

NOMENCLATURA

1.1 LOS ELEMENTOS QUÍMICOS



La parte de la Química que estudia las fórmulas de los compuestos y su nombre es la nomenclatura. Es el idioma de la Química y para hablar el lenguaje químico es necesario comenzar por conocer e identificar los nombres y símbolos de los elementos.

En la antigüedad algunos metales eran representados por símbolos. Estos símbolos tenían relación con el aspecto del metal y con alguno de los cuerpos celestes. Así el oro se relacionaba con el sol y su símbolo era un disco luminoso, la plata se relacionaba con la luna y su símbolo era una luna menguante.

John Dalton (1766-1844) Químico, matemático y filósofo inglés a quien se conoce como “el padre de la Teoría atómica”, propuso símbolos (dibujos) para representar los átomos de diferentes elementos y así poder escribir los compuestos. Propuso algunos símbolos como los siguientes:

Oxígeno:  Hidrógeno:  Sodio:  Carbono: 

Pero le resultó difícil inventar símbolos para todos los elementos conocidos en su época y representó algunos con letras encerradas dentro de un círculo:

Zinc:  Cobre: 

El químico sueco Jons Jakob Berzelius en 1807 investigó y determinó la composición elemental exacta de distintos compuestos. Sugirió que cada elemento tuviese un símbolo válido para representar tanto el elemento en general como para un átomo del elemento y que ese símbolo fuese la inicial (en mayúsculas) del nombre latino del elemento; si dos o más elementos tenían la misma inicial, podía añadirse una segunda letra (en minúsculas). De esta forma se constituyeron los símbolos químicos de los elementos que actualmente son aceptados internacionalmente. (Ver tabla 1-1)

Tabla 1-1 Nombre y símbolo de los elementos

Nombre	Símbolo	Origen del símbolo y significado
Actino	Ac	Del griego <i>actis</i> rayo
Aluminio	Al	Del latín <i>alumen</i> alumbre
Americio	Am	De América
Antimonio	Sb	Del latín <i>stibium</i> marca. Las mujeres egipcias usaban estibnita negra (sulfuro de antimonio) como máscara.
Argón	Ar	Del griego <i>argos</i> inactivo
Arsénico	As	Del griego <i>arsénicos</i> fuerte, vigoroso, masculino
Astato o Astatinio	At	Del griego <i>a-statos</i> no duradero, ya que es un elemento que se descompone radiactivamente.
Azufre	S	Del latín <i>sulphur</i>
Bario	Ba	Del griego <i>barys</i> pesado
Berilio	Be	Del latín <i>beryllus</i> Piedra preciosa
Berkelio	Bk	De Berkeley, California, USA
Bismuto	Bi	Del alemán <i>wiese masse</i> masa blanca
Boro	B	Del árabe <i>bauraq</i> y del persa <i>bura</i> borax
Bromo	Br	Del griego <i>bromos</i> fetidez
Cadmio	Cd	Del latín <i>cadmia</i> calamina
Calcio	Ca	Del latín <i>calx</i> cal
Californio	Cf	De California, USA
Carbono	C	Del latín <i>carbo</i> carbón
Cerio	Ce	Del asteroide <i>Ceres</i>
Cesio	Cs	Del latín <i>caesius</i> cielo azul
Cinc	Zn	Del alemán <i>zinc</i> de origen oscuro
Cloro	Cl	Del griego <i>cloros</i> amarillo verdoso
Cobalto	Co	Del alemán <i>kobold</i> duende maligno. Los mineros consideraron de mal agüero el hallazgo de este metal
Cobre	Cu	Del latín <i>cuprum</i> de la isla de Chipre
Cromo	Cr	Del griego <i>chroma</i> color
Curio	Cm	En honor de Pierre y Marie Curie
Disprosio	Dy	Del griego <i>dysprositos</i> difícil de obtener o aislar
Einsteinio	Es	En honor de Albert Einstein
Erbio	Er	Por Yterbia pueblo de Suiza
Escandio	Sc	Del latín <i>Scandis</i> Escandinavia
Estaño	Sn	Del latín <i>stagnum</i> Estaño
Estroncio	Sr	De Strontian un pueblo de Escocia
Europio	Eu	De Europa
Fermio	Fm	En honor a Enrico Fermi. Descubridor de reacciones nucleares.
Flúor	F	Del latín <i>fluere</i> fluir
Fósforo	P	Del griego <i>phos</i> luz y <i>phoros</i> que lleva

Química General para Ingenieros

Nombre	Símbolo	Origen del símbolo y significado
Francio	Fr	De Francia
Gadolinio	Gd	En honor a Johann Gadolin descubridor del itrio
Galio	Ga	Del latín <i>gallia</i> Francia
Germanio	Ge	De <i>germania</i> Alemania
Hafnio	Hf	Del latín <i>Hafnia</i> Copenhagen
Helio	He	Del griego <i>helios</i> sol
Hidrógeno	H	Del griego <i>hydros</i> agua y <i>genes</i> formador
Hierro	Fe	Del latín <i>ferrum</i> hierro
Holmio	Ho	Del latín <i>Holmia</i> Estocolmo
Indio	In	Del color índigo
Iridio	Ir	Del latín <i>iris</i> arco iris
Itterbio	Yb	De Ytterbia un pueblo de Suiza
Itrio	Y	Del mineral Yttria de la zona de Ytterbia un pueblo de Suiza
Kriptón	Kr	Del griego <i>kryptos</i> escondido
Lantano	La	Del griego <i>lanthano</i> ignorado
Laurencio	Lr	En honor a Ernest O. Lawrence quien desarrolló el ciclotrón
Litio	Li	Del griego <i>lithos</i> piedra
Lutecio	Lu	De <i>Luteti</i> nombre antiguo dado a París.
Magnesio	Mg	Del griego <i>magnesia</i> nombre de una comarca de Tesalia (Grecia)
Manganeso	Mn	Del latín <i>magnes</i> magnético
Mendelevio	Md	En honor a Dimitri Mendeleev "padre" de la tabla periódica
Mercurio	Hg	Del latín <i>hydrargyrum</i> plata líquida
Molibdeno	Mo	Del griego <i>molybdos</i> plomo
Neodimio	Nd	Del griego <i>neo</i> + <i>didymos</i> nuevo gemelo
Neón	Ne	Del griego <i>neos</i> nuevo
Neptunio	Np	Por el planeta Neptuno
Niobio	Nb	Por <i>Niobe</i> una demonio hija de Tántalos (mitología)
Níquel	Ni	Del sueco <i>kopparnickel</i> falso cobre
Nitrógeno	N	El griego <i>nitron</i> sosa natural y <i>genes</i> formador
Nobelio	No	En honor de Alfredo Nobel fundador de los premios Nobel y descubridor de la dinamita.
Oro	Au	Del latín <i>aurum</i> brillo del amanecer
Osmio	Os	Del griego <i>osme</i> olor
Oxígeno	O	Del griego <i>oxys</i> ácido y <i>genes</i> formador (se pensó que formaba parte de todos los ácidos)
Paladio	Pd	Por el asteroide <i>Palas</i>
Plata	Ag	Del latín <i>argentum</i>
Platino	Pt	Del español <i>platina</i> diminutivo de plata
Plomo	Pb	Del latín <i>plumbum</i> pesado
Plutonio	Pu	Por el planeta Plutón
Polonio	Po	Por Polonia. Su descubridora Marie Curie lo nombró así en honor a su país de origen: Polonia.
Potasio	K	Del latín <i>kalium</i> potasa

