

FORMULACIÓN Y  
NOMENCLATURA  
QUÍMICA INORGÁNICA

---

Los compuestos son el resultado de la combinación, en unas determinadas proporciones, de elementos que guardan entre sí una cierta "afinidad". Estas limitaciones vienen prefijadas por la **capacidad de combinación o valencia** de los elementos que, a su vez, es función de la estructura electrónica de los átomos implicados.

Se denomina **número de oxidación** (o estado de oxidación) de un átomo en un compuesto químico a un número teórico que nos informa sobre la carga que presentaría dicho átomo si los pares electrónicos se asignaran a los átomos más electronegativos; de ahí que un mismo elemento pueda presentar distintos estados de oxidación dependiendo del compuesto del que forme parte.

## DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

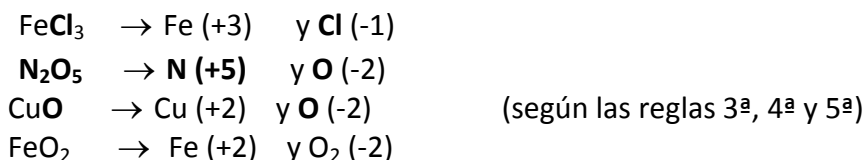
### Reglas básicas para obtener el número de oxidación

1. El número de oxidación de cualquier elemento libre es cero.
2. El número de oxidación del hidrógeno es +1 (excepto en los hidruros metálicos que es -1).
3. El número de oxidación del oxígeno es -2 (excepto en los peróxidos  $O_2^{-2}$  que es -1).
4. El número de oxidación de los metales es siempre positivo.
5. El número de oxidación de un ion monoatómico es igual a la carga iónica.
6. En las sales binarias, el metal tiene número de oxidación positivo y el no metal negativo.
7. En los oxoácidos, el oxígeno actúa con número de oxidación -2, el no metal con número de oxidación positivo y el hidrógeno con +1; en las oxosales es igual, pero sustituyendo el hidrógeno por un metal.
8. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de una molécula es cero.
9. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de un ion poliatómico es igual a la carga iónica.

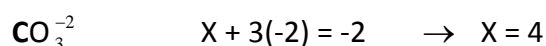
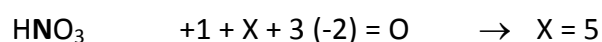
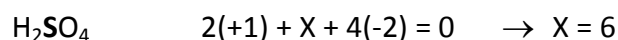
Con estas reglas se puede obtener fácilmente el número de oxidación de cualquier elemento en un compuesto. Este conocimiento puede ayudar al alumno a nombrar algunos iones o compuestos complicados, tal como veremos a continuación.

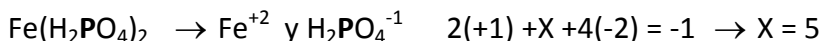
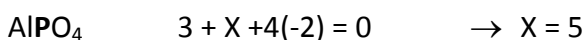
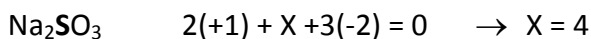
- Compuestos binarios. Es trivial calcular el número de oxidación en este tipo de compuestos pues los números de oxidación se intercambian de manera que el de un elemento aparece como subíndice del otro.

Ejemplos:



- Compuestos ternarios y cuaternarios. Algunos compuestos son difíciles de nombrar si no conseguimos recordar el nombre del anión. En este caso puede aplicarse el procedimiento siguiente:





## SUSTANCIAS SIMPLES

Son aquellas que están constituidas por átomos de un solo elemento. En ellas las moléculas están formadas por átomos idénticos. En general, muchos elementos que son gases suelen encontrarse en forma diatómica ( $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ , etc.).

Otro fenómeno curioso es que ciertos elementos (azufre, fósforo, etc.) se presentan, a veces, en agrupaciones de distinto número de átomos, estas agrupaciones se denominan **formas alotrópicas**.

