

# CAPÍTULO 6

## Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos

*Paula Carasi*

En el desarrollo de los cinco capítulos previos, hemos estudiado los fundamentos de la química. Exploramos la estructura de los átomos, luego hemos visto cómo la Tabla Periódica permite organizar a los elementos de manera sistemática revelando las conexiones entre sus propiedades y estructuras atómicas. Además, vimos cómo los átomos, estos "ladrillos fundamentales" de la materia, se unen para formar moléculas y compuestos químicos con distintas propiedades y características. Estos capítulos son las bases esenciales para abordar la temática de este.

La formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos no son solo una convención de nombres, sino una extensión lógica de lo que hemos aprendido previamente. Nos permiten traducir el "lenguaje" de la química, basado en estructuras atómicas y enlaces, en un conjunto de reglas y nombres que hacen que la química sea más accesible y comprensible. Además, la formulación química es un lenguaje universal que trasciende las barreras de idioma, permitiendo a los científicos de todo el mundo comunicarse de manera efectiva y precisa.

En esta parte del libro estudiaremos cómo se nombran y se representan los compuestos inorgánicos. A medida que avancemos, observaremos cómo la nomenclatura y formulación no solo nos proporcionan una manera de etiquetar los compuestos, sino que también nos revelan información valiosa sobre su composición y estructura.

### **Breve historia de la nomenclatura química: desde el antiguo Egipto hasta la actualidad**

La nomenclatura química, el sistema de nombrar y clasificar compuestos químicos, ha evolucionado a lo largo de miles de años.

Los primeros vestigios de nomenclatura química se remontan al antiguo Egipto, donde los alquimistas egipcios comenzaron a explorar las propiedades de los compuestos químicos. Sin embargo, sus métodos eran más místicos que científicos, y se centraban en la búsqueda de la piedra filosofal y la transmutación de metales en oro. En esta época se utilizaba el oro y la plata

para decorar templos y palacios de la clase alta, al oro se lo llama "NUB" en referencia al lugar donde era explotado.

Durante la Edad de Oro Islámica (siglos VIII al XIII), los científicos árabes como Jabir ibn Hayyan realizaron importantes avances en alquimia y química. Jabir introdujo el concepto de "especies químicas" y comenzó a utilizar símbolos para representar elementos y compuestos. Aunque su trabajo estaba impregnado de simbolismo y misticismo, sentó las bases para desarrollos posteriores en nomenclatura química.

La alquimia se extendió a Europa durante la Edad Media, donde los alquimistas como Paracelso continuaron explorando compuestos químicos. A pesar de la persistencia de conceptos mágicos, los alquimistas europeos comenzaron a desarrollar un lenguaje químico más estructurado y a utilizar términos como "azufre" y "mercurio" para describir elementos y compuestos.

El siglo XVIII marcó un punto de inflexión en la nomenclatura química. Guyton Morveau, Lavoisier, Berthollet y Fourcroy, cuatro eminentes químicos del siglo XVIII, desempeñaron un papel esencial en la creación de la nomenclatura química moderna. Su colaboración culminó el 18 de abril de 1787, cuando presentaron una memoria histórica ante la Academia de Ciencias de París, que marcó un hito en la evolución de la química y la nomenclatura.

En ese evento, Antoine Lavoisier, conocido como el "padre de la química moderna", tomó la palabra para destacar la necesidad urgente de reformar y perfeccionar la nomenclatura química de la época. La propuesta de estos visionarios científicos fue clara: era imperativo contar con un lenguaje químico coherente y unificado que permitiera nombrar los compuestos de manera precisa y comprensible para los químicos de todo el mundo.

Esta propuesta tenía como objetivo superar el caos y la incoherencia de la nomenclatura química previa, que estaba plagada de nombres vagos y subjetivos. En lugar de depender de nombres tradicionales que carecían de significado químico, se buscaba un sistema basado en las propiedades y composición de los compuestos, proporcionando un lenguaje propio para nombrar los compuestos inorgánicos. La memoria presentada por Guyton Morveau, Lavoisier, Berthollet y Fourcroy, estableció los cimientos de una nomenclatura química más racional y lógica. Su visión allanó el camino para una nomenclatura química internacional que permitiría a los científicos de todo el mundo comunicarse de manera efectiva.

Esta iniciativa dio lugar a la creación de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) en el siglo XX, que estableció las reglas y estándares globales para la nomenclatura química. Hoy, la nomenclatura química es una parte esencial de la química moderna, permitiendo a los científicos y a todas aquellas personas que utilicen compuestos químicos comunicarse de manera efectiva.

## Fórmulas de las sustancias químicas

Una **fórmula química** es una representación simbólica escrita de la composición química, es decir, la proporción de átomos de cada elemento en una sustancia. Cada compuesto químico

tendrá una composición definida y constante. Esta fórmula contiene los símbolos de los elementos que forman la sustancia y unos subíndices que indican la relación numérica entre los elementos. Existen dos tipos principales de fórmulas químicas: fórmulas empíricas y fórmulas moleculares, y se utilizan para diferentes propósitos.

- **Fórmulas Empíricas:** Se utilizan para representar sustancias constituidas por redes cristalinas (es decir, que no se presentan como moléculas individuales) y representan la proporción más simple de átomos en un compuesto químico. Estas fórmulas no proporcionan información detallada sobre la estructura real de las sustancias. En cambio, muestran la relación más simple de átomos en un compuesto. Veremos dos ejemplos:  
Cloruro de Sodio (Sal común): La fórmula empírica es  $NaCl$ , lo que indica que la relación más simple de átomos en esta sustancia es de un átomo de sodio por cada átomo de cloro. Óxido de Magnesio: La fórmula empírica es  $MgO$ , lo que significa que esta sustancia se compone de un átomo de magnesio por cada átomo de oxígeno.
- **Fórmulas Moleculares:** brindan información detallada sobre la estructura real de las moléculas en un compuesto. Estas fórmulas indican el número y tipo de átomos que componen una molécula individual. Veremos dos ejemplos:  
Ácido Sulfúrico: su fórmula molecular es  $H_2SO_4$ . Esto nos indica que, en una molécula encontramos dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno. Esta fórmula revela la estructura real de esta sustancia.  
Dióxido de Carbono: su fórmula molecular es  $CO_2$ , indicando que una molécula contiene un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno.