Química General para Ingenieros

Nombre	Símbolo	Origen del símbolo y significado
Praseodimio	Pr	Del griego <i>prasios</i> + <i>didymos</i> verde
Prometio	Pm	De <i>Prometeo</i> , dios griego del fuego que le dio el fuego a los hombres
Protactinio	Pa	Del griego <i>protos</i> primero y <i>aktinos</i> rayo
Radio	Ra	Del latín <i>radius</i> rayo
Radón	Rn	Del latín <i>radius</i> rayo. El sufijo <i>-on</i> se usa para indicar que es un gas noble. Es emitido por el radio en su desintegración radiactiva.
Renio	Re	Del latín <i>Rhenus</i> del Rin
Rodio	Rh	Del griego <i>rhodios</i> rosado, color de las sales solubles de rodio
Rubidio	Rb	Del latín <i>rubidius</i> rojo oscuro (fue descubierto con el espectroscopio su espectro presenta líneas de ese color)
Rutenio	Ru	Del latín <i>Ruthenia</i> Rusia
Samarium	Sm	Del inglés <i>samarskite</i> un mineral
Selenio	Se	Del griego <i>selene</i> luna (se parece al telurio, nombrado así por la tierra)
Silicio	Si	Del latín <i>silex, silicis</i> pedernal, piedra dura
Sodio	Na	Del latín <i>natrium</i> soda
Talio	Tl	Del latín <i>thallus</i> brote verde en germinación. Su espectro de emisión presenta una línea fuerte de color verde
Tántalo	Ta	Por <i>Tántalos</i> figura de la mitología griega
Tecnecio	Tc	Del griego <i>technitos</i> artificial. Primer elemento preparado artificialmente por bombardeo de molibdeno radiactivo con deuterio.
Teluro	Te	Del latín <i>tellus</i> tierra
Titanio	Ti	Del griego <i>titanos</i> tierra blanca y por <i>Titanes</i> dioses griegos (mitología)
Thorio	Th	Por <i>Thor</i> dios del trueno y de la guerra de la mitología escandinava
Tulio	Tm	De Thulium un nombre primitivo dado a Escandinavia
Tungsteno o Wolframio	W	Del suizo <i>tung</i> + <i>sten</i> piedra pesada debido a su alta densidad. También se le conoce como wolframio del alemán <i>wolf + rahm</i>
Uranio	U	Fue nombrado por el planeta urano
Vanadio	V	Por <i>Vanadis</i> diosa escandinava del amor y la belleza.
Xenón	Xe	Del griego <i>xenos</i> extraño
Yodo	I	Del griego <i>ioedes</i> violeta
Zirconio	Zr	Del árabe <i>zargun</i> color dorado

Los nombres y símbolos de los elementos 104 al 112 están en discusión. Son elementos que no existen en estado natural sino que han sido creados por el hombre, en ocasiones por dos grupos de investigadores diferentes, por lo que cada grupo quiere darle un nombre diferente. Se presentan ambigüedades como en el caso del elemento 104: un grupo lo llamó Rutherfordio y otro grupo Kurchatovio. Debido a esta ambigüedad, se les ha asignado símbolos que tienen tres letras, que representan el número atómico del elemento.

Tabla 1-2 Nombres y símbolos de los elementos 104 al 109

Número atómico	Símbolos	Nombre
104	Rf	Rutherfordio en honor a Ernest Rutherford, químico neozelandés premio Nobel de Química en 1908
	Ku	Kurchatovio en honor a Igor Kurchatov, físico atómico ruso
	Unq	Unnilquadium <i>Ciento cuatro</i>
105	Ha	Hanio
	Unp	Unnilpentium <i>Ciento cinco</i>
106	Sg	Seaborgio
	Unh	Unnilhexium <i>Ciento seis</i>
107	Ns	Nielsbohrio en honor a Niels Bohr, físico danés premio Nobel de Física en 1901
	Uns	Unnilseptium <i>Ciento siete</i>
108	Hs	Hasio
	Uno	Unniloctium <i>Ciento ocho</i>
109	Mt	Meitnerio
	Une	Unnilennium <i>Ciento nueve</i>

1.2 ELECTRONES DE VALENCIA

Cuando dos o más elementos se unen para formar un compuesto, esta unión se llama ENLACE QUÍMICO y se lleva a cabo utilizando los electrones más externos (de mayor energía) del átomo que son llamados ELECTRONES DE VALENCIA. El resto de los electrones no son utilizados normalmente para formar un enlace.

Estos electrones de valencia definen **LA VALENCIA, que es la capacidad de combinación de un elemento con otros**. Es un número entero siempre positivo. El máximo número de electrones de valencia que puede poseer un átomo es **8**.

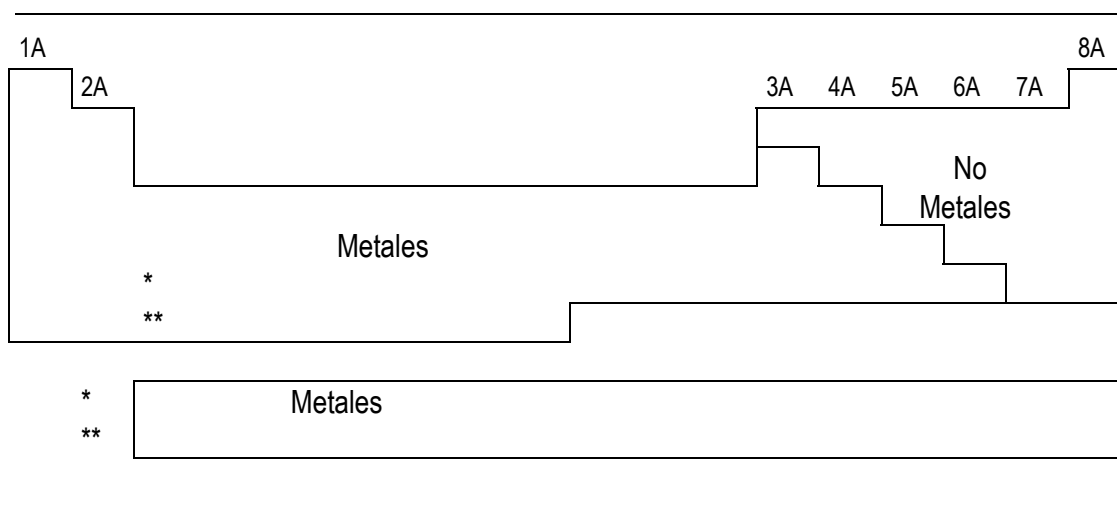
Para determinar el número de electrones de valencia es posible guiarse por la Tabla Periódica de la siguiente forma:

- Los elementos ubicados en un mismo grupo o familia (vertical) poseen la misma capacidad de combinación (valencia).
- En las columnas con letra A, elementos representativos, el número indica el número de electrones de valencia de ese grupo de elementos.

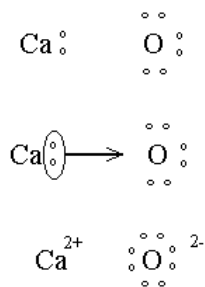
Si el átomo tiene más de cuatro electrones de valencia, tiende a ganar los que le falten, pero si tiene menos de cuatro, tiende a perderlos. En el caso de que tenga cuatro (grupo 4A de la Tabla Periódica) no gana ni pierde, los compartirá con otro átomo. Este es el caso del carbono, que gracias a esa capacidad de compartir electrones forma los compuestos orgánicos.

Los metales, ubicados del lado izquierdo de la Tabla Periódica, presentan una tendencia a perder los electrones de valencia, formando iones cargados positivamente. Los no metales, ubicados al lado derecho de la tabla (grupos 5A, 6A y 7A) tienden a ganar electrones, formando iones cargados negativamente.

Figura 1-2 Ubicación de los metales y no metales en la Tabla Periódica



Por ejemplo: el oxígeno (grupo 6A) tiene seis electrones de valencia, le faltan dos para completar 8; al formar un compuesto es capaz de aceptar los electrones que le pueda suministrar un elemento como el calcio (grupo 2A) que sólo posee dos electrones de valencia y que es capaz de (tiende a) donarlos. De esta forma el oxígeno gana dos cargas negativas y queda con carga neta **2-** y el calcio pierde dos cargas negativas y queda con carga neta **2+**.



1.3 ESTADO DE OXIDACIÓN

El intercambio de electrones origina una carga neta en cada átomo que se denomina ESTADO DE OXIDACIÓN o número de oxidación (se escribe primero el número y luego el signo, para evitar confusión con los exponentes matemáticos). Esta carga (estado de oxidación) no debe confundirse con la valencia. La valencia no tiene signo.

Es necesario memorizar el estado de oxidación (y su signo) para poder escribir las fórmulas y dar nombre a los compuestos. Surge ahora la pregunta: ¿Cómo recordar el estado de oxidación de un elemento?

Si se tiene una Tabla Periódica a mano (aunque no tenga los números de oxidación escritos) no es necesario recordar todos los estados de oxidación posibles, hay forma de deducirlos. Existen elementos que presentan un solo estado de oxidación posible, como los metales de los grupos 1A, 2A y los dos primeros elementos del grupo 3A. Su número de oxidación es igual al número del grupo con signo (+) (Ver figura 1-3)

Los no metales presentan estados de oxidación positivos y negativos. El estado de oxidación negativo se puede deducir de la Tabla Periódica pues es la diferencia entre el número del grupo y el número 8, con signo (-) (Ver figura 1-3).

Figura 1-3 Estado de oxidación más común de algunos elementos representativos

1A	2A																8A
H ⁺																	
Li ⁺																	
Na ⁺	Mg ²⁺																
K ⁺	Ca ²⁺																
Rb ⁺	Sr ²⁺																
Cs ⁺	Ba ²⁺	*															
		**															

*																	
**																	

Para recordar los números de oxidación positivos de los no metales pueden establecerse analogías a partir de la posición en la Tabla Periódica, tal como se explica en la tabla 1-4.