Veamos algunos ejemplos:

$\text{H}_2$	Hidrógeno	$\text{N}_2$	Nitrógeno
$\text{F}_2$	Flúor	$\text{O}_2$	Oxígeno
$\text{Cl}_2$	Cloro	$\text{O}_3$	Ozono
$\text{Br}_2$	Bromo	$\text{S}_8$	Azufre
$\text{I}_2$	Yodo	$\text{P}_4$	Fósforo blanco

## COMPUESTOS BINARIOS.

### A. COMBINACIONES BINARIAS DEL OXÍGENO:

El oxígeno se combina con todos los elementos químicos, excepto con los gases nobles.

**En todos estos compuestos el oxígeno actúa con valencia  $-2$ , y se situará a la derecha del compuesto.**



## NOMENCLATURA.

**Nomenclatura sistemática:** se escribe la palabra óxido, precedida de los prefijos griegos mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, hepta-, etc., según el número de átomos de oxígeno que existan e indicando de la misma forma, a continuación, la proporción del segundo elemento.

Ejemplo:  $\text{N}_2\text{O}_5$  Pentaóxido de dinitrógeno

**Nomenclatura de Stock:** se escribe la palabra óxido, seguida de la del otro elemento y la valencia de este a continuación entre paréntesis y en números romanos.

Ejemplo:  $\text{N}_2\text{O}_5$  Óxido de nitrógeno (V)

**Nomenclatura tradicional:** se escribe la palabra óxido y a continuación el nombre del otro elemento con sufijo o sufijo y prefijo (dependiendo de los estados de oxidación que tenga) que nos indica la valencia (o n.o.) con la que actúa. Estas terminaciones son:

- Si el elemento tiene una única valencia, se utiliza el nombre del metal.
- Si el elemento tiene dos valencias terminación **–oso** que indica la más pequeña, y terminación **–ico** para la mayor.
- Si el elemento tiene tres valencias, cuando actúa con la más pequeña al nombre del elemento se le pone el prefijo **Hipo-** y el sufijo **–oso**, con la central el sufijo **–oso** y con la mayor el sufijo **–ico**.
- Si el elemento tiene cuatro valencias, cuando actúe con las tres primeras sería como en el caso anterior, cuando actúe con la mayor se utiliza el prefijo **Per** (sólo para la valencia 7) - y el sufijo **–ico**.

Ejemplo:  $\text{Cl}_2\text{O}$  óxido hipocloroso                       $\text{Na}_2\text{O}$     óxido de sodio  
 $\text{Cl}_2\text{O}_3$  óxido cloroso                                       $\text{BaO}$     óxido de bario  
 $\text{Cl}_2\text{O}_5$  óxido clórico  
 $\text{Cl}_2\text{O}_7$  óxido perclórico

## B. PERÓXIDOS.-

El oxígeno puede actuar con valencia  $-1$  formando los **peróxidos**, siendo el grupo característico de estos el  $\text{O}_2^{2-}$  (no se puede simplificar).

Para nombrar estos compuestos, se antepone el prefijo **Per-** al nombre del óxido.

Ejemplos:  $\text{Li}_2\text{O}_2$  Peróxido de litio o Dióxido de dilitio  
 $\text{Na}_2\text{O}_2$  Peróxido de sodio o dióxido de disodio  
 $\text{BaO}_2$  Peróxido de bario o dióxido de bario.

## C. COMBINACIONES BINARIAS DEL HIDRÓGENO.-

**Hidruros metálicos:** Son las combinaciones del hidrógeno con un metal, **el hidrógeno actuará con valencia  $-1$  y se situará a la derecha del compuesto**. Se nombran escribiendo la palabra **hidruro**, seguida del nombre del metal y de su valencia en números romanos y entre paréntesis.