## Número de oxidación de los elementos

El *número de oxidación* (o estado de oxidación) de un elemento en un compuesto es una asignación teórica, a modo de reparto, de los electrones que forman los enlaces entre los distintos átomos, de acuerdo con sus electronegatividades. La **electronegatividad** de un elemento depende, a su vez, de su estructura electrónica y está estrechamente relacionada con su ubicación en la tabla periódica. Para conocer el número de oxidación de un átomo en una molécula, debemos plantear su estructura de Lewis y asignar los electrones que forman el enlace al elemento más electronegativo. El estado de oxidación del elemento será negativo si posee más electrones asignados que los que tenía originalmente (**electrones de valencia**) y será positivo si en la asignación “perdió” electrones por ser el elemento menos electronegativo del enlace.

Afortunadamente, se puede llegar a los mismos resultados utilizando las reglas de generales de asignación de estado de oxidación que se enumeran a continuación:

1. El número de oxidación de todos los elementos libres es cero. Esto es válido para todos los elementos que no se encuentran combinados con un elemento distinto. Podemos citar los siguientes ejemplos: *Na metálico*, *Xe*,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $H_2$

2. El número de oxidación del *O* en sus compuestos es  $-2$ , excepto en los peróxidos, donde es  $-1$ .
3. El número de oxidación del *H* en sus compuestos es  $+1$ , excepto en los hidruros metálicos, donde es  $-1$  debido a que los metales son más electropositivos que el hidrógeno.
4. Los metales cuando están combinados siempre tienen estado de oxidación positivo. En el caso de los metales de los grupos I A, II A y III A, el número de oxidación coincide con el número de grupo.
5. El número de oxidación negativo con el que pueden actuar los elementos no metálicos se puede calcular restándole 8 al número de grupo al cual pertenecen. Por ejemplo, los halógenos (grupo VII A de la tabla periódica) cuando están combinados con un elemento menos electronegativo que ellos, presentan estado de oxidación  $-1$ . En estas mismas condiciones, el azufre presenta estado de oxidación  $-2$  (grupo VI A).
6. Todos los halógenos, excepto el flúor, pueden presentar estados de oxidación positivos  $+1$ ,  $+3$ ,  $+5$  o  $+7$  al estar combinados con oxígeno o algún elemento más electronegativo que ellos.
7. El número de oxidación de un ion monoatómico coincide con su carga. Podemos citar los siguientes ejemplos:  $Na^{+1}$  cuyo estado de oxidación es  $+1$ ,  $Cu^{+2}$  estado de oxidación es  $+2$ ,  $Cl^{-1}$  estado de oxidación es  $-1$  y  $S^{-2}$  estado de oxidación es  $-2$ .
8. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser cero.
9. En los iones poliatómicos la suma de los números de oxidación debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ion.

Veremos a continuación algunos ejemplos en los que aplicaremos las reglas.:

- **$H_2SO_4$**  En el caso de esta molécula covalente, aplicaremos las reglas 2, 3, 6 y 8.

$$2 \times (N^\circ \text{ de oxid } H) + (N^\circ \text{ de oxid } S) + 4 \times (N^\circ \text{ de oxid } O) = 0$$

La suma algebraica de los estados de oxidación es cero. El número de oxidación del *O* es  $-2$  mientras que el número de oxidación del *H* es  $+1$ , con esta información podemos calcular el estado de oxidación del *S*:

$$2 \times (+1) + (N^\circ \text{ de oxid } S) + 4 \times (-2) = 0$$

$$N^\circ \text{ de oxid } S = 0 - 2 + 8 = +6$$

Por lo tanto,  $N^\circ \text{ de oxid } H = +1$ ;  $N^\circ \text{ de oxid } S = +6$ ;  $N^\circ \text{ de oxid } O = -2$

- **$CaCO_3$**  En el caso de este compuesto iónico, aplicaremos las reglas 2, 4, 5 y 8.

$$(N^\circ \text{ de oxid } Ca) + (N^\circ \text{ de oxid } C) + 3 \times (N^\circ \text{ de oxid } O) = 0$$

La suma algebraica de los estados de oxidación es cero. El número de oxidación del *O* es  $-2$ , el número de oxidación del *Ca* es  $+2$  por ser un elemento del grupo II A. Con esta información podemos calcular el estado de oxidación del *C*:

$$(+2) + (N^\circ \text{ de oxid } C) + 3 \times (-2) = 0$$

$$N^\circ \text{ de oxid } C = 0 - 2 + 6 = +4$$

Por lo tanto,  $N^\circ$  de oxid Ca = +2;  $N^\circ$  de oxid C = +4;  $N^\circ$  de oxid O = -2

- $\text{SO}_3^{2-}$  En el caso de este ion poliatómico aplicaremos las reglas 2, 6 y 9.

$$(N^\circ \text{ de oxid S}) + 3 \times (N^\circ \text{ de oxid O}) = -2$$

La suma algebraica de los estados de oxidación de los elementos en este ion es -2 y el número de oxidación del O es -2, con esta información podemos calcular el estado de oxidación del S:

$$(N^\circ \text{ de oxid S}) + 3 \times (-2) = -2$$

$$N^\circ \text{ de oxid S} = -2 + 6 = +4$$

Por lo tanto,  $N^\circ$  de oxid S = +4;  $N^\circ$  de oxid O = -2

- $\text{AlCl}_3$  En el caso de este compuesto iónico aplicaremos las reglas 4, 5 y 8

$$(N^\circ \text{ de oxid Al}) + 3 \times (N^\circ \text{ de oxid Cl}) = 0$$

La suma algebraica de los estados de oxidación de los elementos es cero. El Al es un metal del grupo III A por lo que su estado de oxidación es +3 y el halógeno Cl pertenece al grupo VII A y actuará con su estado de oxidación negativo -1.

$$N^\circ \text{ de oxid Al} = +3; N^\circ \text{ de oxid Cl} = -1$$

En la siguiente tabla se recopilan los estados de oxidación más frecuentes de los elementos que usaremos en este libro.

**Tabla 6.1**

Números de oxidación más frecuentes.