Tabla 1-4 Estados de oxidación de los no metales

Elemento	Grupo	Estados de oxidación	¿Cómo recordarlos?
F	7A	1-	Está en el grupo 7A, le falta 1 electrón para completar 8
Cl Br I	7A	1- ; 1+ ; 3+ ; 5+ ; 7+	Estos elementos están en el grupo 7A . Su número de oxidación negativo es igual a (8 - N° del grupo) El N° del grupo es impar y todos los estados de oxidación positivos son impares y hasta el número del grupo (7)
O	6A	2-	Está en el grupo 6A, le faltan 2 electrones para completar 8
S Se Te	6A	2- ; 2+ ; 4+ ; 6+	Estos elementos están en el grupo 6A . Su número de oxidación negativo es igual a (8 - N° del grupo) El N° del grupo es par y todos los estados de oxidación positivos son pares y hasta el número del grupo (6)
N * P As Sb	5A	3- ; 3+ ; 5+	Estos elementos están en el grupo 5A . Su número de oxidación negativo es igual a (8 - N° del grupo) El N° del grupo es impar y los estados de oxidación positivos son impares y hasta el número del grupo (5). El estado de oxidación 1+ no es común en estos elementos.
C	4A	4- ; 2+ ; 4+	Este elemento del grupo 4A es la base de los compuestos orgánicos. También puede formar compuestos inorgánicos para los cuales adquiere esos estados de oxidación.
Si	4A	2+ ; 4+	Este elemento está en el grupo 4A . El N° del grupo es par y todos los estados de oxidación positivos son pares, hasta el número del grupo (4)

* El nitrógeno puede presentarse con otros estados de oxidación: 1+ ; 2+ y 4+ generalmente en compuestos binarios con oxígeno.

Los metales que se encuentran en los grupos con letra B (metales de transición), en ocasiones presentan más de un estado de oxidación posible. Uno de ellos corresponde al número del grupo, pero hay compuestos donde esos metales presentan otro estado de oxidación diferente. En la tabla 1-5 se presentan los metales de transición más comunes y algunas sugerencias para recordar sus estados de oxidación.

Tabla 1-5 Estados de oxidación de algunos metales de transición

Elemento	Grupo	Estados de oxidación	¿Cómo recordarlos?
Cu	1B	1+ ; 2+	El primero es el número del grupo, el otro debe memorizarse.
Ag	1B	1+	Es el número del grupo
Au	1B	1+ ; 3+	El primero es el número del grupo, el otro debe memorizarse.
Zn	2B	2+	Es el número del grupo
Cd	2B	2+	Es el número del grupo
Hg	2B	1+ ; 2+	El segundo es el número del grupo, el otro debe memorizarse.
Ce	3B	3+ ; 4+	El primero es el número del grupo, el otro debe memorizarse.
Ti	4B	2+ ; 3+ ; 4+	El tercero es el número del grupo, los otros deben memorizarse.
V	5B	2+ ; 3+ ; 4+ ; 5+	El último es el número del grupo, los otros deben memorizarse.
Cr	6B	2+ ; 3+ ; 6+	El tercero es el número del grupo, los otros deben memorizarse.
Mn	7B	2+ ; 3+ ; 4+ ; 6+ ; 7+	Es uno de los elementos con mayor número de estados de oxidación posibles.
Fe Co Ni	8B	2+ ; 3+	Hay que memorizarlos.
Pt Pd	8B	2+ ; 4+	Hay que memorizarlos.
*Pb *Sn	4A	2+ ; 4+	El segundo es el número del grupo, el otro debe memorizarse.

* Aunque el plomo y el estaño no son metales de transición, se incluyen en esta tabla ya que presentan más de un estado de oxidación.

La posición de los elementos de la tabla 1-5 en la Tabla Periódica, se presenta en la figura 1-4.

Figura 1-4 Posición en la Tabla Periódica de los elementos de la tabla 1-5

1A																			8A
	2A		3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A		
				Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn							
										Pd	Ag	Cd		Sn					
		*								Pt	Au	Hg		Pb					
		**																	
		*																	
		**																	
			Ce																

1.3 FORMULACION Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS

Se denominan compuestos binarios aquellos que están formados por dos elementos diferentes.

1.3.1. ÓXIDOS BÁSICOS: Son compuestos formados por un METAL y OXÍGENO. El oxígeno tiene un estado de oxidación 2- y el metal tiene un número de oxidación positivo. El compuesto formado debe tener una carga neta de cero.

La IUPAC recomienda lo siguiente para formular los óxidos básicos:

- Se coloca el símbolo del metal a la izquierda y el del oxígeno a la derecha.
- Se intercambian los estados de oxidación de los dos elementos colocándolos como subíndices (sin la carga + ó -). Si los subíndices son iguales, o son múltiplos uno del otro, se simplifican.
- El subíndice 1 no se escribe

Nomenclatura tradicional:

- Se nombran como **óxido de...** seguido del nombre del metal.
- Si el metal tiene más de un estado de oxidación, se utilizan los sufijos **oso** e **ico** para indicar el menor y el mayor estado de oxidación; esta nomenclatura ya no se utiliza, debido a la ambigüedad que presenta, sobre todo con metales que presentan más de dos estados de oxidación.

Nomenclatura STOCK:

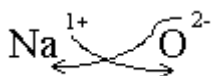
- Se nombran como **óxido de...** seguido del nombre del metal.
- Si el metal tiene más de un estado de oxidación, se coloca dicho número en romanos entre paréntesis.
- Si el metal tiene un único estado de oxidación, no es necesario escribirlo.

Ejemplo 1.1: Formular y nombrar un óxido básico entre un elemento del grupo 1A y el oxígeno.

Sodio: estado de oxidación 1+ Na⁺

Oxígeno: estado de oxidación 2- O²⁻

Se coloca el metal del lado izquierdo y el oxígeno del lado derecho; luego se intercambian los estados de oxidación sin el signo:



Fórmula: Na₂O

Nombre tradicional: Oxido de sodio

Nombre STOCK: Oxido de sodio

Tabla 1-6 Formulación y nomenclatura de algunos óxidos básicos

Metal	Estado de oxidación	Fórmula	Nombre tradicional	Nombre Stock
Na	1+	Na ₂ O	Oxido de sodio	Oxido de sodio
Fe	2+	FeO	Oxido ferroso	Oxido de hierro (II)
Fe	3+	Fe ₂ O ₃	Oxido férrico	Oxido de hierro (III)
Pb	2+	PbO	Oxido plumboso	Oxido de plomo (II)
Pb	4+	PbO ₂	Oxido plúmbico	Oxido de plomo (IV)
Al	3+	Al ₂ O ₃	Oxido de aluminio	Oxido de aluminio
Mg	2+	MgO	Oxido de magnesio, óxido magnésico	Oxido de magnesio
Mn	2+	MnO	Oxido hipomanganeso	Oxido de manganeso (II)
Mn	4+	MnO ₂	Oxido manganeso	Oxido de manganeso (IV)
Mn	7+	Mn ₂ O ₇	Oxido permangánico	Oxido de manganeso (VII)
Ca	2+	CaO	Oxido de calcio	Oxido de calcio

1.3.2. **ÓXIDOS ÁCIDOS (ANHÍDRIDOS):** Son compuestos formados por un NO METAL y OXÍGENO. El oxígeno tiene un estado de oxidación 2- por lo que el no metal debe tomar un estado de oxidación positivo, ya que el compuesto formado debe tener una carga neta de cero.

La IUPAC recomienda lo siguiente para formular los óxidos ácidos:

- Se coloca el símbolo del no metal a la izquierda y el del oxígeno a la derecha.
- Se intercambian los estados de oxidación de los dos elementos colocándolos como sub índices (sin la carga + ó -). Si los subíndices son iguales, o son múltiplos uno del otro, se simplifican. El subíndice 1 no se escribe.

Nomenclatura tradicional:

- Se nombran con la palabra **ANHÍDRIDO** seguida del **nombre** del no metal con los sufijos **oso** e **ico** para indicar el menor y el mayor estado de oxidación.
- En el caso de no metales con más de dos estados de oxidación positivos se utilizan además los prefijos **hipo** y **per** para indicar el menor de los menores y el mayor de los mayores respectivamente. (Ver tabla 1-7)
- Se les llamaba anhídridos (secos) ya que reaccionan fácilmente con el agua para formar oxácidos.
- Esta nomenclatura ya no se utiliza, sin embargo es conveniente conocerla ya que facilita la nomenclatura de compuestos derivados, como es el caso de los oxácidos que provienen de los anhídridos.