Ejemplo:  $\text{LiH}$     Hidruro de Litio  
 $\text{CrH}_3$     Hidruro de cromo (III)

**Haluros de hidrógeno:** Son las combinaciones binarias entre el hidrógeno y F, Cl, Br, I, S, Se y Te. En estos compuestos el hidrógeno actúa con valencia  $+1$  y se sitúa a la izquierda del compuesto, los no metales actúan con su valencia negativa.

Se nombran añadiendo el sufijo **–uro** al nombre del no metal y después **de hidrógeno**.

Ejemplo:  $\text{HCl}$     Cloruro de hidrógeno                       $\text{H}_2\text{S}$     Sulfuro de hidrógeno  
 $\text{HI}$     Yoduro de hidrógeno                                       $\text{H}_2\text{Te}$     Teluro de hidrógeno

Cuando están en disolución acuosa se nombrarían poniendo la palabra **Ácido** seguida del nombre del elemento no metálico terminado en **–hídrico**.

Ejemplo:  $\text{HCl}_{(aq)}$  Ácido clorhídrico                       $\text{H}_2\text{S}$                       Ácido sulfhídrico

**Hidruros volátiles:** Son combinaciones del hidrógeno con N, P, As, Sb, C, Si y B. Se pueden nombrar poniendo la palabra **Hidruro** seguida del nombre del semimetal correspondiente. Se utilizan prefijos numerales que nos indican el número de átomos de uno y otro elemento. Todos

estos compuestos tienen nombres especiales admitidos por la IUPAC. El hidrógeno siempre se coloca a la derecha.

Ejemplo:	NH <sub>3</sub>	Amoniaco	Trihiduro de nitrógeno			
	PH <sub>3</sub>	Fosfina	AsH <sub>3</sub>	Arsina	SbH <sub>3</sub>	Estibina
	CH <sub>4</sub>	Metano	SiH <sub>4</sub>	Silano	BH <sub>3</sub>	Borano

#### D. SALES BINARIAS.-

Se dan entre un no metal y un metal. En el primer caso siempre el metal estará situado a la izquierda y el no metal a la derecha actuando éste siempre con su valencia negativa.

Se nombran añadiéndole la terminación **-uro** al elemento que está a la derecha seguido del nombre del elemento situado a la izquierda y su valencia entre paréntesis y en números romanos. Se pueden nombrar por las tres nomenclaturas.

Ejemplos: CaF<sub>2</sub> Fluoruro de calcio o difluoruro de calcio  
MnS Sulfuro de manganeso (II)

### COMPUESTOS TERNARIOS.

#### A. ÁCIDOS OXOÁCIDOS.

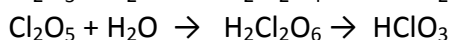
Los ácidos oxoácidos son compuestos formados por oxígeno, hidrógeno y no metales, cuya fórmula general es H<sub>x</sub>X<sub>y</sub>O<sub>z</sub>, donde X representa, en general, un no metal. X puede ser también un metal como cromo, manganeso, etc.

La valencia del elemento X la podemos calcular con la siguiente fórmula:

$$\text{Valencia de X} = \frac{2z - x}{y}$$

#### FORMA DE OBTENER LAS FÓRMULAS:

Al óxido correspondiente se le suma una molécula de agua. Por ejemplo:

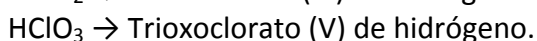
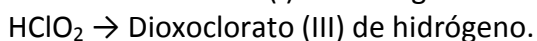


#### NOMENCLATURA:

##### 1. NOMENCLATURA SISTEMÁTICA:

Se pone un prefijo numeral que indique los átomos de oxígeno (que hay en la fórmula) delante de la palabra **oxo**, a continuación el nombre del elemento central terminado en **-ato**, la valencia del elemento central entre paréntesis y en números romanos y terminamos con **de hidrógeno**.

