

1. ELECTRONEGATIVIDAD

Es la medida del poder de un átomo de atraer los electrones de enlace cuando se combina con un átomo de otro elemento. En general, cuanto más a la derecha y arriba en la tabla periódica, mayor es la electronegatividad. Así, en la molécula de HCl, el Cl atrae con más fuerza los electrones compartidos que el H, por lo que el Cl es más electronegativo que el H.

2. NÚMEROS DE OXIDACIÓN (o Estados de oxidación)

El número de oxidación (n.o.) se define como la carga eléctrica (real en los iónicos, formal en los covalentes) que se asigna a un átomo en un compuesto. Generalmente es un número entero, y puede ser positivo o negativo.

En los compuestos iónicos, el n.o. de los átomos coincide con las cargas reales de los iones. En los covalentes, el n.o. es la carga que tendría cada átomo si los pares de electrones compartidos se asignan al átomo más electronegativo.

Para asignar el n.o. a cada átomo en una especie química (NH₃, ClO₃⁻, etc.) se emplean un conjunto de reglas que se pueden deducir fácilmente a partir de la configuración electrónica y de la electronegatividad, reglas que se pueden resumir del siguiente modo:

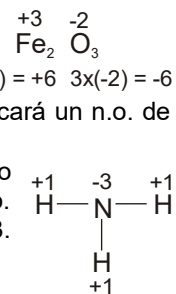
- El n.o. del elemento en las sustancias elementales es cero, en cualquiera de las formas en que se presenten: Ca metálico, He, N₂, P₄, etc.
- El n.o. del H es +1, excepto cuando se une a metales (hidruros metálicos) que es -1.
- El n.o. de los metales en los compuestos es siempre positivo, pues cuando se combinan con otros elementos forman cationes:
 - El n.o. de los metales alcalinos es siempre +1.
 - El n.o. de los metales alcalinotérreos es siempre +2.
 - El n.o. de los metales de transición es en general variable.
 - El n.o. de los elementos del grupo 13 es +3 (excepto el Tl: +1, +3)
- El n.o. del O en sus compuestos es -2, excepto en los compuestos con el flúor en el que actúa con +2 y en los peróxidos que es -1.
- El n.o. del F en sus compuestos es siempre -1. El n.o. de los demás halógenos, además de -1, puede ser +1, +3, +5 e +7, siendo positivo cuando se combina con O o con otro halógeno más electronegativo.
- La suma algebraica de los n.o. de los átomos de un compuesto es cero, y si se trata de un ion, igual a la carga del ion: Así, los n.o. del S²⁻ y K⁺ son, respectivamente, -2 y +1, que coinciden con sus respectivas cargas eléctricas (reales).

ALGUNOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
H -1, 1	En negrita los n.o. más frecuentes en el caso de que existan varias posibilidades															
Li 1	Be 2	Símbolo n.o.										B 3	C -4 2,4	N -3 1,2,3,4,5	O -1 -2	F -1
Na 1	Mg 2											Al 3	Si -4 2,4	P -3 3,5	S -2 2,4,6	Cl -1 1,3,5,7
K 1	Ca 2				Cr 2,3,4 5,6	Mn 2,3,4 5,6,7	Fe 2,3	Co 2,3	Ni 2,3	Cu 1,2	Zn 2		Ge -4 2,4	As -3 3,5	Se -2 4,6	Br -1 1,3,5,7
Rb 1	Sr 2								Pd 2,4	Ag 1	Cd 2		Sn 2,4		Te -2 4,6	I -1 1,3,5,7
Cs 1	Ba 2								Pt 2,4	Au 1,3	Hg 1,2		Pb 2,4			

Veamos algunos ejemplos de asignación de números de oxidación:

- En el trióxido de dihierro, Fe₂O₃, el Fe tendrá, por ser metal, n.o. positivo, que puede ser +2 o +3 según la tabla anterior. El oxígeno está actuando como óxido por lo que tiene n.o. -2. Como hay tres átomos de O, 3 x (-2) = -6. Entonces los dos átomos de Fe tendrán 2x(+3) = +6 3x(-2) = -6 una carga total de +6 para mantener la electroneutralidad, por lo que a cada átomo de Fe le tocará un n.o. de +3.
- En el amoníaco, NH₃, en principio no podemos asignar un n.o. al N, pues podría ser negativo o positivo. Vamos al H: como en este caso está combinado con un non metal, forzosamente el n.o. del H es +1. Los tres átomos de H que hay en la molécula contribuyen con 3 x (+1) = +3. Entonces el único átomo de N tendrá un n.o. de -3 para hacer la molécula neutra eléctricamente.



No confundir el número de oxidación con la valencia. La valencia de un elemento es igual al número de átomos (generalmente de hidrógeno) con que se combina dicho elemento, por lo que es una medida de la capacidad de combinación (formar enlaces) de dicho elemento y es siempre un número positivo. Así, la valencia del

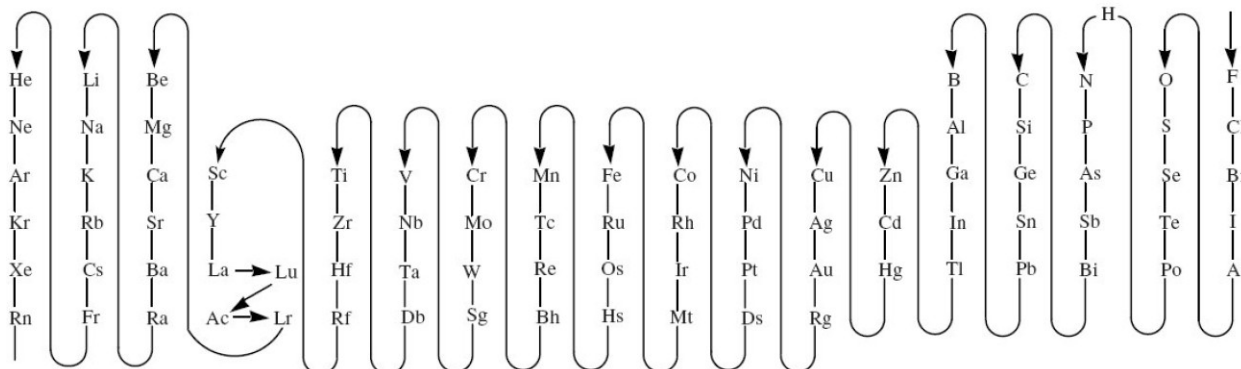
carbono es de 4, mientras que el n.o. del C en el CH₄, CH₃Cl y CCl₄ es -4, -2 y +4, respectivamente. El concepto de valencia es útil en la formulación de compuestos binarios, mientras que el n.o. es útil en todo tipo de compuestos.