Tabla 1-7 Prefijos y sufijos de la nomenclatura tradicional.

Elementos	Estados de oxidación positivos	Prefijos y sufijos
Cl ; Br ; I	1+	<i>Hipo.....oso</i>
	3+	<i>...oso</i>
	5+	<i>...ico</i>
	7+	<i>per.....ico</i>
S ; Se ; Te	2+	<i>Hipo.....oso</i>
	4+	<i>...oso</i>
	6+	<i>...ico</i>
N ; P ; As ; Sb	3+	<i>...oso</i>
	5+	<i>...ico</i>

Nomenclatura STOCK:

- Se nombran como **óxido de...** seguido del nombre del no metal y su estado de oxidación, en números romanos, entre paréntesis.

En el ejemplo 1.2 se presenta la forma de nombrar cuatro óxidos diferentes del cloro.

Ejemplo 1.2: Formular y nombrar los óxidos ácidos que se pueden formar entre un elemento del grupo 7A y el oxígeno.

Cloro: estados de oxidación posibles: 1+, 3+, 5+ y 7+ Oxígeno: estado de oxidación 2-

El cloro presenta cuatro estados de oxidación positivos, por lo tanto se podrán formular cuatro compuestos diferentes.

Posibilidad 1: Cl^+ y O^{2-} Se coloca el no metal del lado izquierdo y luego se intercambian los estados de oxidación sin el signo:

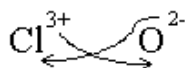


Fórmula: Cl_2O

Nombre tradicional: Anhídrido *hipocloroso*

Nombre STOCK: Óxido de cloro(I)

Posibilidad 2: Cl^{3+} y O^{2-} Se coloca el no metal del lado izquierdo y luego se intercambian los estados de oxidación sin el signo:

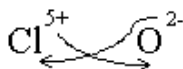


Fórmula: Cl_2O_3

Nombre tradicional: Anhídrido *cloroso*

Nombre STOCK: Óxido de cloro(III)

Posibilidad 3: Cl^{5+} y O^{2-} Se coloca el no metal del lado izquierdo y luego se intercambian los estados de oxidación sin el signo:



Fórmula: Cl_2O_5

Nombre tradicional: Anhídrido *clórico*

Nombre STOCK: Óxido de cloro(V)

Posibilidad 4: Cl^{7+} y O^{2-} Se coloca el no metal del lado izquierdo y luego se intercambian los estados de oxidación sin el signo:



Fórmula: Cl_2O_7

Nombre tradicional: Anhídrido *perclórico*

Nombre STOCK: Óxido de cloro(VII)

En la tabla 1-8 se presentan algunos ejemplos de óxidos ácidos, sus nombres y los elementos que forman compuestos similares.

Tabla 1-8 Formulación y nomenclatura de algunos óxidos ácidos

No metal	Estado de oxidación	Fórmula	Nombre tradicional	Nombre Stock	Elementos que forman compuestos similares
Cl	1+	Cl ₂ O	Anhídrido hipocloroso	Oxido de cloro (I)	Br y I
	3+	Cl ₂ O ₃	Anhídrido cloroso	Oxido de cloro (III)	
	5+	Cl ₂ O ₅	Anhídrido clórico	Oxido de cloro (V)	
	7+	Cl ₂ O ₇	Anhídrido perclórico	Oxido de cloro (VII)	
S	2+	SO	Anhídrido hiposulfuroso	Oxido de azufre (II)	Se y Te
	4+	SO ₂	Anhídrido sulfuroso	Oxido de azufre (IV)	
	6+	SO ₃	Anhídrido sulfúrico	Oxido de azufre (VI)	
N	3+	N ₂ O ₃	Anhídrido nitroso	Oxido de nitrógeno (III)	P, As y Sb
	5+	N ₂ O ₅	Anhídrido nítrico	Oxido de nitrógeno (V)	
C	4+	CO ₂	Anhídrido carbónico	Oxido de carbono (IV)	Si

1.3.3. **PERÓXIDOS:** Son compuestos formados por un METAL y OXÍGENO. En ellos hay dos átomos de oxígeno unidos entre sí (enlace -O-O-) El oxígeno tiene un estado de oxidación 1- y el metal tiene un número de oxidación positivo. El compuesto formado debe tener una carga neta de cero.

La IUPAC recomienda lo siguiente para formular los peróxidos:

- Se coloca el símbolo del metal a la izquierda y el del oxígeno a la derecha.
- Siempre se colocan dos átomos de oxígeno, y se considera como si fuese un único elemento con carga (2-) O_2^{2-}
- Se intercambian los estados de oxidación colocándolos como sub índices (sin la carga + ó -). **El subíndice 2 del oxígeno NO SE SIMPLIFICA.**
- El subíndice 1 no se escribe.

Nomenclatura tradicional:

- Se nombran como **peróxido de...** seguido del **nombre** del metal.
- Si el metal tiene más de un estado de oxidación, se utilizan los sufijos **oso** e **ico** para indicar el menor y el mayor estado de oxidación; esta nomenclatura ya no se utiliza, debido a la ambigüedad que presenta, sobre todo con metales que presentan más de dos estados de oxidación.

Nomenclatura STOCK:

- Se nombran como **peróxido de...** seguido del **nombre** del metal.
- Si el metal tiene más de un **estado de oxidación**, se coloca dicho número **en romanos** entre paréntesis.
- Si el metal tiene un único estado de oxidación, no es necesario escribirlo.

Tabla 1-9 Fórmula y nombres de los peróxidos más comunes

Elemento	Estado de oxidación	Fórmula	Nombre tradicional	Nombre Stock
Na	1+	Na ₂ O ₂	Peróxido de sodio	Peróxido de sodio
Zn	2+	ZnO ₂	Peróxido de cinc	Peróxido de cinc
Cu	1+	Cu ₂ O ₂	Peróxido cuproso	Peróxido de cobre (I)
K	1+	K ₂ O ₂	Peróxido de potasio	Peróxido de potasio
H	1+	H ₂ O ₂	Peróxido de hidrógeno	Peróxido de hidrógeno

El peróxido más común es el H₂O₂ Peróxido de hidrógeno. Su nombre común es “agua oxigenada”. El mismo compuesto que se utiliza, en solución acuosa, para detener las hemorragias.

1.3.4. ACIDOS HIDRÁCIDOS: Son compuestos formados por HIDRÓGENO y un NO METAL de los grupos 6A y 7A. El hidrógeno presenta un estado de oxidación 1+ por lo que el no metal tomará un estado de oxidación negativo, para conservar la neutralidad del compuesto.

Estos compuestos se encuentran en forma natural en estado gaseoso. Se les llama hidrácidos debido a que al disolverse en agua y disociarse generan soluciones ácidas.

La IUPAC recomienda lo siguiente para formular los hidrácidos:

- Se coloca el símbolo del hidrógeno a la izquierda y el del no metal a la derecha, ya que es el que tiene el número de oxidación negativo.
- Se intercambian los estados de oxidación colocándolos como sub índices **sin la carga**.
- El subíndice 1 no se escribe.

Para los hidrácidos la nomenclatura tradicional y la sistemática coinciden:

- Cuando están en estado gaseoso se nombran añadiendo la terminación **-uro** al nombre del no metal, seguido de las palabras **de hidrógeno**.
- Los hidrácidos obtenidos por la disolución acuosa del gas se nombran con la palabra **ácido** seguida del **nombre** del no metal terminado en **-hídrico**.

La nomenclatura Stock no se aplica a estos compuestos.

Tabla 1-10 Fórmula y nombres de hidrácidos

No metal	Estado de oxidación	Fórmula	Nombre del gas	Nombre del hidrácido en solución acuosa
F	1-	HF	Fluoruro de hidrógeno	Acido fluorhídrico
Cl	1-	HCl	Cloruro de hidrógeno	Acido clorhídrico
Br	1-	HBr	Bromuro de hidrógeno	Acido bromhídrico
I	1-	HI	Yoduro de hidrógeno	Acido yodhídrico
S	2-	H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Acido sulfhídrico
Se	2-	H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Acido selenhídrico
Te	2-	H ₂ Te	Teluro de hidrógeno	Acido Telurhídrico

1.3.5. COMPUESTOS BINARIOS CON NOMBRE PROPIO: Existen compuestos binarios formados por un no metal y el hidrógeno que no se rigen por ninguna regla de nomenclatura, tienen nombres propios. Estos compuestos que no se pueden considerar hidrácidos pues cuando se disuelven en agua no producen soluciones ácidas. El amoníaco, por ejemplo, al disolverse en agua produce una solución alcalina.

Tabla 1-11 Compuestos binarios con nombre común.

