrómico

## OXISALES

Son compuestos que resultan de eliminar todos o parte de los átomos de hidrógeno de un ácido oxácido, uniendo el anión que resulta a un catión metálico o grupo electropositivo.

## OXISALES NEUTRAS

Son aquellas que resultan de la **sustitución completa de todos los átomos de hidrógeno** de los ácidos oxácidos.

Para nombrar estos compuestos por la nomenclatura tradicional se utiliza el nombre del oxácido del que se haya partido, cambiando su terminación :

la terminación **-oso se sustituye por -ito** ;

y la terminación **-ico por -ato** (se respetan los prefijos hipo- y per-) seguido de la preposición “de” y del nombre del metal y su valencia en caso de poseer más de una.

Ejemplos:

Fe PO<sub>4</sub> Fosfato de hierro (III) Cu<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> Carbonato de cobre (I)

SnSO<sub>4</sub> Sulfato de estaño (II) Ni (ClO<sub>2</sub>)<sub>3</sub> Clorito de níquel (III)

### OXISALES ÁCIDAS

Son aquellos compuestos que resultan de la sustitución parcial de los átomos de hidrógeno de los oxácidos. Nomenclatura tradicional : se antepone la palabra “ Hidrógeno o dihidrógeno para indicar el número de hidrógenos que todavía le quedan al compuesto sin sustituir.

NaHCO<sub>3</sub> Hidrogenocarbonato de sodio/bicarbonato de sodio

Ca (HSO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> Hidrogenosulfato de calcio

Fe (HSO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> Hidrogenosulfito de hierro (III)

Mg (H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> Dihidrogenofosfato de magnesio

### NOMENCLATURA DE LOS IONES MONOATÓMICOS Y POLIATÓMICOS

#### IONES MONOATÓMICOS

Son iones formados por un solo átomo. El catión se nombra como el átomo del que procede .El anión se nombra como el no metal pero acabado en -uro (excepto el ión óxido).

IONES MONOATÓMICOS	
CATIONES	ANIONES
H <sup>+</sup> ión hidrógeno/ catión hidrógeno	H <sup>-</sup> ión hidruro
Na <sup>+</sup> ión sodio/ catión sodio	F <sup>-</sup> ión fluoruro
Ca <sup>2+</sup> ión calcio/ catión calcio	Cl <sup>-</sup> ión cloruro
Al <sup>3+</sup> ión aluminio/ catión aluminio	I <sup>-</sup> ión yoduro
Fe <sup>2+</sup> ión hierro(II)/ catión hierro(II)	S <sup>2-</sup> ión sulfuro
Cu <sup>1+</sup> ión cobre(I)/ catión cobre(II)	O <sup>2-</sup> ión óxido



**IONES POLIATÓMICOS**

El ion amonio es poliatómico por estar formado por un átomo de nitrógeno y cuatro de hidrógeno, y además ser portador de una carga positiva.

La mayoría de los que vamos a ver son iones poliatómicos con carga negativa que proceden de los oxoácidos. Se van a nombrar como ellos, pero cambiando la terminación oso por –ito y –ico por –ato. Van a tener tanta carga negativa como el número de hidrógenos que han perdido.

Ejemplo:

$\text{H}_2\text{SO}_4$  ácido sulfúrico

Si pierde los dos H tenemos :

$\text{SO}_4^{2-}$  : sulfato

$\text{HSO}_4^{1-}$  : hidrógeno sulfato

Los más comunes son :

<b>IONES POLIATÓMICOS</b>		
<b>Con carga -1</b>	<b>Con carga -2</b>	<b>Con carga -3</b>
$\text{ClO}^-$ hipoclorito	$\text{SO}_4^{2-}$ sulfato	$\text{PO}_3^{3-}$ fosfito
$\text{ClO}_2^-$ clorito	$\text{CO}_3^{2-}$ carbonato	$\text{PO}_4^{3-}$ fosfato
$\text{ClO}_3^-$ clorato	$\text{SO}_3^{2-}$ sulfito	
$\text{ClO}_4^-$ perclorato	$\text{CrO}_4^{2-}$ cromato	<b>Con carga +1</b>
$\text{NO}_2^-$ nitrito	$\text{CrO}_7^{2-}$ dicromato	$\text{NH}_4^{1+}$ amonio
$\text{NO}_3^-$ nitrato		
$\text{HSO}_4^-$ hidrógeno sulfato		
$\text{HCO}_3^-$ hidrógeno carbonato		