3. FÓRMULAS QUÍMICAS

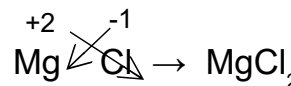
La fórmula química es una representación simbólica de la molécula o unidad estructural de una sustancia en la que se indica la proporción y/o cantidad de los átomos que intervienen en el compuesto a través de subíndices enteros (el subíndice 1 se sobreentiende y no se escribe).

a. Generalidades sobre compuestos binarios

- **Orden de escritura de los elementos:** La fórmula se obtiene escribiendo a la izquierda el elemento más electropositivo y a la derecha el más electronegativo, según el orden de la siguiente tabla (orden de "electronegatividades convencionales"), dado por la revisión de 2005 (R-2005) de la IUPAC, en la que el más electronegativo es el F (obsérvese la posición del H, por la que el agua es H₂O y el amoníaco es NH₃):



Para que el compuesto sea neutro, cada elemento llevará como subíndice el n.o. del otro elemento (el subíndice 1 se omite): NaCl, Al₂O₃. En los compuestos iónicos, los subíndices se simplificarán si es posible, como en el sulfuro de magnesio: Mg₂S₂ → MgS. Esta simplificación no se puede realizar en los compuestos covalentes: N₂O₄.



Según esta ordenación, la fórmula correcta del compuesto formado por O y Cl es OCl₂ (cloruro de oxígeno), cuando antes de R-2005 se formulaba como Cl₂O (óxido de cloro). (El O mantiene su n.o. -2 y el Cl +1)

- **Nombre de los compuestos binarios:** Se nombra primero el elemento de la derecha con la terminación *-uro* (excepto cuando este elemento es el oxígeno, que se nombra como *óxido*) y después el elemento de la izquierda.

b. Tipos básicos de fórmulas químicas (limitadas al plano)

1. **Fórmula molecular** (compuestos covalentes): indica el número y clase de átomos de una molécula. No da apenas información de cómo están unidos los átomos.
H₂O HCl O₂ F₂ C₆H₁₄ (hexano)
2. **Fórmula estructural** (compuestos covalentes): representa la ordenación de los átomos y cómo se enlazan para formar moléculas. Así, para el cloruro de hidrógeno, oxígeno y agua tenemos:
H—Cl O=O H—O—H
3. **Fórmula empírica** (compuestos iónicos, covalentes y metálicos): indica clase y proporción más sencilla de los diferentes átomos que forman dicho compuesto.

Así el cloruro de sodio (iónico) podría ser representado por Na₅₀Cl₅₀, o en general Na_xCl_x, pero por convenio se utilizan los subíndices enteros más pequeños, NaCl.

En los compuestos covalentes, la fórmula empírica es el submúltiplo entero más bajo de la fórmula molecular. Así, la fórmula empírica del hexano es C₃H₇.

Los metales, consistiendo en una red indefinida de átomos del mismo elemento químico, se representan por su símbolo; por ejemplo, el hierro: Fe.

4. NOMBRES QUÍMICOS

Se expondrán las nomenclaturas de **composición**, **adición**, **substitución** (las tres son nomenclaturas sistemáticas porque proporcionan reglas definidas para obtener la composición y/o estructura de un compuesto) y de **hidrógeno**, aceptadas por la IUPAC en la R-2005.

Así mismo, en algunos casos se expondrán otras nomenclaturas, tal como la **nomenclatura común (tradicional o clásica)** para oxocompuestos (aceptada por la R-2005) y para los compuestos binarios, que aunque no está aceptada por la IUPAC se expondrá no con la finalidad de recordarla, sino con la de poder reconocer un compuesto si en algún momento lo vemos nombrado de esa manera. También se hará referencia a otras nomenclaturas no recomendadas por la IUPAC, especialmente en oxoácidos y derivados.

- **Nomenclatura de composición:** Está basada en la composición del compuesto, informando sobre los constituyentes que forman la sustancia y la cantidad en la que se encuentran. No informa de su estructura.

Tipos

- **Nomenclatura estequiométrica:** La proporción se indica mediante prefijos multiplicativos

1 mono— 2 di— 3 tri— 4 tetra— 5 penta— 6 hexa—

7 hepta– 8 octa– 9 nona 10 deca– 11 undeca–

Fe ₂ O ₃	trióxido de dihierro
CO	monóxido de carbono (se omite el prefijo mono– para el elemento de la izquierda)
CO ₂	dióxido de carbono
ZnH ₂	hidruro de cinc (se omite el prefijo por no existir ambigüedad al tener el Zn un único no) (también admitido dihidruro de cinc)
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno (o sulfuro de dihidrógeno) (No hay ambigüedad)

Cuando no hay ambigüedad en la estequiometría de un compuesto no es necesario utilizar los prefijos multiplicativos, lo que ocurre cuando se forma un único compuesto entre dos elementos. Además, el prefijo “mono” es considerado superfluo, se omite para el elemento de la izquierda y se suele omitir en el de la derecha.

- **Nomenclatura de Stock:** Basada en el n.o. del elemento menos electronegativo (el de la izquierda). Ese n.o. se indica con números romanos cuando dicho elemento puede presentar varios n.o.:

PCl ₅	cloruro de fósforo(V)
Al ₂ O ₃	óxido de aluminio (el Al sólo presenta un único n.o., por lo que no existe ambigüedad)
Fe ₂ O ₃	óxido de hierro(III)

- **Nomenclatura de Ewens–Basset:** Basada en la carga de los iones (en números arábigos y signo, se recomienda explicitar el número aun cuando no exista ambigüedad en el caso de iones) del ion, con los prefijos necesarios. Se emplea en la nomenclatura de iones o de compuestos iónicos.

CuCl ₂	cloruro de cobre(2+)	Se ³⁻	seleniuro(3–)	SO ₄ ²⁻	tetraoxidosulfato(2–)
-------------------	----------------------	------------------	---------------	-------------------------------	-----------------------

- **Nomenclatura de adición:** Se considera que un compuesto es una combinación de un átomo central o átomos centrales con ligandos asociados. Además de informar sobre la composición del compuesto, también informa sobre su estructura, pero es necesario conocer su estructura para poder nombrarlo en el caso de que no tengamos su fórmula.