Fórmula	Nombre sistemático o común
H ₂ O	Agua
NH ₃	Amoníaco
PH ₃	Fosfina
AsH ₃	Arsina
SbH ₃	Estilbina
CH ₄	Metano
SiH ₄	Silano

1.3.6. COMPUESTOS BINARIOS EN GENERAL: La forma general de formular y nombrar los compuestos binarios es la siguiente:

Para formular estos compuestos la IUPAC recomienda:

- Se escribe del lado derecho de la fórmula el símbolo del elemento más electronegativo, que es el que tendrá el estado de oxidación negativo.
- En la Tabla Periódica, el elemento más electronegativo es el flúor. A medida que un elemento esté más lejos del flúor, tendrá menor electronegatividad. La figura 1-5 presenta la tendencia de variación de la electronegatividad en la Tabla Periódica; la electronegatividad crece en el sentido de la flecha
- Si ambos elementos están en un mismo grupo, el más electronegativo es el que esté más arriba.

Nomenclatura sistemática de estos compuestos

- El elemento más electronegativo se nombra de primero, seguido del sufijo **-uro**.
- Se usan prefijos griegos (mono-, di-, tri-, tetra, etc.) para indicar el número de átomos de cada elemento. Nunca se usa el prefijo *mono-* con el elemento que se nombra de segundo.
- Se separa el nombre de ambos elementos con la palabra **de**.

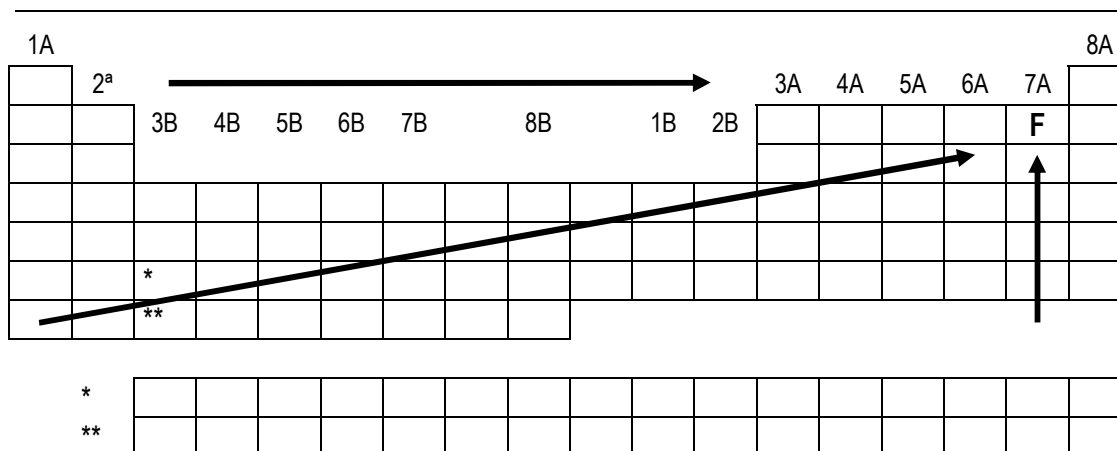
La tabla 1-12 presenta la fórmula y el nombre sistemático de algunos de estos compuestos.

Tabla 1-12 Fórmula y nombre sistemático de algunos compuestos binarios

Elementos y Estados de oxidación		Fórmula	Nombre sistemático	
H*	Na	1- 1+	NaH	Hidruro de sodio
Cl*	Br	1- 1+	BrCl	Cloruro de bromo
S*	C	2- 4+	CS ₂	Disulfuro de carbono, sulfuro de carbono
C*	Ca	1- 2+	CaC ₂	Dicarburo de calcio, Carburo de calcio

* Elemento más electronegativo de cada par.

Figura 1-5 Tendencias de aumento de electronegatividad.



1.5 FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS TERNARIOS

1.5.1. **HIDRÓXIDOS:** Son compuestos básicos (alcalinos) formados por un METAL, OXÍGENO e HIDRÓGENO (grupo OH). El grupo OH (hidróxido) tiene una carga igual a 1- debido a la neutralización parcial de los estados de oxidación del hidrógeno (1+) y el oxígeno (2-)

Para formular los hidróxidos, la IUPAC recomienda:

- Se coloca el símbolo del metal a la izquierda y el grupo OH a la derecha.
- Se intercambian los estados de oxidación del metal y del grupo OH y se colocan como subíndices (sin la carga + ó -). Se utiliza un paréntesis en el OH si el compuesto presenta más de un grupo hidróxido.

Nomenclatura tradicional:

- Se nombran como **hidróxido de...** seguido del **nombre** del metal.
- Si el metal tiene más de un estado de oxidación, se utilizan los sufijos **oso** e **ico** para indicar el menor y el mayor estado de oxidación del metal.

Nomenclatura STOCK:

- Se nombran como **hidróxido de...** seguido del **nombre** del metal.
- Si el metal tiene más de un estado de oxidación, se coloca en números romanos entre paréntesis.
- Si el metal tiene un único estado de oxidación, no es necesario escribirlo.

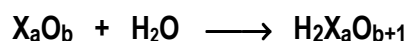
La tabla 1-13 muestra la fórmula y los nombres de algunos hidróxidos.

Tabla 1-13 Fórmula y nombre de algunos hidróxidos

Metal	Estado de oxidación	Fórmula	Nombre tradicional	Nombre Stock
Na	1+	NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Zn	2+	Zn(OH) ₂	Hidróxido de cinc	Hidróxido de cinc
Cr	3+	Cr(OH) ₃	Hidróxido crómico	Hidróxido de cromo (III)
Pt	4+	Pt(OH) ₄	Hidróxido platínico	Hidróxido de platino (IV)
Fe	2+	Fe(OH) ₂	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro (II)
Fe	3+	Fe(OH) ₃	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro (III)
Pb	2+	Pb(OH) ₂	Hidróxido plumboso	Hidróxido de plomo (II)
Pb	4+	Pb(OH) ₄	Hidróxido plúmbico	Hidróxido de plomo (IV)
Al	3+	Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
Mg	2+	Mg(OH) ₂	Hidróxido de magnesio	Hidróxido de magnesio

1.5.2 OXÁCIDOS: son compuestos ácidos formados por HIDRÓGENO, un NO METAL y OXÍGENO. Se obtienen por reacción entre un anhídrido (óxido ácido) y el agua.

Para formular un oxácido a partir del anhídrido, la reacción que ocurre es:



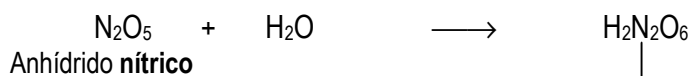
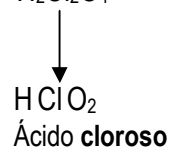
Si **a** y **(b+1)** son números pares, la fórmula se puede simplificar.

Nomenclatura tradicional: a diferencia de los compuestos estudiados hasta ahora, para nombrar los oxácidos el nombre tradicional se sigue utilizando. Del nombre tradicional del anhídrido (sección 1.4.2) se elimina la palabra *anhídrido* y se sustituye por la palabra *ácido*

Ejemplo 1.3:



Se pueden simplificar los subíndices y se obtiene:



Se pueden simplificar los subíndices y se obtiene:

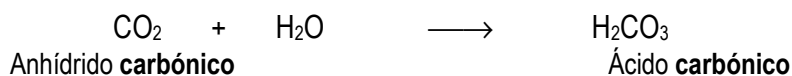
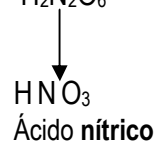
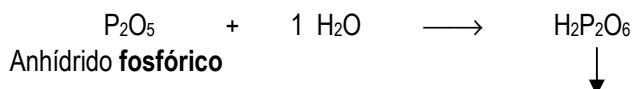


Tabla 1-14 Reacción de anhídridos más agua para dar oxácidos y sus nombres tradicionales

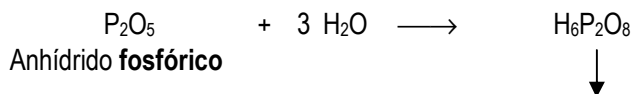
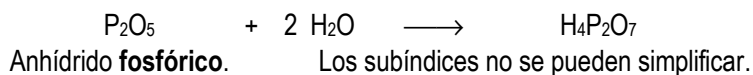
Fórmula del anhídrido y su nombre tradicional	+ agua	Fórmula del ácido (después de simplificar) y nombre tradicional	Forman compuestos similares
Cl_2O Anhídrido hipocloroso	+ H_2O	HClO Ácido hipocloroso	Br y I
Cl_2O_3 Anhídrido cloroso	+ H_2O	HClO_2 Ácido cloroso	
Cl_2O_5 Anhídrido clórico	+ H_2O	HClO_3 Ácido clórico	
Cl_2O_7 Anhídrido perclórico	+ H_2O	HClO_4 Ácido perclórico	
SO Anhídrido hiposulfuroso	+ H_2O	H_2SO_2 Ácido hiposulfuroso	Se y Te
SO_2 Anhídrido sulfuroso	+ H_2O	H_2SO_3 Ácido sulfuroso	
SO_3 Anhídrido sulfúrico	+ H_2O	H_2SO_4 Ácido sulfúrico	
N_2O_3 Anhídrido nitroso	+ H_2O	HNO_2 Ácido nitroso	
N_2O_5 Anhídrido nítrico	+ H_2O	HNO_3 Ácido nítrico	
CO_2 Anhídrido carbónico	+ H_2O	H_2CO_3 Ácido carbónico	

En la tabla no aparece el flúor; este elemento sólo tiene un estado de oxidación posible (1-), por lo tanto, al no tener posibilidades de estados de oxidación positivos, no puede formar anhídridos y tampoco puede formar oxácidos.