Número de oxidación de elementos representativos							
GRUPO	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
	H ±1						
	Li +1	Be +2	B +3	C +2/±4	N +1/+2/±3/+4/+5	O -1/-2	F -1
	Na +1	Mg +2	Al +3	Si ±4	P ±3/+5	S ±2/+4/+6	Cl ±1/+3/+5/+7
	K +1	Ca +2	Ga +3	Ge ±4	As ±3/+5	Se -2/+4/+6	Br ±1/+3/+5/+7
	Rb +1	Sr +2	In +3	Sn +2/+4	Sb ±3/+5	Te -2/+4/+6	I ±1/+3/+5/+7
Número de oxidación de algunos metales de transición							
	Cd +2	Au +1/+3	Fe +2/+3	Co +2/+3	Ni +2/+3/+4	Cu +1/+2	Cr +2/+3/+6
	Ag +1	Zn +2	Pb +2/+4		Mn +2/+3/+4/+6/+7		

## Formulación y nomenclatura

Las reglas de formulación y nomenclatura que utilizaremos son las establecidas por IUPAC y algunos otros sistemas de nomenclatura relevantes por su frecuencia de uso. En general, en las fórmulas de los compuestos químicos la parte más positiva de la molécula se escribe primero, pero se nombra al final. Utilizaremos una metodología sistemática que surge de los estados de oxidación de los elementos y que permitirá nombrar el compuesto o llegar a su fórmula.

## Compuestos binarios

Comenzaremos por los compuestos binarios que son sustancias químicas que están formadas por la combinación de dos elementos químicos diferentes. Dentro de este grupo estudiaremos compuestos binarios con oxígeno (óxidos y peróxidos), compuestos binarios con hidrógeno (hidruros metálicos y no metálicos) y sales binarias. La formulación de los compuestos binarios es bastante sencilla ya que la suma de los números de oxidación debe ser igual a cero. Veremos ejemplos para cada tipo de compuesto a continuación.

### Óxidos

Los óxidos son compuestos en los que el estado de oxidación del oxígeno es -2. El otro elemento puede ser un metal o un no metal y tendrá un estado de oxidación positivo. Se indican a continuación las opciones posibles de óxidos según el estado de oxidación del elemento positivo (Tabla 6.2). En forma genérica usaremos el símbolo  $X$  para el elemento que acompaña al oxígeno. Se escribe a la izquierda el símbolo del metal o no metal y a la derecha el oxígeno. Se intercambian los números de oxidación, sin signo, como subíndices y se simplifica si es posible.

**Tabla 6.2**

*Formulación de óxidos*

Nº oxidación del metal o no metal ( $X$ )	Nº oxidación del oxígeno ( $O$ )	Fórmula del óxido
(+1)	(-2)	$X_2O$
(+2)	(-2)	$X_2O_2 \rightarrow XO$
(+3)	(-2)	$X_2O_3$
(+4)	(-2)	$X_2O_4 \rightarrow XO_2$
(+5)	(-2)	$X_2O_5$
(+6)	(-2)	$X_2O_6 \rightarrow XO_3$
(+7)	(-2)	$X_2O_7$

Empezaremos ahora a nombrar estos compuestos. Todas las nomenclaturas comienzan por poner el nombre de la parte negativa de la molécula y luego la parte positiva de la molécula. En el caso de los óxidos, la parte negativa es el oxígeno y se denominará “óxido” y la parte positiva será el otro elemento. Se utilizan más frecuentemente tres nomenclaturas para los óxidos:

- *Nomenclatura de Stock*: para utilizarla, debemos conocer el número o estado de oxidación del elemento que acompaña al oxígeno. Genéricamente la nomenclatura será: ÓXIDO DE nombre del metal o no metal (estado de oxidación en números romanos)  
En el caso de elementos que tienen un único estado de oxidación, por ejemplo, los metales alcalinos (grupo I A: estado de oxidación +1) y los alcalinotérreos (grupo II A: estado de oxidación +2), no hace falta indicarlo.
- *Nomenclatura de composición*: esta nomenclatura sólo consiste en indicar el número de átomos de cada uno de los elementos que estén incluidos en la fórmula del compuesto químico. En la siguiente tabla se indican los prefijos que se utilizan según el número de átomos de cada uno de los elementos que forman el óxido (Tabla 6.2). Si el elemento con estado de oxidación positivo tiene subíndice 1, el prefijo “mono” no se usa (ver el ejemplo del  $FeO$  en la Tabla 6.3).

**Tabla 6.3**

*Prefijos y su significado numérico*

Cantidad de átomos de un elemento	Prefijo
1	Mono
2	Di
3	Tri
4	Tetra
5	Penta
6	Hexa
7	Hepta

- *Nomenclatura clásica o funcional*: esta nomenclatura no es recomendada pero aún es muy utilizada por lo que la veremos en este capítulo. Para utilizarla, debemos conocer no sólo el número o estado de oxidación del elemento que acompaña al oxígeno, sino también los otros números de oxidación que puede presentar el elemento ya que debemos usar la terminación “*ico*” para el estado de oxidación más frecuente (habitualmente el más alto que presenta el elemento) u “*oso*” para el estado de oxidación más bajo. Genéricamente la nomenclatura será:  
ÓXIDO DE nombre del metal o no metal (*ico* u *oso*)

Veremos varios ejemplos de óxidos nombrados utilizando las tres nomenclaturas (tabla 6.4).

**Tabla 6.4**

*Ejemplos de nomenclatura de óxidos*

Fórmula	N° de oxidación	Stock	Nomenclatura de composición	Clásica/funcional
$FeO$	$Fe (+2)$ $O (-2)$	Óxido de hierro (II)	Monóxido de <del>Fe</del> <del>Fe</del> hierro	Óxido ferroso
$Fe_2O_3$	$Fe (+3)$ $O (-2)$	Óxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro	Óxido férrico
$Br_2O_5$	$Br (+5)$ $O (-2)$	Óxido de bromo (V)	Pentóxido de dibromo	Óxido brómico
$Na_2O$	$Na (+1)$ $O (-2)$	Óxido de sodio <del>(I)</del>	Monóxido de disodio	Óxido sódico
$PbO$	$Pb (+2)$ $O (-2)$	Óxido de plomo (II)	Monóxido de <del>Pb</del> <del>Pb</del> plomo	Óxido plumboso
$PbO_2$	$Pb (+4)$ $O (-2)$	Óxido de plomo (IV)	Dióxido de plomo	Óxido plúmbico

### Peróxidos

En estos compuestos binarios, el estado de oxidación del oxígeno es -1 y se presenta como la especie *peróxido*  $O_2^{-2}$ . El otro elemento puede ser un metal o un no metal y tendrá estado de oxidación positivo. Se escribe a la izquierda el símbolo del metal o no metal y a la derecha el grupo peróxido. Se nombrarán usando la nomenclatura de Stock, veremos algunos ejemplos (Tabla 6.5).