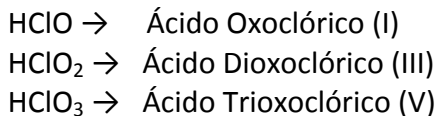
Ejemplo:



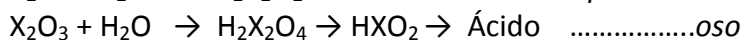
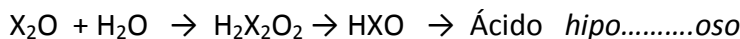
## 2. NOMENCLATURA SISTEMÁTICA FUNCIONAL.

Se escribe la palabra **ácido**, a continuación se especifican el número de oxígenos con los prefijos griegos conocidos y el del elemento central terminado en **-ico**, indicando la valencia del átomo central entre paréntesis.

Ejemplo:

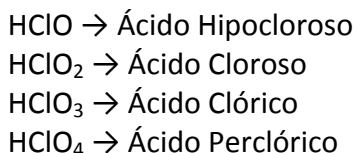


## 3. NOMENCLATURA TRADICIONAL (Es admitida por la IUPAC).



Como puedes comprobar se simplifica, este caso es aplicable al cloro, bromo y yodo que tienen cuatro valencias I, III, V y VII.

Ejemplo:



Cuando tienen tres valencias como en el caso del nitrógeno, azufre, selenio y telurio se usan los tres primero:

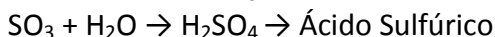
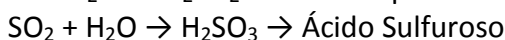
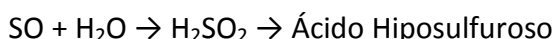
Ácido ***hipo***..... ***oso*** (Para la valencia más pequeña)

Ácido ..... ***oso*** (Para la valencia intermedia)

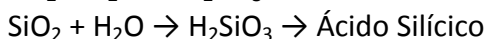
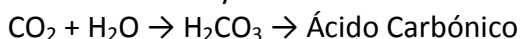
Ácido ..... ***ico*** (Para la valencia mayor)

Ejemplo:

Para el azufre:



Para el carbono y el silicio:



Para el nitrógeno, sólo estudiaremos el **ácido nitroso** cuando actúa con valencia **+III** y el **ácido nítrico**, cuando actúa con valencia **+V**.

El cromo, molibdeno y wolframio, pueden formar ácidos con su valencia +VI.

El manganeso, tecnecio (Tc) y renio (Re), pueden formar ácidos poco estables, (pero sus sales correspondientes son importantes) con su valencia IV, VI y VII. Si se nombran con la nomenclatura tradicional se utiliza:

Ácido ..... ***oso***

Ácido ..... ***ico***

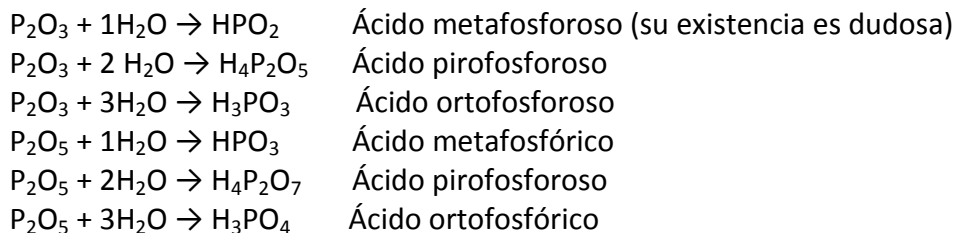
Ácido ***per*** ..... ***ico***

**PREFIJOS IMPORTANTES:**

a) **Meta-, Piro y Orto-**: ambos hacen referencia al contenido de agua del ácido oxoácido:

- El prefijo **meta-** expresa que se ha añadido una sola molécula de agua al óxido correspondiente.
- El prefijo **piro-** expresa que se han añadido dos moléculas de agua al óxido correspondiente.
- El prefijo **orto-** expresa que se han añadido tres moléculas de agua al óxido correspondiente.