PCl ₃	triclorurofósforo	CCl ₄	tetraclorurocarbono
H ₂ SO ₄	→ SO ₂ (OH) ₂		dihidroxidodioxidoazufre

- **Nomenclatura de sustitución:** Se utiliza ampliamente en los compuestos orgánicos y se basa en la idea de un hidruro progenitor que se modifica al sustituir los átomos de hidrógeno por otros átomos y/o grupos

HCl	clorano
PCl ₃	triclorofosfano (deriva de la sustitución de los hidrógenos del fosfano PH ₃ por cloro)
CF ₄	tetrafluorometano (deriva de la sustitución de los hidrógenos del metano CH ₄ por flúor)

- **Nomenclatura de hidrógeno:** Aceptada por la IUPAC y se emplea en ácidos y oxoácidos y sus aniones ácidos. La palabra *hidrogeno* no se acentúa al escribir, aunque si al pronunciarla, y el resto del nombre está encerrado en paréntesis.

H ₂ S	dihidrogeno(sulfuro)	H ₂ SO ₄	dihidrogeno(tetraoxidosulfato)
HSO ₄ ⁻	hidrogeno(tetraoxidosulfato)(1–)		

- **Nomenclatura común (tradicional o clásica):** Recordar que está admitida por la IUPAC en los oxoácidos y derivados, pero no en los compuestos binarios. El nombre del elemento de la izquierda en los binarios, o el central en los oxoácidos y derivados, puede llevar un prefijo y lleva un sufijo según los n.o. de dichos elementos, por lo que es necesario conocer sus n.o.

prefijo	sufijo		orden del n.o. del átomo de la izquierda (en binarios) o del central en oxoácidos y derivados, si pueden presentar...			
	binarios oxoácidos	oxoaniones oxosales	cuatro	tres	dos	uno
<i>per–</i>	<i>–ico</i>	<i>–ato</i>	más alto			
	<i>–ico</i>	<i>–ato</i>	segundo	más alto	más alto	(único n.o.)
<i>hipo–</i>	<i>–oso</i>	<i>–ito</i>	tercero	intermedio	más bajo	
	<i>–oso</i>	<i>–ito</i>	más bajo	más bajo		

5. SUSTANCIAS SIMPLES o ELEMENTALES

Están constituidas por átomos del mismo elemento.

Formulación:

Se representan mediante el símbolo del elemento con un subíndice para indicar el número de átomos.

- Los gases nobles son monoatómicos: He, Xe, Rn, etc.
- La molécula de bastantes sustancias que, en condiciones normales se presentan en estado gaseoso, está constituida por dos átomos: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, etc.
- Los elementos que presentan estados alotrópicos (agrupaciones de distinto n° de átomos) de estructura conocida presentan agrupaciones diversas: S₈, O₃, P₄, etc.
- Los metales (que forman redes metálicas), en las ecuaciones químicas, se representan simplemente mediante su símbolo: Cu, Sn, Fe, Ag, etc.
- También se representan mediante su símbolo los no metales que forman redes covalentes atómicas: C, Si, Ge, etc.

Nomenclatura:

Fórmula	Nombre estequiométrico (o sistemático)	Nombre alternativo aceptado
He	helio	

O	monooxígeno	
O ₂	dioxígeno	oxígeno
O ₃	trioxígeno	ozono
H	monohidrógeno	
H ₂	dihidrógeno	
N	mononitrógeno	
N ₂	dinitrógeno	(no aceptado nitrógeno)
P ₄	tetrafósforo	fósforo blanco

Están muy extendidos los nombre flúor (F₂), cloro (Cl₂), bromo (Br₂), yodo (I₂), hidrógeno (H₂), nitrógeno (N₂) y oxígeno (O₂) por ser los estados más estables a la temperatura ambiente.

6. COMPUESTOS BINARIOS

Están constituidos por átomos de dos elementos químicos distintos unidos entre si mediante enlaces iónico o covalente. Respecto a la nomenclatura, se utiliza la de composición, prefiriéndose la de Stock para los que contienen metal y la estequiométrica para los formados por no metales, aunque también se puede utilizar la nomenclatura basada en la carga (Ewens–Basset).

a. Óxidos

Son compuestos binarios formados por oxígeno (con n.o. -2) y otro elemento que actuará con n.o. positivo y que se escribirá a la izquierda del oxígeno y puede ser un metal (óxidos metálicos o básicos – compuestos iónicos) o un no metal distinto al hidrógeno o a los halógenos (óxidos no metálicos u ácidos – compuestos covalentes).

Óxidos metálicos

Fórmula	N. estequiométrica	N. Stock (preferida)	N. Ewens–Basset	N. tradicional (no admitida)
Li ₂ O	óxido de litio/óxido de litio	óxido de litio	óxido de litio	óxido lítico
MgO	óxido de magnesio	óxido de magnesio	óxido de hierro(2+)	óxido magnésico
FeO	monóxido de hierro	óxido de hierro(II)	óxido de hierro(3+)	óxido ferroso
Fe ₂ O ₃	trioxido de dihierro	óxido de hierro(III)	óxido de manganeso(4+)	óxido ferrico
MnO ₂	dióxido de manganeso	óxido de manganeso(II)		

Óxidos no metálicos

Fórmula	N. estequiométrica (preferida)	N. de Stock	N. tradicional (no admitida)
CO	monóxido de carbono/óxido de carbono	óxido de carbono(II)	
CO ₂	dióxido de carbono	óxido de carbono(IV)	anhídrido carbónico
N ₂ O	óxido de dinitrógeno/monóxido de dinitró.	óxido de nitrógeno(I)	óxido nitroso
NO	óxido de nitrógeno/monóxido de nitróge.	óxido de nitrógeno(II)	óxido nítrico
NO ₂	dióxido de nitrógeno	óxido de nitrógeno(IV)	
N ₂ O ₄	tetróxido de dinitrógeno		
SO ₂	dióxido de azufre	óxido de azufre(IV)	anhídrido sulfuroso
SO ₃	trioxido de azufre	óxido de azufre(VI)	anhídrido sulfúrico
OF ₂	difluoruro de oxígeno (ver apartado de n.o.) (antiguo F ₂ O)	óxido de flúor(II)	
O ₇ Cl ₂	dicloruro de heptaoxígeno (antiguo Cl ₂ O ₇)	óxido de cloro(VII)	

b. Peróxidos

Son combinaciones del anión peróxido, o dióxido(2-), O₂²⁻, con un elemento metálico o no metálico. En estos compuestos el oxígeno actúa con n.o. -1 y no puede simplificarse el subíndice dos cuando se formule, que indica que hay dos oxígenos unidos.