**Tabla 6.5**

*Ejemplos de nomenclatura de peróxidos*

Fórmula	N° de oxidación	Nomenclatura de Stock
$Na_2O_2$	$Na (+1)$ $O (-1)$	Peróxido de sodio
$CaO_2$	$Ca (+2)$ $O (-1)$	Peróxido de calcio
$H_2O_2$	$H (+1)$ $O (-1)$	Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)

### Hidruros metálicos

Estos compuestos binarios contienen  $H$  con estado de oxidación -1 combinado con un metal con estado de oxidación positivo. Recuerden, que en el caso de los metales, el número de oxidación coincide con la carga del catión metálico. Se indican a continuación posibles fórmulas de hidruros metálicos según el estado de oxidación del elemento positivo (Tabla 6.6). En forma genérica usaremos el símbolo  $M$  para el metal. Se escribe a la izquierda el



símbolo del metal y a la derecha el hidrógeno. Se intercambian los números de oxidación, sin signo, como subíndices.

**Tabla 6.6**
*Formulación de hidruros metálicos*

N° de oxidación del metal ( <i>M</i> )	N° de oxidación del <i>H</i>	Fórmula del hidruro
(+1)	(-1)	<i>MH</i>
(+2)	(-1)	<i>MH<sub>2</sub></i>
(+3)	(-1)	<i>MH<sub>3</sub></i>
(+4)	(-1)	<i>MH<sub>4</sub></i>

Nombraremos estos compuestos usando las nomenclaturas que vimos previamente, pero reemplazaremos la palabra “óxido” por “hidruro”. Veremos más adelante que la terminación *uro* se utiliza siempre que la parte negativa de la molécula no contenga oxígeno. En la tabla 6.7 veremos algunos ejemplos:

**Tabla 6.7**
*Ejemplos de nomenclatura de hidruros metálicos*

Fórmula	N° de oxidación	Stock	Nomenclatura de composición	Clásica/funcional (en desuso)
<i>FeH<sub>2</sub></i>	<i>Fe</i> (+2) <i>H</i> (-1)	Hidruro de hierro (II)	Dihidruro de <del>Fe</del> - <del>Fe</del> hierro	Hidruro ferroso
<i>FeH<sub>3</sub></i>	<i>Fe</i> (+2) <i>H</i> (-1)	Hidruro de hierro (III)	Trihidruro de <del>Fe</del> - <del>Fe</del> hierro	Hidruro férrico
<i>NaH</i>	<i>Na</i> (+1) <i>H</i> (-1)	Hidruro de sodio (+)	Hidruro de sodio	Hidruro sódico

### Hidruros covalentes o no metálicos

Se trata de compuestos binarios contienen *H* combinado con un no metal de los grupos VI A (excepto el oxígeno) y VII A. Por este motivo, el estado de oxidación del *H* es +1 y el del no metal (utilizaremos el símbolo general *N*) es negativo pudiendo calcularse restándole 8 al número de grupo al cual pertenece. La terminación *-uro* se utiliza para nombrar la parte no metálica, negativa, de la molécula. En la formulación, se escribe a la izquierda el símbolo del hidrógeno y a la derecha el no metal. Se intercambian los números de oxidación, sin signo, como subíndices. Se indican a continuación las fórmulas y nombres de estas moléculas (Tabla 6.8).

**Tabla 6.8***Ejemplos de nomenclatura de hidruros no metálicos o covalentes*

Fórmula	Nº de oxidación	Nomenclatura
$HF$	$F(-1)$ $H(+1)$	Fluoruro de hidrógeno
$HCl$	$Cl(-1)$ $H(+1)$	Cloruro de hidrógeno
$HBr$	$Br(-1)$ $H(+1)$	Bromuro de hidrógeno
$HI$	$I(-1)$ $H(+1)$	Ioduro de hidrógeno
$H_2S$	$S(-2)$ $H(+1)$	Sulfuro de hidrógeno

Es habitual encontrar otro tipo de nomenclatura asociada a estos compuestos que tiene en cuenta la propiedad que tienen estas moléculas al disolverse en agua. Se denominan de forma genérica "Ácido (no metal) hídrico" a las soluciones acuosas de los hidruros covalentes. A modo de ejemplo, el cloruro de hidrógeno en solución acuosa se denomina ácido clorhídrico y el sulfuro de hidrógeno en solución acuosa se nombra ácido sulfhídrico.

El hidrógeno se combina también con otros no metales como el boro (grupo III A), carbono y silicio (grupo IV A) y nitrógeno, fósforo, arsénico y estroncio (grupo V). Para estos compuestos suelen utilizarse sus nombres triviales. Sólo encontramos relevante en el contexto de este libro al amoníaco cuya fórmula es  $NH_3$ .

### Sales binarias

Estos compuestos iónicos son combinaciones binarias de un metal y un no metal. En su formulación se escribe a la izquierda el símbolo del metal y a la derecha el símbolo del no metal, intercambiando los números de oxidación, sin signo, como subíndices. Si es posible, se debe simplificar. Utilizaremos el símbolo genérico  $M$  para los metales y  $X$  para los no metales para los ejemplos de formulación que veremos en la tabla 6.9.

**Tabla 6.9***Formulación de sales binarias*

Nº oxidación del metal ( $M$ )	Nº oxidación del no metal ( $X$ )	Fórmula de la sal
(+1)	(-1)	$MX$
(+1)	(-2)	$M_2X$
(+2)	(-1)	$MX_2$
(+2)	(-2)	$MX$
(+3)	(-1)	$MX_3$
(+3)	(-2)	$M_2X_3$
(+4)	(-1)	$MX_4$
(+4)	(-2)	$MX_2$

Para nombrar estas sales, utilizaremos las herramientas que hemos adquirido hasta el momento. El no metal se nombra primero y lleva la terminación *-uro*. La parte metálica la nombramos como hemos hecho en los óxidos e hidruros metálicos. Veremos algunos ejemplos en la tabla 6.10.

**Tabla 6.10**

Nomenclatura de sales binarias

Fórmula	N° de oxidación	Stock	Nomenclatura de composición	Clásica/funcional (en desuso)
$FeCl_2$	$Fe (+2)$ $Cl (-1)$	Cloruro de hierro (II)	Dicloruro de <del>no</del> hierro	Cloruro ferroso
$FeBr_3$	$Fe (+3)$ $Br (-1)$	Bromuro de hierro (III)	Tribromuro de <del>no</del> hierro	Bromuro férrico
$Al_2S_3$	$Al (+3)$ $S (-2)$	Sulfuro de aluminio (III)	Trisulfuro de dialuminio	Sulfuro aluminico
$Na_2S$	$Na (+1)$ $S (-2)$	Sulfuro de sodio (II)	Sulfuro de disodio	Sulfuro sódico

## Compuestos ternarios y cuaternarios

Los compuestos ternarios son sustancias químicas que están formadas por la combinación de tres elementos químicos diferentes. Dentro de este grupo estudiaremos a los hidróxidos, los oxoácidos y sales ternarias.