El fósforo, arsénico y antimonio, aunque pertenecen al mismo grupo que el nitrógeno (5A), deben estudiarse aparte. Estos elementos forman anhídridos similares al nitrógeno, pero los oxácidos son diferentes. Esto se debe a que los anhídridos de P, As y Sb pueden reaccionar con una, dos o tres moléculas de agua, formando tres oxácidos diferentes para cada anhídrido.



Se pueden simplificar los subíndices y se obtiene: HPO_3



Se pueden simplificar los subíndices y se obtiene: H_3PO_4

Se obtienen tres oxácidos diferentes para un solo anhídrido, ¿cómo nombrar estos oxácidos?

- Se sustituye la palabra *anhídrido* por la palabra **ácido**
- Se coloca a continuación un prefijo que se relaciona con el número de molécula de agua que reaccionan con una molécula de anhídrido:

N° de moléculas de agua	Prefijo
1	Meta
2	Piro
3	Orto

- Se termina con el nombre del anhídrido del cual se obtiene.

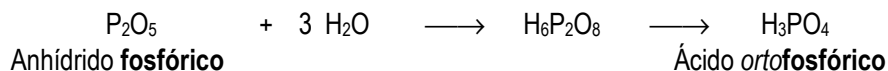
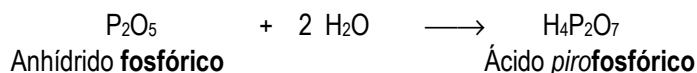
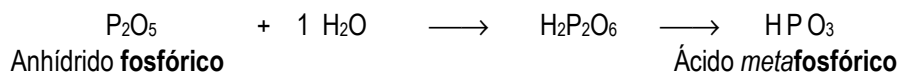


Tabla 1-15 Oxácidos de los elementos P, As y Sb

Fórmula del anhídrido y su nombre tradicional	+ agua	Fórmula del ácido (después de simplificar) y nombre tradicional	Elementos que forman compuestos similares
P ₂ O ₃ Anhídrido fosforoso	+ 1 H ₂ O	HPO ₂ Ácido <i>metafosforoso</i>	As y Sb
	+ 2 H ₂ O	H ₄ P ₂ O ₅ Ácido <i>pirofosforoso</i>	
	+ 3 H ₂ O	H ₃ PO ₃ Ácido <i>ortofosforoso</i> *(Ácido fosforoso)	
P ₂ O ₅ Anhídrido fosfórico	+ 1 H ₂ O	HPO ₂ Ácido <i>metafosfórico</i>	As y Sb
	+ 2 H ₂ O	H ₄ P ₂ O ₇ Ácido <i>pirofosfórico</i>	
	+ 3 H ₂ O	H ₃ PO ₄ Ácido <i>ortofosfórico</i> *(Ácido fosfórico)	

* Nombres tradicionales más comunes

Existen otros oxácidos en cuya estructura hay UN METAL en vez de un no metal como átomo central. Los más utilizados se presentan en la tabla 1-16:

Tabla 1-16 Oxácidos cuyo átomo central es un metal

Elemento central	Estado de oxidación	Fórmula del oxácido	Nombre tradicional
Cr	6+	H ₂ CrO ₄	Ácido crómico
Cr	6+	H ₂ Cr ₂ O ₇	Ácido dicrómico
Mn	6+	H ₂ MnO ₄	Ácido mangánico
Mn	7+	HMnO ₄	Ácido permangánico
Mo	6+	H ₂ MoO ₄	Ácido molíbdico

La tendencia actual de la nomenclatura es eliminar ambigüedades. Para los oxácidos se han desarrollado nombres funcionales y nombres sistemáticos que eliminan las ambigüedades.

Nomenclatura funcional (Stock):

El nombre del oxácido se forma con la palabra **ácido** seguida de un término formado por cuatro componentes:

1. Los prefijos numéricos (*mono-*, *di-*, etc) y los términos que definen a los átomos que rodean al elemento central: *oxo-* para oxígeno; *tio-* para azufre; *hidrido-* para hidrógeno (cuando el hidrógeno **no es ácido**).
2. La raíz del átomo central:

Tabla 1-17 Raíz del nombre del átomo central

Atomo central	Raíz	Atomo central	Raíz
P	<i>Fosf-</i>	Cl	<i>Clor-</i>
As	<i>Arsen-</i>	Br	<i>Brom-</i>
Sb-	<i>Antimon-</i>	I	<i>Yod-</i>
N	<i>Nitr-</i>	C	<i>Carbon-</i>
Mn	<i>Mangan-</i>	Se	<i>Selen-</i>
Si	<i>Silic-</i>	Te	<i>Telur-</i>

3. La terminación **-ico** unida a la raíz del átomo central.
4. El número de oxidación del átomo central, en números romanos y entre paréntesis. Cuando este número no admite ambigüedad, se puede suprimir dando lugar a un nombre funcional simplificado

Tabla 1-18 Nombre tradicional de algunos oxácidos

Fórmula y nombre tradicional	
HClO	Ácido hipocloroso
HClO ₂	Ácido cloroso
HClO ₃	Ácido clórico
HClO ₄	Ácido perclórico
H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
HNO ₂	Ácido nitroso
HNO ₃	Ácido nítrico
H ₂ CO ₃	Ácido carbónico
H ₄ SiO ₄	Ácido ortosilícico
H ₃ PO ₃	Ácido fosforoso
H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico
H ₂ CrO ₄	Ácido crómico
H ₂ MnO ₄	Ácido mangánico
HMnO ₄	Ácido permangánico

1.6 FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE IONES

Las especies químicas que poseen una carga eléctrica neta diferente de cero, se denominan iones. Los iones pueden tener carga positiva o negativa. Si la carga es positiva el ión es un **catión** y si la carga es negativa, el ion es un **anión**. Las cargas de los iones se escriben en la parte superior derecha de la fórmula mediante un número *n* seguido del signo (+ ó -). Si el número es 1, éste se omite y se coloca sólo el signo.

Los cationes se derivan de los hidróxidos cuando pierden los grupos OH. Los aniones se derivan de los ácidos: hidrácidos y oxácidos cuando pierden los hidrógenos ácidos.

1.6.1. **CATIONES:** para nombrar los cationes se usan los siguientes sistemas:

- 1.6.1.1. Sistema tradicional: Se nombran como derivados de hidróxidos. Del nombre tradicional del hidróxido se eliminan las palabras **hidróxido de** y se sustituye por la palabra **ion**.
- 1.6.1.2. Sistema Stock: Si el catión está formado por un solo elemento, se nombra con la palabra **catión** seguida del **nombre** del elemento y su estado de oxidación en romanos y entre paréntesis. Si el catión está formado por dos o más elementos, se nombra con la palabra **catión** y una nomenclatura similar a la usada en los hidróxidos.

Tabla 1-19 Fórmulas y nombres de algunos cationes

Hidróxido de origen	Fórmula del Catión	Nombre tradicional	Nombre Stock
NaOH Hidróxido de sodio	Na ⁺	Ion sódico o ion sodio	Catión sodio (I)
Ca(OH) ₂ Hidróxido de calcio	Ca ²⁺	Ion cálcico o ion calcio	Catión calcio (II)
Al(OH) ₃ Hidróxido de aluminio	Al ³⁺	Ion aluminio	Catión aluminio (III)
Fe(OH) ₂ Hidróxido ferroso	Fe ²⁺	Ion ferroso	Catión hierro (II)
Fe(OH) ₃ Hidróxido férrico	Fe ³⁺	Ion férrico	Catión hierro (III)
Ni(OH) ₂ Hidróxido níqueloso	Ni ²⁺	Ion níqueloso	Catión níquel (II)

Existen cationes poliatómicos que se utilizan frecuentemente y tienen nombres propios:

Tabla 1-20 Fórmula y nombre de algunos cationes poli atómicos

Fórmula	Nombre
NH ₄ ⁺	Ion amonio
H ₃ O ⁺	Ion oxonio (tradicionalmente se le llamaba ion hidronio)
H ⁺	Ion hidrógeno (protón)

1.6.2. **ANIONES:** para nombrar los cationes se usan los siguientes sistemas, que son derivados de la nomenclatura de ácidos.