Fórmula	N. estequiométrica	N. de Stock	N. Ewens–Basset
Na ₂ O ₂	dióxido de sodio	peróxido de sodio	
CuO ₂	dióxido de cobre	peróxido de cobre(II)	óxido(1-) de cobre(2+)
H ₂ O ₂	dióxido de dihidrógeno (admitido agua oxigenada)	peróxido de hidrógeno	

c. Compuestos binarios del hidrógeno

Son combinaciones binarias del hidrógeno con otro elemento químico distinto al oxígeno. Genéricamente se denominan hidruros aunque algunos de ellos no se denominen así, como el HCl, H₂O, etc.

Combinaciones del hidrógeno con los metales: Son los hidruros salinos e hidruros metálicos. El H actúa con n.o. -1 (H⁻, ion hidruro). Forman compuestos iónicos (excepto el BeH₂ y casi el MgH₂) de fórmula MH_n.

Fórmula	N. estequiométrica (preferida)	N. de Stock	N. Ewens–Basset	N. tradi. (no admitida)
LiH	hidruro de litio	hidruro de litio	hidruro de litio	hidruro lítico
MgH ₂	dihidruro de magnesio/hidruro de mag.	hidruro de magnesio	hidruro de magnesio	hidruro magnésico
CrH ₂	dihidruro de cromo	hidruro de cromo(II)	hidruro de cromo(2+)	hidruro cromoso
CrH ₃	trihidruro de cromo	hidruro de cromo(III)	hidruro de cromo(3+)	hidruro crómico

Hidrácidos: Combinaciones del hidrógeno con no metales de los grupos 16 (excepto el O) y 17: El H es el elemento más electropositivo y actúa con n.o. +1 (siendo los únicos hidruros con el H a la izquierda) y son compuestos covalentes y gaseosos.

Las disoluciones acuosas de estos compuestos presentan carácter ácido porque liberan *hidrones* (iones H⁺) (por ejemplo HCl(aq) → H⁺(aq) + Cl⁻(aq)) por lo que son llamados *hidrácidos* (sin oxígeno) y se nombran anteponiendo la palabra *ácido* seguido de la raíz del elemento que se combina con el H con el sufijo *-hídrico*.

Fórm.	N. estequiométrica	N. sustitución	N. de hidrógeno	en disolución acuosa:
HF	fluoruro de hidrógeno	fluorano	hidrogeno(fluoruro)	HF(aq) ácido fluorhídrico
HCl	cloruro de hidrógeno	clorano	hidrogeno(cloruro)	HCl(aq) ácido clorhídrico
HBr	bromuro de hidrógeno	bromano	hidrogeno(bromuro)	HBr(aq) ácido bromhídrico
HI	yoduro de hidrógeno	yodano	hidrogeno(yoduro)	HI(aq) ácido yodhídrico

H ₂ S	sulfuro de hidrógeno/sulfuro de dihidrógeno	sulfano	dihidrogeno(sulfuro)	H ₂ S(aq) ácido sulfhídrico
H ₂ Se	seleniuro de hidrógeno/seleniuro de dihidrógeno	selano	dihidrogeno(seleniuro)	H ₂ Se(aq) ácido selenhídrico
H ₂ Te	teleruro de hidrógeno/teleruro de dihidrógeno	telano	dihidrogeno(telururo)	H ₂ Te(aq) ácido telurhídrico
*HCN	cianuro de hidrógeno (se incluye porque es hidrácido)			HCN(aq) ácido cianhídrico

Otros compuestos binarios del hidrógeno con no metales: Son combinaciones del H con el oxígeno (situado a su derecha en el orden de la IUPAC, por tanto H₂O) y otros elementos de los grupos 13, 14 y 15, por tanto XH_n, ya que todos estos elementos están situados a la izquierda del H en dicho orden. Los hidruros de los elementos no metálicos de estos grupos son covalentes, últimos gaseosos y volátiles y sus disoluciones acuosas no presentan carácter ácido. El hidrógeno actúa con n.o. +1 cuando el heteroátomo es más electronegativo como el O, N, P, C, etc.

La nomenclatura de sustitución de estos compuestos está basada en los *hidruros padres o progenitores*, que son modificables sustituyendo algún hidrógeno por átomo/grupos.

Fórmula	N. estequiométrica	N. sustitución	También se admite:
H ₂ O	monóxido de dihidrógeno	oxidano*	agua
NH ₃	trihidruro de nitrógeno	azano*	amoníaco
PH ₃	trihidruro de fósforo	fósforo	(no se admite fosfina)
AsH ₃	trihidruro de arsénico	arsano	(no se admite arsina)
SbH ₃	trihidruro de antimonio	estibano	(no se admite estibina)
BiH ₃	trihidruro de bismuto	bismutano	
CH ₄	tetrahidruro de carbono	metano	
SiH ₄	tetrahidruro de silicio	silano	
GeH ₄	tetrahidruro de germanio	germano	
SnH ₄	tetrahidruro de estaño	estannano	
PbH ₄	tetrahidruro de plomo	plumbano	
BH ₃ (no existe)	trihidruro de boro	borano	
AlH ₃	trihidruro de aluminio	alumano	
GaH ₃	trihidruro de galio	galano	
InH ₃	trihidruro de indio	indigano	
TlH ₃	trihidruro de talio	talano	

*Los nombres oxidano y azano se proponen solamente para nombrar derivados del agua y del amoníaco.

d. Otros compuestos binarios (no contienen ni oxígeno –excepto en los haluros de O– ni hidrógeno)

Metal + No metal (compuestos iónicos). El no metal actúa casi siempre con un único n.o. negativo:

Grupo	Elementos	n.o.	Grupo	Elementos	n.o.
17	F, Cl, Br, I, At	-1	14	C, Si	-4
16	S, Se, Te	-2	13	B	-3
15	N, P, As, Sb	-3			

Las combinaciones de F, Cl, Br, I, S, Se y Te con metales se llaman *sales de hidrácidos (sales haloideas neutras, sales binarias)*. También se consideran sales los compuestos del ion amonio, CN⁻, con metales y los del ion amonio, NH₄⁺, con no metales (en el último caso a pesar de ser combinaciones de dos iones no metálicos).