Ejemplo:



Los ácidos orto, en estos compuestos, se consideran como los correspondientes ácidos normales: cuando hablamos del ácido fosfórico, nos estamos refiriendo al ácido ortofosfórico, aunque no se indique explícitamente.

b) Los prefijos **di-, tri-, tetra,...**, etc., hacen referencia al grado de polimerización de los ácidos respectivos.

Ejemplo: **Ácido disulfúrico**; expresa lo siguiente:  $2H_2SO_4 - 1H_2O \rightarrow H_2S_2O_7$

El prefijo **di-** indica que el ácido se forma quitando una molécula de agua a dos moléculas de ácido.

En el caso del **ácido trifosfórico**:  $3H_3PO_4 - 2H_2O \rightarrow H_5P_3O_{10}$

Como regla general se quita una molécula de agua menos que el número que indica el grado de polimerización del ácido.

Del manganeso existen tres ácidos, el manganoso (valencia del manganeso IV), el mangánico (valencia del manganeso VI) y el permangánico (valencia del manganeso VII).

Del boro existe el metabórico y el ortobórico, en ambos el boro actúa con valencia III.

Del cromo existe el ácido crómico en la que actúa con valencia VI. Es importante el ácido dicrómico:  $2H_2CrO_4 - H_2O \rightarrow H_2Cr_2O_7$

**B) HIDRÓXIDOS.**

Los hidróxidos se caracterizan por tener el grupo **OH<sup>-</sup>**, llamado **hidróxido**, de valencia -1, unido al metal (*procede de una molécula de agua que ha perdido un hidrógeno, por lo que tiene un electrón más, el correspondiente al hidrógeno perdido: por esto tiene carga negativa*).

Según la IUPAC, se nombran con la palabra genérica **hidróxido** seguida del nombre del metal correspondiente; si el metal tiene más de una valencia se especifica entre paréntesis y en números romanos.

Se formula, primero, el símbolo del metal y, a continuación, el grupo OH. Como el grupo OH presenta valencia 1, el metal no lleva subíndice. La valencia del metal se escribe como subíndice del grupo (OH).

Ejemplos:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  Hidróxido de hierro (II)  
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$  Hidróxido de hierro (III)

## IONES: CATIONES Y ANIONES

### Cationes

Cuando un átomo pierde electrones (los electrones de sus orbitales más externos, también llamados electrones de valencia) adquiere, como es lógico, una carga positiva neta.

Para nombrar estas “especies químicas” basta anteponer la palabra catión o ion al nombre del elemento. En los casos en que el átomo puede adoptar distintos estados de oxidación se indica entre paréntesis. Algunos ejemplos son:

$\text{Cu}^+$	<b>Ión cobre (I)</b>	$\text{Cu}^{+2}$	<b>Ión cobre (II)</b>
$\text{Fe}^{+2}$	<b>Ión hierro (II)</b>	$\text{Fe}^{+3}$	<b>Ión hierro (III)</b>
$\text{Sn}^{+2}$	<b>Ión estaño (II)</b>	$\text{Pb}^{+4}$	<b>Ión plomo (IV)</b>

También hay cationes poliatómicos. Para formularlos, se escriben los símbolos y, en la parte superior derecha, se indica una carga positiva que resulta de la diferencia entre los números de oxidación de los elementos constituyentes multiplicados por sus subíndices respectivos. Se nombran teniendo en cuenta la nomenclatura sistemática.

$\text{NO}_2^+$	<b>Catión dioxonitrógeno (V)</b>
$\text{VO}^{2+}$	<b>Ion monoxovanadio (IV)</b>
$\text{SO}_2^{2+}$	<b>Catión dioxoazufre (VI)</b>
$\text{VO}^{3+}$	<b>Ion monoxovanadio (V)</b>

Como los metales siempre intervienen con un número de oxidación positivo, la palabra Ion no deja duda de que se trata de un catión. En cambio, cuando interviene un no metal es mejor dejar claro que se trata de un catión.