1.6.2.1. Nomenclatura tradicional:

a) Se nombran como derivados de ácidos. Del nombre tradicional del ácido se elimina la palabra *ácido*. y se sustituye por la palabra **ion**. Se cambia la terminación del nombre según lo siguiente:

Tabla 1-21 Sufijos de aniones

Si el nombre del ácido termina en:	El nombre del anión terminará en:
-hídrico	-uro
-oso	-ito
-ico	-ato

b) Si el anión está formado por un solo elemento, se nombra con la palabra *ion* (o *anión*) seguida del *nombre* terminado en *-uro*.

c) Si el anión contiene algún hidrógeno ácido, su nombre se forma a partir del nombre del oxácido anteponiéndole el término *hidrógeno* con su prefijo numérico correspondiente. En el caso de ácidos que tienen dos hidrógenos, al perder uno de ellos, el anión que se obtiene se nombra con el prefijo *bi-* en vez de usar el término *hidrógeno*.

Tabla 1-22 Fórmula y nombre tradicional de algunos aniones

Ácido original y su nombre tradicional	Fórmula del anión	Nombre tradicional del anión
HCl Ácido clorhídrico	Cl ⁻	Ion cloruro
HF Ácido fluorhídrico	F ⁻	Ion fluoruro
HI Ácido yodhídrico	I ⁻	Ion yoduro
H ₂ S Ácido sulfhídrico	S ²⁻	Ion sulfuro
	HS ⁻	Ion hidrógeno sulfuro, Ion sulfuro ácido o Ion bisulfuro
HCN Ácido cianhídrico	CN ⁻	Ion cianuro
HOCN Ácido oxiciánhídrico	OCN ⁻	Ion oxicianuro
HSCN Ácido sulfocianhídrico o Ácido tiocianico	SCN ⁻	Ion sulfocianuro o Ion tiocianato

Ácido original y su nombre tradicional	Fórmula del anión	Nombre tradicional del anión
H ₂ CO ₃ Ácido carbónico	CO ₃ ²⁻	Ion carbonato
	HCO ₃ ⁻	Ion hidrógeno carbonato, Ion carbonato ácido o Ion carbonato
H ₃ PO ₄ Ácido fosfórico	PO ₄ ³⁻	Ion fosfato
	H ₂ PO ₄ ⁻	Ion dihidrógeno fosfato
	HPO ₄ ²⁻	Ion monohidrógeno fosfato
HNO ₂ Ácido nítrico	NO ₂ ⁻	Ion nitrito
H ₂ SO ₄ Ácido sulfúrico	SO ₄ ²⁻	Ion sulfato
	HSO ₄ ⁻	Ion sulfato ácido, Ion hidrógeno sulfato o Ion sulfato
HClO Ácido hipocloroso	ClO ⁻	Ion hipoclorito
HClO ₄ Ácido perclórico	ClO ₄ ⁻	Ion perclorato
HMnO ₄ Ácido permangánico	MnO ₄ ⁻	Ion permanganato
H ₂ Cr ₂ O ₇ Ácido dicrómico	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Ion dicromato

1.6.2.2. Nomenclatura sistemática:

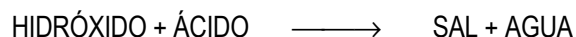
Se nombran como derivados de ácidos. Se suprimen las palabras *de hidrógeno* y se coloca la palabra **ion** antes del nombre sistemático. Si el anión está formado por un solo elemento (proveniente de un hidrácido) se utiliza el nombre del elemento, terminado en –uro. Si es un anión poli atómico, se emplean los sistemas Ewens-Bassett y Stock como se ha explicado antes.

Tabla 1-23 Nomenclatura sistemática de aniones monoatómicos

Fórmula del ácido original y su nombre sistemático	Fórmula del anión	Nombre sistemático del anión
HCl Cloruro de hidrógeno	Cl ⁻	Ion cloruro
HF Fluoruro de hidrógeno	F ⁻	Ion fluoruro
HBr Bromuro de hidrógeno	Br ⁻	Ion bromuro
HI Yoduro de hidrógeno	I ⁻	Ion yoduro
H ₂ S Sulfuro de hidrógeno	S ²⁻	Ion sulfuro
H ₂ Se Seleniuro de hidrógeno	Se ²⁻	Ion seleniuro

1.7 FORMULACION Y NOMENCLATURA DE SALES

Las sales son compuestos que se forman por la reacción entre un ácido (oxácido o hidrácido) y un hidróxido.



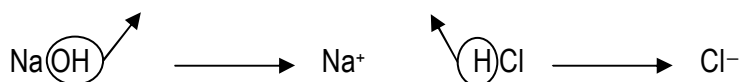
La fórmula de la sal se obtiene de la siguiente forma:

- Se le quitan los OH al hidróxido, con lo cual se obtiene el catión correspondiente.
- Se le quitan los hidrógenos al ácido (uno o todos), con lo cual se obtiene el anión correspondiente.
- Se unen el catión y el anión y se intercambian las cargas (sin el signo).

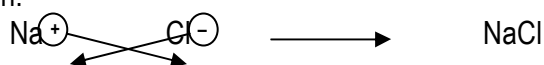
Ejemplo 1.4: Escribir la fórmula de la sal que se obtiene al reaccionar hidróxido de sodio con ácido clorhídrico

Se escriben las fórmulas del hidróxido y del ácido: NaOH y HCl

Se le quita el OH al hidróxido y el H al ácido:



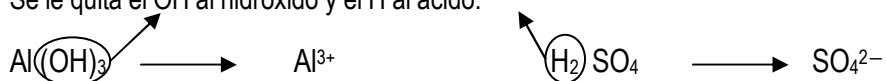
Se coloca el catión a la izquierda y el anión a la derecha. Se intercambian las cargas (sin el signo). En este caso las cargas son iguales a 1, por lo tanto los subíndices no se escriben.



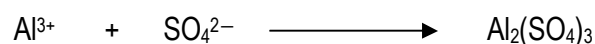
Ejemplo 1.5: Escribir la fórmula de la sal que se obtiene al reaccionar hidróxido de aluminio con ácido sulfúrico

Las fórmulas del hidróxido y del ácido son las siguientes: Al(OH)₃ y H₂SO₄

Se le quita el OH al hidróxido y el H al ácido:



Se coloca el catión a la izquierda y el anión a la derecha y se intercambian las cargas



De los ejemplos anteriores, se puede deducir que una sal es el compuesto que se forma al unir un catión con un anión.

La nomenclatura de las sales se deriva de los nombres del catión y del anión de los cuales se origina. Se escribe primero el nombre del anión y luego el nombre del catión, separados por la palabra *de*. En la tabla 1-27 se presentan algunas sales con sus nombres correspondientes.

Tabla 1-24 Nomenclatura de algunas sales a partir de aniones y cationes

	Catión	Anión	Sal
Fórmula	Na ⁺	Cl ⁻	NaCl
Nombre tradicional	Ion sodio	Ion cloruro	Cloruro de sodio
Fórmula	Ca ²⁺	NO ₃ ⁻	Ca(NO ₃) ₂
Nombre tradicional	Ion calcio	Ion nitrato	Nitrato de calcio
Fórmula	Fe ²⁺	PO ₄ ³⁻	Fe ₃ (PO ₄) ₂
Nombre tradicional	Ion ferroso, ion hierro (II)	Ion fosfato	Fosfato ferroso, Fosfato de hierro (II)
Fórmula	Fe ³⁺	S ²⁻	Fe ₂ S ₃
Nombre tradicional	Ion férrico, ion hierro (III)	Ion sulfuro	Sulfuro férrico, Sulfuro de hierro (III)
Fórmula	Al ³⁺	SO ₄ ²⁻	Al ₂ (SO ₄) ₃
Nombre tradicional	Ion aluminio	Ion sulfato	Sulfato de aluminio

SALES ÁCIDAS: se forman por la reacción de un ácido que tiene más de un hidrógeno y un hidróxido. El anión que se forma conserva alguno de los hidrógenos del ácido original. Se denominan “sales ácidas” debido a la presencia de hidrógenos ácidos en la fórmula.