Fórm.	N. estequiométrica	N. de Stock (preferida)	N. Ewens-Basset	N. tra. (no admitida)
LiF	monofluoruro de litio/fluoruro de litio	fluoruro de litio	fluoruro de litio	fluoruro lítico
CaBr ₂	dibromuro de calcio/bromuro de calcio	bromuro de calcio	bromuro de calcio	bromuro cálcico
FeCl ₃	tricloruro de hierro	cloruro de hierro(III)	cloruro de hierro(3+)	cloruro férreo
Li ₃ N	nitruro de litio/nitruro de litio	nitruro de litio	nitruro de litio	nitruro lítico
MnS	monosulfuro de manganeso/sulfuro de manga.	sulfuro de manganeso(II)	sulfuro de manganeso(2+)	sulfuro manganoso
NH ₄ Cl	cloruro de amonio	cloruro de amonio	cloruro de amonio	cloruro amónico
KCN	cianuro de potasio	cianuro de potasio	cianuro de potasio	cianuro potásico

No metal + no metal (compuestos covalentes). El elemento situado a la izquierda actúa con n.o. positivo que puede ser variable.

Fórmula	N. estequiométrica (preferida)	N. de Stock	N. Ewens-Basset	N. sustitución
OCl ₂	dicloruro de oxígeno	cloruro de oxígeno	cloruro de oxígeno(2+)	
BrF	monofluoruro de bromo/fluoruro de bromo	fluoruro de bromo(II)	fluoruro de bromo(2+)	bromofluorano
PCl ₃	tricloruro de fósforo	cloruro de fósforo(III)	cloruro de fósforo(3+)	triclorofosfano
PCl ₅	pentacloruro de fósforo	cloruro de fósforo(V)	cloruro de fósforo(5+)	pentaclorofosfano
CS ₂	disulfuro de carbono	sulfuro de carbono(IV)	sulfuro de carbono(4+)	
CCl ₄	tetracloruro de carbono	cloruro de carbono(IV)	cloruro de carbono(4+)	tetraclorofosfano
BrF ₃	trifluoruro de bromo	fluoruro de bromo(III)	fluoruro de bromo(3+)	
SiC	monocarburo de silicio/carburo de silicio	carburo de silicio(IV)	carburo de silicio(4+)	
NCl ₃	tricloruro de nitrógeno	cloruro de nitrógeno(III)	cloruro de nitrógeno(3+)	tricloroazano

7. OXOÁCIDOS

Son ácidos que contienen oxígeno, así su fórmula general es H_aX_bO_c, actuando el H con n.o. +1 y el O con n.o. -2. X, con n.o. positivo, es el átomo central no metálico o algún metal de transición con sus n.o. más altos.

Un método para formular oxoácidos consiste en buscar los subíndices enteros más bajos para cada átomo para que el compuesto sea neutro:

Así, para el oxoácido del Cl con n.o. +5 tendremos $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}}_x$. Como las cargas positivas suman +6, necesitamos tres átomos de O para neutralizar: HClO₃. (Para un método más completo véase al final de Oxoaniones).

Como ácidos, en disolución acuosa están disociados total o parcialmente liberando *hidrones* (iones H⁺), como en HNO₃(aq) → H⁺(aq) + NO₃⁻(aq), liberándose también el anión correspondiente.

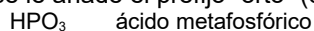
Números de oxidación de X (algunos oxoácidos no existen, aunque sí podrían existir sus sales):

Elementos	números de oxidación para formar oxoácidos			
	hipo- -oso	-oso	-ico	per- -ico
halógenos (Cl, Br, I) – Grupo 17 (n.o. impares)	+1	+3	+5	+7
anfígenos (S, Se, Te) – Grupo 16 (n.o. pares)	+2	+4	+6	
nitrogenoideos (N, P, As, Sb) – Grupo 15 (n.o. impares)	(+1)	+3	+5	
carbonoideos (C, Si) – Grupo 14 (n.o. pares)			+4	
boro – Grupo 13 (n.o. impares)			+3	
Mn (orden n.o. distinto al habitual)			+6	+7
Cr, Mo, W			+6	
V			+5	

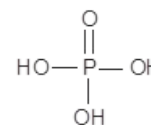
Las nomenclaturas recomendadas por la IUPAC 2005 son la tradicional, la de hidrógeno y la de adición.

Nomenclatura tradicional: Está permitida y se antepone el término *ácido*. Por lo demás, tal como se expuso en el apartado 4 de nomenclatura.

En algunos casos, un elemento central con un n.o. determinado, puede tener dos oxoácidos diferentes, cuya diferencia está en el número de átomos de H y de O (se diferencian en una molécula de agua). Al oxoácido con mayor contenido de H₂O se le añade el prefijo “orto” (que ya no recomienda la IUPAC) y al de menor “meta”:



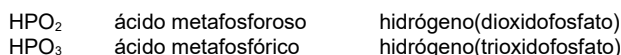
Nomenclatura de hidrógeno: Comienza por el término *hidrogeno* + (+ nombre grupo restante terminado en *-ato* +), con los prefijos correspondientes.



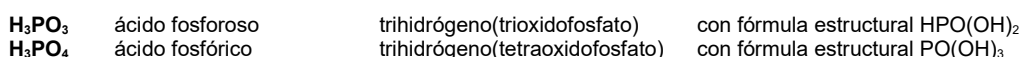
Nomenclatura de adición: Exige conocer la estructura de Lewis del compuesto, como el PO(OH)₃ de la figura. Se nombran con los términos *hidroxido* + *óxido* + *átomo central*, con los prefijos correspondientes.