### Hidróxidos

Los hidróxidos son compuestos formados por un metal y el anión  $OH^{-1}$ . La fórmula general de estos compuestos es  $M(OH)_m$ , donde  $m$  indica el estado de oxidación del metal. en los que el estado de oxidación del oxígeno es  $-2$ . Indicamos a continuación ejemplos de hidróxidos con su fórmula y nomenclatura (tabla 6.11).

**Tabla 6.11**

Ejemplos de nomenclatura de hidróxidos

Fórmula	N° de oxidación	Stock	Nomenclatura de composición	Clásica/funcional
$Fe(OH)_2$	$Fe (+2)$	Hidróxido de hierro (II)	Dihidróxido de hierro	Hidróxido ferroso
$Fe(OH)_3$	$Fe (+3)$	Hidróxido de hierro (III)	Trihidróxido de hierro	Hidróxido férrico
$Al(OH)_3$	$Al (+3)$	Hidróxido de aluminio (III)	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido aluminico
$Pb(OH)_4$	$Pb (+4)$	Hidróxido de plomo (IV)	Tretahidróxido de plomo	Hidróxido plúmbico

Estos compuestos iónicos se disocian en solución acuosa en un catión metálico y el anión  $OH^{-1}$ . Otro compuesto que tiene esta misma propiedad es el amoníaco  $NH_3$  en agua. En solución acuosa se disocia en el catión amonio  $NH_4^{+1}$  y el anión  $OH^{-1}$  por lo que se lo denomina hidróxido de amonio. El catión amonio tiene un comportamiento similar a otros cationes monovalentes y dada su relevancia agronómica, será utilizado en la formulación de diversos compuestos.

### Oxoácidos

Estos compuestos químicos están formados por un no metal, oxígeno e hidrógeno. La fórmula general de estos compuestos es  $H_yX_zO_x$ . El estado de oxidación del oxígeno es -2, el del hidrógeno es +1 y el no metal que simbolizamos con la letra X tiene número de oxidación positivo.

La fórmula de los oxoácidos puede construirse siguiendo los siguientes pasos: conociendo el estado de oxidación del no metal X, se deben agregar la cantidad de átomos de oxígeno necesarios para superar la carga del no metal y alcanzar una carga negativa que permita luego adicionar átomos de hidrógeno hasta que la suma algebraica de los estados de oxidación sea cero.

Veamos algunos ejemplos:

- Construiremos la fórmula del oxoácido que contiene  $S + 4$

Si agregamos un átomo de oxígeno, no logramos superar la carga positiva:

$$(N^{\circ} \text{ de oxid } S + 4) + 1 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = +2$$

Si agregamos dos átomos de oxígeno, no logramos superar la carga positiva:

$$(N^{\circ} \text{ de oxid } S + 4) + 2 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = 0$$

Si agregamos tres átomos de oxígeno, superamos la carga positiva y obtenemos un anión con carga -2:  $(N^{\circ} \text{ de oxid } S + 4) + 3 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = -2$

Finalmente agregamos dos átomos de H, para obtener un compuesto de carga cero:

$$2 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } H + 1) + (N^{\circ} \text{ de oxid } S + 4) + 3 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = 0$$

**La fórmula del compuesto es  $H_2SO_3$**

- Construiremos ahora la fórmula del oxoácido que contiene  $Cl + 3$

Si agregamos un átomo de oxígeno, no logramos superar la carga positiva:

$$(N^{\circ} \text{ de oxid } Cl + 3) + 1 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = +1$$

Si agregamos dos átomos de oxígeno, superamos la carga positiva y obtenemos un anión con carga -1:  $(N^{\circ} \text{ de oxid } Cl + 3) + 2 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = -1$

Finalmente agregamos un átomo de H, para obtener un compuesto de carga cero:

$$(N^{\circ} \text{ de oxid } H + 1) + (N^{\circ} \text{ de oxid } Cl + 3) + 1 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = 0$$

**La fórmula del compuesto es  $HClO_2$**

Nombraremos estos compuestos con la nomenclatura sistemática y la nomenclatura clásica o funcional ya que son las más utilizadas y aún aceptadas por IUPAC:

- En la nomenclatura sistemática, el nombre comienza con la palabra *ácido*, luego se indica el número de átomos de oxígeno utilizando los prefijos griegos (tabla 6.3) y la palabra

oxo, y se agrega el nombre del no metal con la terminación *ico* y el estado de oxidación entre paréntesis en números romanos.

- La nomenclatura funcional comienza con la palabra *ácido* y se coloca el nombre del no metal indicando su estado de oxidación mediante las terminaciones *oso* e *ico* y prefijos según corresponda (detalles en la tabla 6.12)

**Tabla 6.12**

*Prefijos y terminaciones para la nombrar oxoácidos por la nomenclatura funcional*

Grupo	IV A	V A	VI A	VII A	Prefijo/terminación
N° de oxidación				(+7)	per(no metal)ico
	(+4)	(+5)	(+6)	(+5)	(no metal) ico
	(+2)	(+3)	(+4)	(+3)	(no metal)oso
		(+1)	(+2)	(+1)	hipo(no metal)oso

A continuación, veremos ejemplos en los que compararemos los dos sistemas de nomenclatura para oxoácidos de no metales con distintos números de oxidación (tabla 6.13).

**Tabla 6.13**

*Ejemplos de nomenclatura de oxoácidos*

Fórmula	N° de oxidación del no metal	Nomenclatura	
		Clásica/funcional	Sistemática
$HClO$	$Cl (+1)$	Ácido hipocloroso	Ácido monoxoclórico (I)
$HClO_2$	$Cl (+3)$	Ácido cloroso	Ácido dioxoclórico (III)
$HClO_3$	$Cl (+5)$	Ácido clórico	Ácido trioxoclórico (V)
$HClO_4$	$Cl (+7)$	Ácido perclórico	Ácido tetraoxoclórico (VII)
$H_2SO_3$	$S (+4)$	Ácido sulfuroso	Ácido trioxosulfúrico (IV)
$H_2SO_4$	$S (+6)$	Ácido sulfúrico	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)

Vale la pena destacar a un grupo de oxoácidos que no pueden construirse como vimos previamente. Se trata de los oxoácidos que contienen fósforo (P), arsénico (As), silicio (Si) o boro (B) en cualquiera de sus estados de oxidación. Estos oxoácidos que forman tienden a absorber agua. Para construir el oxoácido de  $P + 5$  deberíamos proceder de la siguiente forma:

Agregamos tres átomos de oxígeno, superamos la carga positiva y obtenemos un anión con carga -1:  $(N^\circ \text{ de oxid } P + 5) + 3 \times (N^\circ \text{ de oxid } O - 2) = -1$

Finalmente agregamos un átomo de H, para obtener un compuesto de carga cero:

$$(N^\circ \text{ de oxid } H + 1) + (N^\circ \text{ de oxid } P + 5) + 3 \times (N^\circ \text{ de oxid } O - 2) = 0$$

**La fórmula del compuesto es  $HPO_3$**

Si bien esta especie existe, el oxoácido más relevante del  $P +5$  tiene la fórmula  $H_3PO_4$ . Dado que se trata de compuestos diferentes, con un mismo número de oxidación del no metal, pero distinta cantidad de átomos de  $H$  y  $O$ , tenemos que ser capaces de diferenciarlos con la nomenclatura. No resulta difícil hacerlo con la nomenclatura sistemática porque sólo debemos indicar el número de átomos de oxígeno presentes. Sin embargo, la nomenclatura clásica requiere el uso de prefijos para su diferenciación: se antepone al nombre del compuesto el prefijo “meta” para identificar al oxoácido construido como vimos al inicio de esta sección, y el prefijo “orto” para nombrar a la molécula que contiene una molécula de agua adicional (2 átomos de  $H$  y 1 átomo de  $O$ ). Veamos los ejemplos (tabla 6.14).

**Tabla 6.14**

*Nomenclatura de oxoácidos de fósforo y arsénico*

Fórmula	N° de oxidación	Clásica/funcional	Sistemática
$HPO_2$	$P (+3)$	Ácido metafosforoso	Ácido dioxofosfórico (III)
$H_3PO_3$	$P (+3)$	Ácido ortofosforoso	Ácido trioxofosfórico (III)
$HPO_3$	$P (+5)$	Ácido metafosfórico	Ácido trioxofosfórico (V)
$H_3PO_4$	$P (+5)$	Ácido ortofosfórico	Ácido tetraoxofosfórico (V)
$HAsO_2$	$As (+3)$	Ácido metaarsenoso	Ácido dioxoarsénico (III)
$H_3AsO_3$	$As (+3)$	Ácido ortoarsenoso	Ácido trioxoarsénico (III)
$HAsO_3$	$As (+5)$	Ácido metaarsénico	Ácido trioxoarsénico (V)
$H_3AsO_4$	$As (+5)$	Ácido ortoarsénico	Ácido tetraoxoarsénico (V)

*Nota. Muchas veces, el prefijo “orto” no se utiliza cuando se nombra a los compuestos que tienen un agua adicional. Un ejemplo es el ácido fosfórico.*

### Oxosales y sales cuaternarias

Estos compuestos ternarios están formados por un catión y un anión proveniente de un oxoácido. Los oxoácidos en solución acuosa se disocian generando protones ( $H^{+1}$ ), lo que permite que se generen aniones (se los llama oxoaniones) que usaremos para formular y nombrar sales. La nomenclatura sistemática cambia la terminación de los aniones para poder nombrarlos,

se reemplaza “ico” por “ato”. En el caso de la nomenclatura funcional, la terminación “oso” es reemplazada por “ito” y la terminación “ico” por “ato” (tabla 6.15):

**Tabla 6.15**

*Prefijos y terminaciones para la nombrar moléculas por la nomenclatura funcional*

Grupo	IV A	V A	VI A	VII A	Prefijo/terminación oxoácidos	Prefijo/terminación oxoaniones
N° de oxidación				(+7)	Per (no metal) ico	Per (no metal) ato
	(+4)	(+5)	(+6)	(+5)	(no metal) ico	(no metal) ato
	(+2)	(+3)	(+4)	(+3)	(no metal) oso	(no metal) ito
		(+1)	(+2)	(+1)	Hipo(no metal) oso	Hipo(no metal) ito

Por otro lado, los oxoácidos que tienen más de un átomo de hidrógeno en su molécula pueden perder todos sus  $H^{+1}$  o sólo algunos y generar aniones hidrogenados. Estos aniones se diferencian de aquellos que no contienen  $H$ , indicando el número de átomos adelante del nombre del oxoanión si es mayor a 1. Veremos ejemplos en la tabla 6.16.

**Tabla 6.16**

*Nomenclatura de oxoaniones y aniones hidrogenados*

Nomenclatura de oxoaniones				
Fórmula del oxoanión	$H^{+1}$ liberados	N° de oxidación	Clásica/funcional	Sistemática
$ClO^{-1}$	$H^{+1}$	$Cl (+1)$	Hipoclorito	monoxoclorato (I)
$ClO_2^{-1}$	$H^{+1}$	$Cl (+3)$	Clorito	dioxoclorato (III)
$ClO_3^{-1}$	$H^{+1}$	$Cl (+5)$	Clorato	trioxoclorato (V)
$ClO_4^{-1}$	$H^{+1}$	$Cl (+7)$	Perclorato	tetraoxoclorato (VII)
$CO_3^{-2}$	$2 H^{+1}$	$C (+4)$	Carbonato	Trioxocarbonato (IV)
$SO_3^{-2}$	$2 H^{+1}$	$S (+4)$	Sulfito	trioxosulfato (IV)
$SO_4^{-2}$	$2 H^{+1}$	$S (+6)$	Sulfato	tetraoxosulfato (VI)
$PO_4^{-3}$	$3 H^{+1}$	$P (+5)$	Fosfato	Tetraoxofosfato (V)
Nomenclatura de oxoaniones hidrogenados				
$HCO_3^{-1}$	$H^{+1}$	$C (+4)$	Hidrógeno carbonato	Hidrógeno trioxocarbonato (IV)
$HSO_3^{-1}$	$H^{+1}$	$S (+4)$	Hidrógeno sulfito	Hidrógeno trioxosulfato (IV)
$HSO_4^{-1}$	$H^{+1}$	$S (+6)$	Hidrógeno sulfato	Hidrógeno tetraoxosulfato (VI)
$HPO_4^{-2}$	$2 H^{+1}$	$P (+5)$	Hidrógeno fosfato	Hidrógeno tetraoxofosfato (V)
$H_2PO_4^{-1}$	$H^{+1}$	$P (+5)$	Dihidrógeno fosfato	Dihidrógeno tetraoxofosfato (V)

Las sales se construyen con aniones que pueden provenir de los distintos ácidos que vimos en este capítulo y los cationes provienen de los hidróxidos. En su formulación se escribe a la izquierda el catión y a la derecha el anión, intercambiando las cargas de cada uno, sin signo, como subíndices. Si es posible, se debe simplificar. El nombre de las sales siempre tendrá la siguiente estructura: **(Nombre del anión) de (nombre del catión)**

Veremos a continuación algunos ejemplos (tabla 6.17).