Hay bastantes compuestos –como, por ejemplo, el amoníaco– que disponen de electrones libres, no compartidos. Estos compuestos se unen al catión hidrógeno, para dar una especie cargada positivamente. Para nombrar estas especies cargadas debe añadirse la terminación **–onio** tal como se ve en los siguientes ejemplos:

$\text{NH}_4^+$	<b>Ión amonio</b>
$\text{PH}_4^+$	<b>Ión fosfonio</b>
$\text{AsH}_4^+$	<b>Ión arsonio</b>
$\text{H}_3\text{O}^+$	<b>Ión oxonio</b>

### Aniones

Se llaman aniones a las “especies químicas” cargadas negativamente. Los aniones más simples son los monoatómicos, que proceden de la ganancia de uno o más electrones por un elemento electronegativo.



Para nombrar los iones monoatómicos se utiliza la terminación **–uro**, como en los siguientes ejemplos:

$\text{H}^-$	<b>Ión hidruro</b>	$\text{S}^{-2}$	<b>Ión sulfuro</b>
$\text{F}^-$	<b>Ión fluoruro</b>	$\text{Se}^{-2}$	<b>Ión seleniuro</b>
$\text{Cl}^-$	<b>Ión cloruro</b>	$\text{N}^{-3}$	<b>Ión nitruro</b>
$\text{Br}^-$	<b>Ión bromuro</b>	$\text{P}^{-3}$	<b>Ión fosfuro</b>
$\text{I}^-$	<b>Ión yoduro</b>	$\text{As}^{-3}$	<b>Ión arseniuro</b>

Los **aniones poliatómicos** se pueden considerar como provenientes de otras moléculas por pérdida de uno o más iones hidrógeno. El ion de este tipo más usual y sencillo es el **ion hidroxilo ( $\text{OH}^-$ )** que procede de la pérdida de un ion hidrógeno del agua.

Sin embargo, la gran mayoría de los aniones poliatómicos proceden –o se puede considerar que proceden– de un ácido que ha perdido o cedido sus hidrógenos. Para nombrar estos aniones se utilizan

los sufijos **–ito** y **–ato** según que el ácido de procedencia termine en **–oso** o en **–ico**, respectivamente.

$\text{HClO}$	<b>Ácido hipocloroso</b>	$\text{ClO}^-$	<b>Ión hipoclorito</b>
$\text{H}_2\text{SO}_3$	<b>Ácido sulfuroso</b>	$\text{SO}_3^{-2}$	<b>Ión sulfito</b>
$\text{HClO}_3$	<b>Ácido clórico</b>	$\text{ClO}_3^-$	<b>Ión clorato</b>
$\text{HClO}_4$	<b>Ácido perclórico</b>	$\text{ClO}_4^-$	<b>Ión perclorato</b>
$\text{H}_2\text{SO}_4$	<b>Ácido sulfúrico</b>	$\text{SO}_4^{-2}$	<b>Ión sulfato</b>

A menudo, para “construir” el nombre del anión, no se reemplazan simplemente las terminaciones **oso-ico** por **ito-ato**, sino que la raíz del nombre se contrae. Por ejemplo, (no se dice iones *sulfurito* y *sulfurato*) sino iones **sulfito** y **sulfato**.

## SALES

### SALES NEUTRAS

Las sales se puede considerar que derivan de los ácidos **al sustituir sus hidrógenos por metales:**



Podemos considerar como sales los compuestos que son el resultado de la unión de una especie catiónica cualquiera con una especie aniónica distinta de  $\text{H}^-$ ,  $\text{OH}^-$  y  $\text{O}^{2-}$ .