Fórmu.	Nomenclaturas recomendación IUPAC 2005				N. no recomendadas (tipo Stock)
	N. tradicional	N. de hidrógeno	F.estructural	N. de adición (exige conocer la estructura)	N. sistemática N. funcional sistemática
HClO	ácido hipocloroso	hidrogeno(oxidoclorato)	Cl(OH)	hidroxidocloro	monoxoclorato (I) de hidrógeno ácido monoxocloroso (I)
HClO ₂	ácido cloroso	hidrogeno(dioxidoclorato)	ClO(OH)	hidroxidooxidocloro	dioxoclorato (III) de hidrógeno ácido dioxocloroso (III)
HClO ₃	ácido clórico	hidrogeno(trioxidoclorato)	ClO ₂ (OH)	hidroxidodioxidocloro	trioxoclorato (V) de hidrógeno ácido trioxocloroso (V)
HClO ₄	ácido perclórico	hidrogeno(tetraoxidoclorato)	ClO ₃ (OH)	hidroxidotrioxidocloro	tetraoxoclorato (VII) de hidrog. ácido tetraoxocloroso (VII)
H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso	dihidrogeno(trioxidosulfato)	SO(OH) ₂	dihidroxidooxidoozofre	trioxosulfato (IV) de hidrógeno ácido trioxosulfoso (IV)
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	dihidrogeno(tetraoxidosulfato)	SO ₂ (OH) ₂	dihidroxidodioxidoozofre	tetraoxosulfato (VI) de hidrog. ácido tetraoxosulfoso (VI)
HNO ₂	ácido nitroso	hidrogeno(dioxidonitrato)	NO(OH)	hidroxidooxidonitrógeno	dioxidonitrato (III) de hidrógeno ácido dioxonitrato (III)
HNO ₃	ácido nítrico	hidrogeno(trioxidonitrato)	NO ₂ (OH)	hidroxidodioxidonitrógeno	trioxonitrato (V) de hidrógeno ácido trioxonitrato (V)
H ₂ CO ₃	ácido carbónico	dihidrogeno(trioxidocarbonato)	CO(OH) ₂	dihidroxidooxidocarbono	trioxocarbonato (IV) de hidrog. ácido trioxocarbónico (IV)
H ₄ SiO ₄	ácido ortosilícico	tetrahidrogeno(tetraoxidosilicato)	Si(OH) ₄	tetrahidroxidosilicio	tetraoxosilicato (IV) de hidrog. ácido tetraoxosilícico (IV)
H ₂ CrO ₄	ácido crómico	dihidrogeno(tetraoxidocromato)	CrO ₂ (OH) ₂	dihidroxidodioxidocromo	tetraoxocromato (VI) de hidrog. ácido tetraoxocromico (VI)
H ₂ Cr ₂ O ₇	ácido dicrómico*	dihidrogeno(heptaoxidodicromato)	(HO)Cr(O) ₂ OCr(O) ₂ (OH)	μ-oxidobis(hidroxidodioxidocromo)	heptaoxidodicromato (VI) de hid. ácido heptaoxidicrómico (VI)
HMnO ₄	ácido permangánico	hidrogeno(tetraoxidomanganato)	MnO ₃ (OH)	hidroxidotrioxidomanganeso	tetraoxomanganato (VII) de hi. ácido tetraoxomangánico (VII)

Los oxoácidos de algunos elementos (B, Si, P, As, Sb principalmente) pueden formar los ácidos *meta* (buscando los subíndices de cada elemento tal como se indicó al principio de este apartado) y los ácidos *orto* que se formulan sumando moléculas de agua a las fórmulas meta. Así, los compuestos meta para el P con n.o. +3 y +5 son, respectivamente:



y, al sumar una molécula de agua, las formas orto, recomendando la IUPAC nombrarlos sin dicho prefijo en la nomenclatura tradicional son:

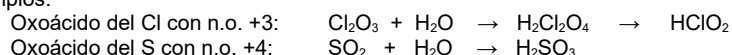


* Los oxoácidos con doble número del átomo central (prefijo *di-*, están unidos por un puente –O–) se pueden considerar como resultantes de la condensación de dos moléculas de ácido y eliminación de una de agua. Otro ejemplo: ácido disulfúrico H₂S₂O₇.

• Otro método para formular algunos oxoácidos consiste en añadir moléculas de agua a los óxidos no metálicos correspondientes, siendo sus etapas:

- Formular el óxido del no metal
- Añadir una molécula de agua para obtener la forma meta y tres moléculas de agua para la forma orto
- Simplificar la fórmula si es necesario

Ejemplos:



8. IONES

Son especies con carga que se expresa como superíndice a la derecha con un número (cuando es distinto de 1) seguido del signo: Cu^{2+} , SO_4^{2-} (en los iones poliatómicos, la carga afecta a todo el ion).

a. Cationes monoatómicos

Fórmula	N. Ewens-Basset	N. de Stock	También llamado	N. tra. (no admitida)
H^+	ion hidrógeno(1+)/ion hidrógeno	ion hidrógeno	hidrón	protón
K^+	ion potasio(1+)/ion potasio	ion potasio		ion potasio
Mg^{2+}	ion magnesio(2+)/ion magnesio	ion magnesio		ion magnesio
Fe^{2+}	ion hierro(2+)	ion hierro(II)		ion ferroso
Au^{3+}	ion oro(3+)	ion oro(III)		ion férreo

b. Cationes homopoliatómicos

Fórmula	N. Ewens-Basset
O_2^+	dioxígeno(1+)
Hg_2^{2+}	dimercurio(2+)
H_3^+	trihidrógeno(1+)

c. Cationes heteropoliatómicos obtenidos al añadir un H^+ a los hidruros padre

Fórm	N. adición	N. común acepta	N.tra. (no admitida)
H_3O^+	oxidanio	oxonio	hidronio
NH_4^+	azanio	amonio	
PH_4^+	fosfanio		fosfenio

d. Otros cationes poliatómicos

Fórmula	N. Ewens-Basset	N. tra. (no admitida)
NO^+	ion oxonitrógeno(1+)	catión nitrosilo
SO^{2+}	ion oxosulfuro(2+)	catión sulfinito
CO^{2+}	ion oxocarbono(2+)	catión carbonilo

e. Aniones monoatómicos

El nombre se hace terminar en *-uro*, excepto el *óxido*. →

No se emplea el término ion.

Fórmula	N. Ewens-Basset
H^-	hidruro(1-) / hidruro
Cl^-	cloruro(1-) / cloruro
N^{3-}	nitruro(3-) / nitruro
O^{2-}	óxido(2-) / óxido
C^{4-}	carburo(4-) / carburo

f. Aniones homopoliatómicos

Fórmula	N. Ewens-Basset	También llamado
O_2^{2-}	dióxido(2-)/dióxido	peróxido
O_3^-	trióxido(1-)	ozónido
N_3^-	trinitruro(1-)	azida

g. Aniones poliatómicos que no proceden de oxoácidos

Tienen unos nombres aceptados; los que proceden de hidrácidos terminan en *-uro*.