**Tabla 6.17**

*Formulación y nomenclatura de sales*

Nomenclatura de sales ternarias				
Cationes	Aniones	Fórmula	Funcional	Sistemática
$Fe^{+2}$	$ClO_4^{-1}$	$Fe(ClO_3)_2$	Clorato ferroso	Trioxoclorato (V) de hierro (II)
$Ca^{+2}$	$CO_3^{-2}$	$CaCO_3$	Carbonato de calcio	Trioxocarbonato (IV) de calcio
$K^{+1}$	$SO_3^{-2}$	$K_2SO_3$	Sulfito de potasio	Trioxosulfato (IV) de potasio
$Al^{+3}$	$SO_4^{-2}$	$Al_2(SO_4)_3$	Sulfato de aluminio	Tetraoxosulfato (V) de aluminio
$NH_4^{+1}$	$PO_4^{-3}$	$(NH_4)_3PO_4$	Fosfato de amonio	Tetraoxofosfato (V) de amonio
$Pb^{+4}$	$SO_3^{-2}$	$Pb(SO_3)_2$	Sulfito plúmbico	Tetraoxosulfato(IV) de plomo (IV)
Nomenclatura de sales cuaternarias				
Cationes	Aniones	Fórmula	Funcional	Sistemática
$Al^{+3}$	$HSO_4^{-1}$	$Al(HSO_4)_3$	Hidrógeno sulfato de aluminio	Hidrógeno tetraoxosulfato (VI) de aluminio
$NH_4^{+1}$	$HPO_4^{-2}$	$(NH_4)_2HPO_4$	Hidrógeno fosfato de amonio	Hidrógeno tetraoxofosfato (V) de amonio
$Fe^{+3}$	$H_2PO_4^{-1}$	$Fe(H_2PO_4)_3$	Dihidrógeno fosfato férrico	Dihidrógeno tetraoxofosfato (V) de hierro (III)

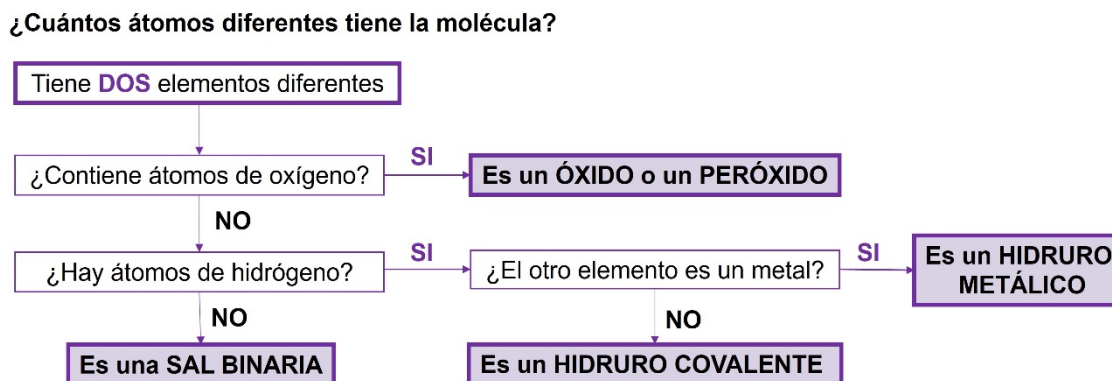
## Empezando a resolver ejercicios...

En este capítulo vimos una clasificación de los compuestos inorgánicos y cómo podemos nombrarlos. Seguramente te estés preguntando por dónde deberías empezar para intentar ponerle nombre a un compuesto. *Lo primero que tenemos que hacer es identificar de qué tipo de compuesto se trata.* Te proponemos empezar por evaluar cuántos elementos diferentes tiene la molécula que quieres nombrar. Si sólo tiene dos elementos diferentes, podés seguir las preguntas propuestas en la figura 6.1 para llegar al tipo de compuesto químico.



**Figura 6.1.**

¿De qué tipo de compuesto se trata?



Intentemos hacer el paso a paso con algunas moléculas:

**Queremos nombrar esta sustancia química:  $\text{CuCl}_2$ .**

Utilizando la guía de la figura 6.1 vemos que esta sustancia que tiene dos elementos químicos diferentes no tiene oxígeno ni tiene hidrógeno por lo que es una sal binaria. Las sales binarias son compuestos iónicos formados por un metal y un no metal.

El paso siguiente es utilizar las reglas de asignación de estado de oxidación para establecer el número de oxidación de cada elemento en la molécula. Según la regla n° 8, la suma algebraica del estado de oxidación de los átomos que componen la molécula debe ser igual a cero.

$$(N^\circ \text{ de oxid del Cu}) + 2 \times (N^\circ \text{ de oxid del Cl}) = 0$$

Según la regla n° 5, el Cl tiene un estado de oxidación negativo por estar combinado con un metal. Dado que se trata de un elemento del grupo VII, su número de oxidación negativo es -1.

$$(N^\circ \text{ de oxid del Cu}) + 2 \times (N^\circ \text{ de oxid del Cl} - 1) = 0$$

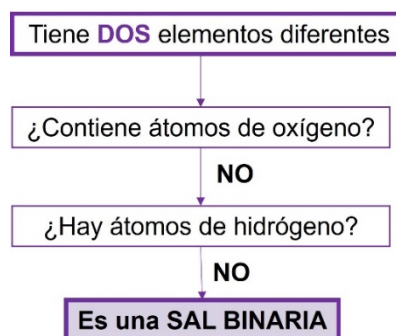
Si resolvemos esta cuenta encontraremos el estado de oxidación del Cu.

$$(N^\circ \text{ de oxid Cu}) = +2 \text{ y } (N^\circ \text{ de oxid Cl}) = -1$$

Procedemos ahora a nombrar el compuesto químico. Primero se nombra la parte negativa, en este caso el cloro, y luego la parte positiva. Los elementos que tienen estado de oxidación negativo utilizan la terminación *-uro* (excepto el oxígeno), por lo que la parte negativa de la molécula se denomina *cloruro*. La parte positiva de la molécula es el metal cobre +2. Podemos ver en la tabla 6.1 que el cobre tiene dos estados de oxidación posibles, y en esta molécula el cobre está utilizando el número de oxidación más alto.