**Para formular:**

1. **Identifica el ácido** del cual proviene la sal procediendo de la siguiente manera:

- Sustituye la terminación del no metal según el siguiente código:

Sal    Ácido

**ato** → **ico**

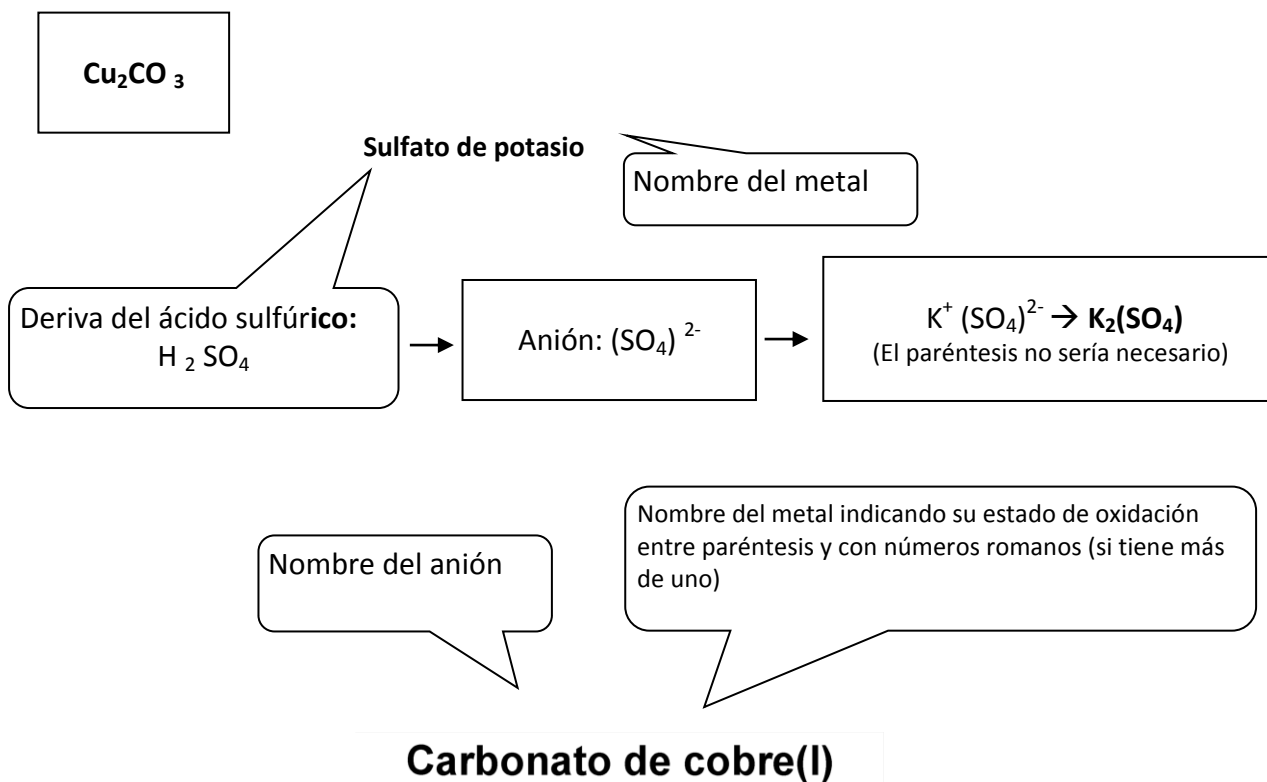
**ito** → **oso**

- Escribe el ácido correspondiente.

2. **Quítale los hidrógenos al ácido.** Lo que queda es un ión (anión). Enciérralo entre paréntesis. Su carga es negativa e igual al número de hidrógenos que has quitado al ácido. Considera la carga como el número de oxidación del conjunto.