Fórmula	
HO^- , OH^-	Hidróxido (no admitido hidroxilo)
CN^-	cianuro
HS^-	hidrogenosulfuro

h. Oxoaniones (Aniones procedentes de oxoácidos)

Gran parte de los aniones poliatómicos puede considerarse derivados de la disociación total o parcial de oxoácidos por pérdida de uno o más H^+ .

Nomenclatura común: Se antepone *ion* o *anión*, prefijo (si lo lleva) y la terminación cambia según lo visto en el apartado 4. Si hay H se antepone (*di*, etc) *hidrogeno*.

Nomen. estequiométrica-sistema Ewens-Basset: (prefijo cantidad)(óxido)(prefijo cantidad)(átomo central *-ato*)(carga anión)

Nomenclatura de adición: (prefijo)(hidroxido)(prefijo)(óxido)(átomo central *-ato*)(carga anión)

Nomen. de hidrógeno (para los que contienen H): (prefijo)(hidrogeno)((prefijo)(óxido)(prefijo)(átomo central *-ato*))(carga anión)

Fórm.	N. tradicional	Nomenclatura recomendación IUPAC 2005			N. no recomendadas (tipo Stock)
		N. estequiom.-Ewens-Basset N. de hidrógeno	F. estruct.	N. de adición (conocer estruc.)	
ClO^-	ion hipoclorito	monóxidoclorato(1-)	ClO^-	monóxidoclorato(1-)	ion monoxoclorato (I)
ClO_2^-	ion clorito	dioxidoclorato(1-)	ClO_2^-	dioxidoclorato(1-)	ion dioxoclorato (III)
ClO_3^-	ion clorato	trioxidoclorato(1-)	ClO_3^-	trioxidoclorato(1-)	ion trioxoclorato (V)
ClO_4^-	ion perclorato	tetraóxidoclorato(1-)	ClO_4^-	tetraóxidoclorato(1-)	ion tetraoxoclorato (VII)
HSO_4^-	ion hidrogenosulfato (no aceptado <i>ion bisulfato</i>)	hidrogeno(tetraóxidosulfato)(1-)	$\text{SO}_3(\text{OH})^-$	hidroxidotrióxidosulfato(1-)	ion hidrogenotetraoxosulfato (VI)
SO_4^{2-}	ion sulfato	tetraóxidosulfato(2-)	SO_4^{2-}	tetraóxidosulfato(2-)	ion tetraoxosulfato (VI)
HCO_3^-	ion hidrogenocarbonato (no aceptado <i>ion bicarbonato</i>)	hidrogeno(trioxidocarbonato)(1-)	$\text{CO}_2(\text{OH})^-$	hidroxidodioxidocarbonato(1-)	ion hidrogenotrioxocarbonato (IV) carbonato ácido
CO_3^{2-}	ion carbonato	trioxidocarbonato(2-)	CO_3^{2-}	trioxidocarbonato(2-)	ion trioxocarbonato (IV)
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	ion dicromato	heptaóxodicromato(2-)	$(\text{CrO}_3)_2\text{O}^-$ $(\text{CrO}_3)_2^{2-}$	μ -óxido-bis(trioxidocromato)(2-)	ion heptaóxodicromato (VI)

Un método muy simple para formular oxoaniones: Escribir el símbolo del elemento central con su n.o. encima y añadir los oxígenos suficientes para que el conjunto quede con carga negativa (cada oxígeno aporta 2 cargas -). En caso de utilizar el prefijo ORTO se añade un oxígeno más:

Ion sulfato: S(-6); hay que añadir 4 O^{2-} , quedando SO_4^{2-}

Ion clorito: Cl(-3); hay que añadir 3 O^{2-} , quedando ClO_3^{3-}

Ion (orto)fosfita: P(+3); hay que añadir 2 + 1 (orto) O^{2-} , quedando PO_3^{3-}

Una vez formulado el oxoanión es muy fácil formular el oxoácido correspondiente añadiendo simplemente los H necesarios.

9. HIDRÓXIDOS

Son combinaciones ternarias en las que el anión *hidróxido* (el término *hidroxilo* se reserva para el grupo $-\text{OH}$ de orgánica), OH^- , se combina con cationes metálicos M^{n+} (excepto el ion amonio NH_4^+), por lo que su fórmula es $\text{M}(\text{OH})_n$, omitiéndose n cuando vale 1. Cuando hay más de un ion hidróxido, éstos se colocan entre paréntesis, indicando que el subíndice se refiere a todo el ion. Se nombran anteponiendo la palabra *hidróxido*.

Fórmula	N. estequiométrica (preferida)	N. de Stock	N. Ewens-Basset	N. tra. (no admitida)
NaOH	hidróxido de sodio	hidróxido de sodio	hidróxido de sodio	hidróxido sódico
KOH	hidróxido de potasio	hidróxido de potasio	hidróxido de potasio	hidróxido potásico
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	dihidróxido de calcio/hidróxido de calcio	hidróxido de calcio	hidróxido de calcio	hidróxido cálcico
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	trihidróxido de hierro	hidróxido de hierro(III)	hidróxido de hierro(3+)	hidróxido férreo
NH_4OH	hidróxido de amonio	hidróxido de amonio	hidróxido de amonio	hidróxido amónico

En rigor, el ion hidróxido se debería formular HO⁻ (aunque por tradición se sigue usando el OH⁻) y siempre estaría encerrado entre paréntesis: por ejemplo Na(HO).

10. SALES

En las reacciones de neutralización, una base se combina con un ácido dando un nuevo compuesto que se llama genéricamente sal, que son compuestos iónicos. En el siguiente ejemplo se obtiene la sal común, NaCl, procedente del catión del hidróxido (base) y del anión del ácido: NaOH (aq) + HCl (aq) → NaCl (aq) + H₂O (l).

Una forma alternativa de comprender que es una sal consiste en imaginar el proceso por el que un ácido, el HCl en el ejemplo, pierde un hidrógeno ácido que es sustituido por un catión generalmente metálico: HCl → Cl⁻ → NaCl.

a. Sales de hidrácidos o sales binarias

Ya estudiadas en el apartado de compuestos binarios, incluyendo las del ion amonio y del cianuro.

b. Sales ácidas binarias

Proceden de aniones que contienen algún H en la fórmula, y la sal resultante será ácida. Se nombran de acuerdo a los compuestos binarios.