Por todo lo dicho, podemos llamar a esta sustancia de la siguiente forma:

**cloruro de cobre (II) o dicloruro de cobre o cloruro cúprico.**



**Queremos nombrar la sustancia química:  $H_2S$**

Utilizando la guía de la figura 6.1 vemos que esta sustancia es un hidruro covalente o no metálico.

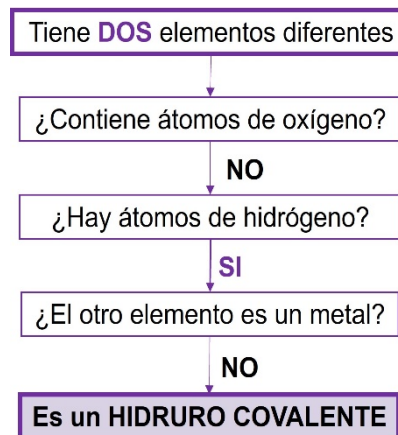
El paso siguiente es utilizar las reglas de asignación de estado de oxidación para establecer el número de oxidación de cada elemento en la molécula. Según la regla n° 8, la suma algebraica del estado de oxidación de los átomos que componen la molécula debe ser igual a cero. ( $N^\circ \text{ de oxid del H}$ ) + ( $N^\circ \text{ de oxid del S}$ ) = 0

Según las reglas n° 5 y n°3, el S tiene estado de oxidación negativo por estar combinado con un elemento menos electronegativo. Dado que se trata de un elemento del grupo VI, su número de oxidación negativo es -2. El H tiene estado de oxidación +1.

$$(N^\circ \text{ de oxid H}) = +1 \text{ y } (N^\circ \text{ de oxid S}) = -2$$

Procedemos ahora a nombrar el compuesto químico. Primero se nombra la parte negativa, en este caso el azufre, y luego la parte positiva. Los elementos que tienen estado de oxidación negativo utilizan la terminación *-uro* (excepto el oxígeno), por lo que la parte negativa de la molécula se denomina *sulfuro*. La parte positiva de la molécula está representada por el hidrógeno. Por todo lo dicho, esta molécula se llama: **sulfuro de hidrógeno**.

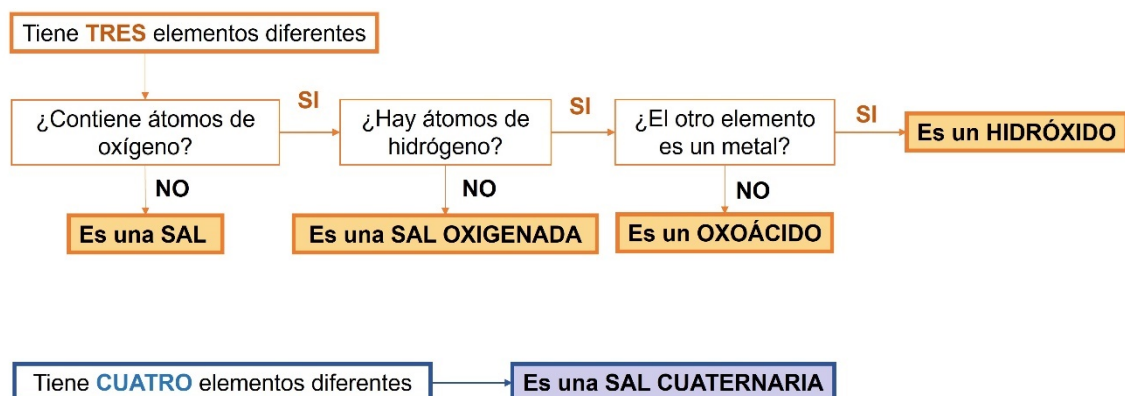
Si tuvieses que nombrar un compuesto que contiene tres o cuatro elementos diferentes, te recomendamos que mires la figura 6.2 e identifiques de qué tipo de molécula se trata siguiendo las preguntas que te proponemos.



**Figura 6.2.**

*¿De qué tipo de compuesto se trata?*

**¿Cuántos elementos diferentes tiene la molécula?**



**Queremos nombrar la sustancia química:  $Ca_3(PO_4)_2$ .**

Utilizando la guía de la figura 6.2 vemos que esta sustancia es una sal oxigenada.

El paso siguiente es utilizar las reglas de asignación de estado de oxidación para establecer el número de oxidación de cada elemento en la molécula.

Según la regla n° 8, la suma algebraica del estado de oxidación de los átomos que componen la molécula debe ser igual a cero.

$$3 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del Ca}) + 2 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del P}) + 8 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del O}) = 0$$

Según las reglas n° 2, n° 4 y n° 6, el O tiene estado de oxidación negativo -2 y el calcio es un metal del grupo II A, por lo que su estado de oxidación es +2. Calcularemos el estado de oxidación del P:

$$3 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del Ca} + 2) + 2 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del P}) + 8 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del O} - 2) = 0$$

$$2 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del P}) = 0 - 6 + 16$$

$$(\text{N}^\circ \text{ de oxid del P}) = +10/2 = +5$$

Procedemos ahora a nombrar el compuesto químico. Primero se nombra la parte negativa, el anión que contiene P y O, y luego la parte positiva. En este oxoanión, el P tiene el máximo estado de oxidación por lo que se denominará *fosfato*. La parte positiva de la molécula está representada por el catión calcio +2. Por todo lo dicho, esta sal se llama: **fosfato de calcio fosfato de calcio o tetraoxofosfato (V) de calcio**.

*La clave para nombrar un compuesto del cual conocemos la fórmula o llegar a la fórmula si conocemos su nombre, es identificar de qué tipo de compuesto químico se trata.*

Tiene **TRES** elementos diferentes

¿Contiene átomos de oxígeno?

SI

¿Hay átomos de hidrógeno?

NO

Es una **SAL OXIGENADA**

## Referencias

Connelly, N.G. y Damhus, T. (2005). *RED BOOK Nomenclature of Inorganic Chemistry, IUPAC Recommendations*. RSC Publishing. <https://iupac.org/what-we-do/books/redbook/>

Martínez J., Donati E. (1999). *Principios básicos de Química*. Edición del Autor, Argentina.

# Bibliografía

Atkins P., Jones L. (2006) *Principios de Química. Los caminos del descubrimiento*. Tercera edición, Buenos Aires, Panamericana.

Brown T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Burdge, J. R (2004). *Química, la ciencia central*. Novena edición, México. Pearson Educación.