3. **Escribe el metal a la izquierda y el anión a la derecha e intercambia sus números de oxidación** como si fuera una combinación binaria

Para nombrar:



Para nombrar los aniones:

1. Busca el ácido del cual deriva.
2. Cambia la terminación según:

Ácido	Anión
<b>oso</b>	→ <b>ito</b>
<b>ico</b>	→ <b>ato</b>



Ejemplos:	
Ácido carbónico $\text{H}_2\text{CO}_3$	Anión carbonato → $(\text{CO}_3)^{2-}$
Ácido nítrico $\text{HNO}_3$	Anión nitrato → $(\text{NO}_3)^-$
Ácido sulfúrico $\text{H}_2\text{SO}_4$	Anión sulfato → $(\text{SO}_4)^{2-}$
Ácido nitroso $\text{HNO}_2$	Anión nitrito → $(\text{NO}_2)^-$

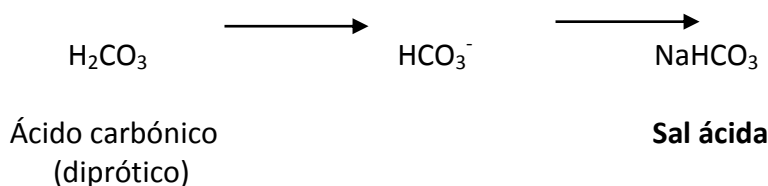
Algunas sales ya las hemos visto cuando tratamos de las combinaciones binarias **no metal-metal**. Por ejemplo, compuestos como el KCl (cloruro de potasio) y Na<sub>2</sub>S (sulfuro de sodio) son sales.

Para nombrar las sales basta tomar el nombre del anión y añadirle detrás el nombre del catión, tal como puede verse en los siguientes ejemplos:

Sal	Oxoanión de procedencia	Nombre
NaClO	ClO <sup>-</sup>	Hipoclorito de sodio
NaClO <sub>3</sub>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Clorato de sodio
NaClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Perclorato de sodio
K <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	SO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	Sulfito de potasio
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	Sulfato de potasio

### SALES ÁCIDAS

Las **sales ácidas** se obtienen cuando se produce **una sustitución parcial de los hidrógenos** (en aquellos ácidos que tienen más de uno, llamados ácidos polipróticos) **por metales**:



Para nombrar:

En la nomenclatura mixta o sistemática funcional se nombran como las sales neutras (oxisales), pero indicando con **un prefijo numeral** y la palabra **hidrógeno** el número de átomos de hidrógeno que la molécula conserva.

NaHCO<sub>3</sub> : **Hidrógeno** carbonato de sodio

KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> : **Dihidrógeno** fosfato de potasio

Para formular:

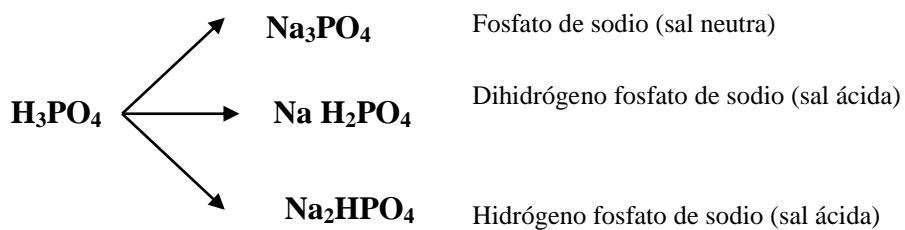
Igual que en las oxisales pero en vez de sustituir todos los hidrógenos **se dejan sin sustituir algunos** (los que indique el nombre). Una vez obtenido el ión correspondiente, combinar con el metal como si fuera una combinación binaria ión - metal

**Hidrógeno sulfato de calcio**



**Dihidrógeno fosfato de sodio**





Los ácidos con más de un hidrógeno, no los ceden todos con igual facilidad, y así es como se originan iones que todavía contienen átomos de H.

Los iones como  $HSO_4^-$ ,  $H_2PO_4^-$ , etc. se nombran añadiendo el prefijo **hidrógeno**, **dihidrógeno**, etc., delante del nombre del anión. Sus sales correspondientes se llaman sales ácidas, y se nombran también utilizando los mismos prefijos.