Fórmula	Anión	nombre del anión...	N. estequiométrica	N. de Stock
KHS	HS ⁻	hidrogenosulfuro	hidrogenosulfuro de potasio	hidrogenosulfuro de potasio
Ca(HSe) ₂	HSe ⁻	hidrogenoseleniuro	bis(hidrogenoseleniuro) de calcio	hidrogenoseleniuro de calcio
Cu(HTe) ₂	HTe ⁻	hidrogenotelururo	bis(hidrogenotelururo) de cobre	hidrogenotelururo de cobre(II)
NH ₄ HS	HS ⁻	hidrogenosulfuro	hidrogenosulfuro de amonio	hidrogenosulfuro de amonio

c. Oxosales o sales de oxoácidos

Combinaciones de un catión metálico (o ion amonio) y un oxoanión. Son compuestos ternarios. Se escribe primero el catión que tendrá como subíndice la carga del anión, y el anión tendrá como subíndice (afectando a todo el anión mediante paréntesis) la carga del catión, consiguiendo así la electroneutralidad. Si los dos subíndices tienen divisor común, se efectúa la simplificación. Lógicamente los subíndices 1 no se escriben.

En general, se nombran siguiendo la estructura de los compuestos binarios: el anión seguido del catión.

Fórmula	Nomenclatura recomendación IUPAC 2005			Nomenclatura no recomendada
	N. tradicional N. tradici. con número de carga	N. tradicional de Stock	N. estequiométrica N. de adición (conocer estructura)	N. sistemática y Stock
Ca(ClO) ₂	hipoclorito de calcio	hipoclorito de calcio	bis(monoxoclorato) de calcio	monoxoclorato (I) de calcio
Fe(ClO ₃) ₃	hipoclorito de calcio clorato férrico clorato de hierro(3+)	clorato de hierro (III)	monoxoclorato (1-) de calcio tris(trioxoclorato) de hierro trioxoclorato (1-) de hierro(3+)	bis[trioxoclorato (V)] de hierro (III)
Na ₂ CO ₃	carbonato de sodio	carbonato de sodio	trioxocarbonato de disodio	trioxocarbonato (IV) de sodio
CuCO ₃	carbonato de sodio	carbonato de cobre (II)	trioxocarbonato (2-) de sodio	trioxocarbonato (IV) de cobre (II)
(NH ₄) ₂ CO ₃	carbonato cúprico carbonato de cobre(2+)	carbonato de amonio	trioxidocarbonato de cobre trioxidocarbonato (2-) de cobre(2+)	trioxocarbonato (IV) de amonio
K ₂ Cr ₂ O ₇	carbonato de amonio	dicromato de potasio	trioxidocarbonato de diamonio trioxidocarbonato (2-) de amonio	heptaoxidodicromato (VI) de potasio
RbMnO ₄	dicromato de potasio dicromato de potasio	permanganato de rubidio	heptadioxidodicromato de dipotasio μ-óxido-bis(trioxidocromato)(2-) de potasio	tetraoxomanganato (VII) de rubidio
Au ₂ (SO ₄) ₃	permanganato de rubidio permanganato de rubidio	sulfato de oro(III)	tetraoxidomanganato de rubidio tetraoxidomanganato (1-) de rubidio	tris[tetraoxosulfato (VI)] de oro(III)
	sulfato áurico sulfato de oro(3+)		tris(tetraoxidosulfato) de dioro tetraoxidosulfato (2-) de oro(3+)	

d. Oxosales ácidas

Algunos oxoácidos están compuestos por hidrógenos, si pierden algunos hidrógenos, pero no todos, se forman aniones que contienen hidrógeno, que al combinarse con cationes dan especies ácidas llamadas oxosales ácidas.

Fórmula	N. tradicional	N. estequiométrica N. de adición	N. no admitida (tipo Stock)
CuHSO ₄	hidrogenosulfato de cobre(I)	hidrogeno(tetraoxidosulfato) de cobre	hidrogenotetraoxosulfato (VI) de cobre (I)
Cu(HSO ₄) ₂	hidrogenosulfato de cobre(II)	hidroxidotrioxidosulfato (1-) de cobre(1+) bis[hidrogeno(tetraoxidosulfato) de cobre hidroxidotrioxidosulfato (1-) de cobre(2+)]	bis[hidrogenotetraoxosulfato (VI)] de cobre (II)
LiHSO ₃	hidrogenosulfato de litio	hidrogeno(trioxidosulfato) de litio	hidrogenotrioxosulfato (IV) de litio
NH ₄ HCO ₃	hidrogenocarbonato de amonio	hidroxidodioxidosulfato (1-) de litio	hidrogenotrioxocarbonato (IV) de amonio
CaHPO ₄	hidrogenofosfato de calcio	hidrogeno(trioxidocarbonato) de amonio hidroxidodioxidocarbonato (1-) de amonio	hidrogenotetraoxofosfato (V) de calcio
Mg(H ₂ PO ₄) ₂	hidrogenofosfato de magnesio	hidrogeno(tetraoxidofosfato) de calcio hidroxidotrioxidofosfato (2-) de calcio	bis[dihidrogenotetraoxofosfato (V)] de magnesio
Fe(H ₂ PO ₃) ₃	dihidrogenofosfato de hierro(III)	bis[dihidrogeno(tetraoxidofosfato)] de magnesio dihidroxidodioxidofosfato (1-) de magnesio	tris[dihidrogenotrioxofosfato (III)] de hierro (III)
		tris[dihidrogeno(trioxidofosfato)] de hierro dihidroxidooxidofosfato (1-) de hierro(3+)	

e. Sales hidratadas o hidratos

Sucede cuando la red iónica de la sal tiene incrustadas moléculas de agua. Es la forma habitual de encontrar las sales en sus depósitos naturales. Así, en el cloruro de cobalto(II) hexahidratado, CoCl₂ · 6H₂O, por cada dos iones cloruro de la sal existe un ion cobalto y seis moléculas de agua. La IUPAC recomienda para la nomenclatura de estas sales que detrás del nombre de la sal se añada la palabra agua y, entre paréntesis, las proporciones de cada sustituyente, con un guión entre el nombre de la sal y la palabra agua.

Fórmula	IUPAC	Común
FeSO ₄ ·7H ₂ O	sulfato de hierro(III)-agua (1/7)	sulfato ferroso heptahidratado
Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O	carbonato de sodio-agua (1/10)	carbonato sódico decahidratado