En la tabla 1-25 se presentan la fórmula y los nombres de algunas sales ácidas

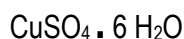
Tabla 1-25 Nomenclatura de algunas sales ácidas

	Catión	Anión	Sal
Fórmula	Na ⁺	HCO ₃ ⁻	NaHCO ₃
Nombre tradicional	Ion sodio	Ion carbonato ácido o Ion bicarbonato	Carbonato ácido de sodio o Bicarbonato de sodio
Fórmula	Ca ²⁺	H ₂ PO ₄ ⁻	Ca(H ₂ PO ₄) ₂
Nombre tradicional	Ion calcio	Ion fosfato dihidrógeno	Fosfato dihidrógeno de calcio o Dihidrógeno fosfato de calcio
Fórmula	Fe ²⁺	HPO ₄ ²⁻	FeHPO ₄
Nombre tradicional	Ion ferroso, ion hierro (II)	Ion fosfato monohidrógeno	Fosfato monohidrógeno ferroso o Fosfato monohidrógeno de hierro (II)

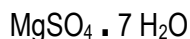
SALES HIDRATADAS: Son sales que en su estructura química contienen moléculas de agua. Estas moléculas de agua no indican que el compuesto está “mojado”, sino que en su constitución molecular, las moléculas de agua forman parte de la fórmula.

Al escribir la fórmula de estas sales se separan con un punto las moléculas de agua y al nombre de la sal se le agrega la palabra *hidratada* con el prefijo numérico correspondiente al número de moléculas de agua que posee la fórmula.

Ejemplo 1.6: Indique el nombre de las siguientes sales hidratadas:



Sulfato cúprico *hexahidratado* o sulfato de cobre (II) *hexahidratado*



Sulfato de magnesio *heptahidratado*

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

- 1.- En la siguiente sopa de letras están escondidos los nombres de 10 elementos químicos. Márquelos y escriba el símbolo de cada uno de ellos, como se indica con el cloro.

O	Z	B	A	Z	U	F	R	E
I	L	A	I	F	R	E	N	P
C	A	R	B	O	N	O	S	O
L	U	I	R	C	A	M	S	T
A	L	O	O	Z	R	O	M	A
C	N	B	M	P	D	L	D	S
G	R	M	O	I	S	P	M	I
E	C	L	O	R	O	O	A	O

NOMBRE

COLORO

SIMBOLO

Cl

- 2.- A continuación encontrará una "sopa de letras" en la cual están escondidos los nombres de OCHO elementos químicos.

C	L	O	R	O	H
A	I	I	A	T	I
R	T	S	S	O	D
B	I	A	O	I	R
O	O	T	D	C	O
N	E	O	I	L	G
O	M	P	O	A	E
S	O	D	A	C	N
A	Y	I	O	D	O

Los **símbolos de los metales** que aparecen en la sopa de letras son:

- C, Li, Na, H, K, Cl, I y Ca
- Na, H, K, Li y Ca
- K, C, I, H y S
- Ca, Li, H, S, K y C
- Na, K, Li y Ca

3.- Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

- | | |
|------------------------------|------------------------------|
| a) Bromuro de Cobalto (III) | i) Ácido Bromhídrico |
| b) Ácido Clorhídrico | j) Sulfato de Cobre (II) |
| c) Cloruro de Aluminio | k) Hidróxido de Sodio |
| d) Oxido de Níquel (III) | l) Sulfato de manganeso(II) |
| e) Oxido de fósforo (V) | m) Carbonato de mercurio(II) |
| f) Hipoclorito de sodio | n) Acido nitroso |
| g) Ácido nítrico | o) Ácido hipocloroso |
| h) Hidróxido de Hierro (III) | p) Tetraóxido de dinitrógeno |

4.- Escriba el nombre de los siguientes compuestos:

- a) CO
- b) N₂O₃
- c) H₂SO₄
- d) H₃PO₄
- e) HI
- f) Ag₂SO₄
- g) Co(NO₃)₂
- h) Ca₃(PO₄)₂
- i) NaOH
- j) Ba(OH)₂
- k) NaHCO₃
- l) Fe(HS)₂
- m) NH₃
- n) Cl₂O₅

- 5.- a) Escriba la fórmula de cada catión y anión de la tabla
 b) Complete los espacios vacíos de la tabla con el nombre del compuesto que se obtiene combinando aniones y cationes.
 c) Para cada compuesto formado escriba la fórmula y el nombre

ANIONES →

	Bromuro	Nitrato	Sulfato ácido	Fosfato	Perman-ganato	Cromato
CATIONES →	Litio		↓			
	Níquel (II)		↓			
	Cinc	→	Sulfato ácido de cinc			
	Aluminio					
	Mercurio (II)					
	Cromo (III)					
	Amonio					

- 6.- a) Complete los espacios vacíos de la tabla con la fórmula del compuesto que se obtiene combinando aniones y cationes.
 b) Indique los nombres posibles para el anión, el catión y el compuesto formado.

		ANIONES →					
		S ²⁻	HCO ₃ ⁻	OH ⁻	SO ₃ ²⁻	HS ⁻	ClO ⁻
CATIONES →	NH ₄ ⁺			↓			
	Cd ²⁺			↓			
	Fe ³⁺	→		Fe(OH) ₃			
	Au ⁺						
	Na ⁺						
	H ⁺						

- 7.- A continuación se presenta una lista de compuestos comunes y el nombre con que se les conoce. Complete el cuadro con los nombres químicos de esos compuestos.

Nombre común	Fórmula	Nombre químico
Hielo seco	CO ₂	
Sal de mesa	NaCl	
Tiza	CaCO ₃	
Cal viva	CaO	
Cal apagada	Ca(OH) ₂	
Polvo de hornear	NaHCO ₃	
Sal de Epsom	MgSO ₄ · 7 H ₂ O	
Leche de magnesia	Mg(OH) ₂	
Yeso	CaSO ₄ · 2 H ₂ O	
Blanqueador "sin cloro"	Na ₂ CO ₃ · 10 H ₂ O	
"Cloro" blanqueador	NaClO	

REFERENCIAS

BALL, D. "Elemental Etymology: What's in a name?" *Journal of Chemical Education*. Volumen 62, número 9, septiembre 1985

BROWN, T; LeMay, H y Bursten, B. "QUIMICA LA CIENCIA CENTRAL" Ed. PRENTICE HALL. 7ª edición 1998

CHANG, R. "QUIMICA" Ed Mc Graw Hill 7ª edición 2003

IUPAC. INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY
"Manual of Symbols and Terminology for Physicochemical Quantities and Units" Ed Pergamon Press 1979

LUZARDO, M. EXAMENES DE QUIMICA GENERAL. Unexpo Vice-Rectorado Barquisimeto Departamento de Ingeniera Química. 1996-1999

LUZARDO, M. "Curso propedéutico Area: Química" Universidad Simón Bolívar. Departamento de Química 1991.

QUIÑOÁ, E. y RIGUERA, R. "Nomenclatura y formulación de los compuestos inorgánicos" Ed. Mc Graw Hill 1ª edición 1997

RINGNES, V. "Origin of the names of Chemical Elements" *Journal of Chemical Education*. Volumen 66, número 9, septiembre 1989

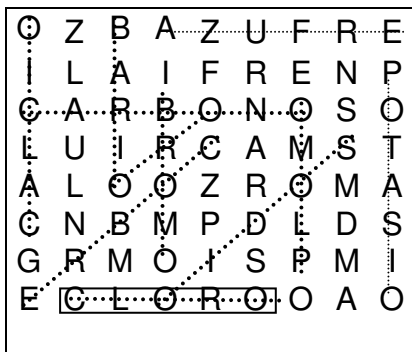
ROEDIGER-STREUBEL, S. "Minerales y Oligoelementos para su salud" Ed Robinbook 1ª edición 1996

SOSA, S. y RIVERO, J. "Química 2000" Ed. Mc Graw Hill 1ª edición 1995

WHITTEN, K; Gailey, K y Davis, R. "GENERAL CHEMISTRY" Ed Saunders College Publishing 1991

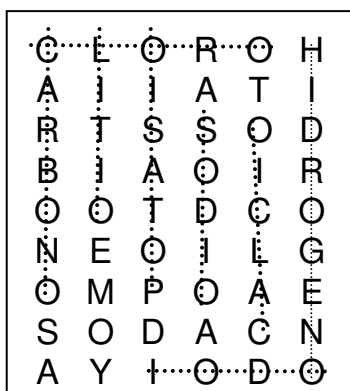
RESPUESTAS A LOS PROBLEMAS PROPUESTOS

1.- Sopa de letras



<u>NOMBRE</u>	<u>SIMBOLO</u>
COLORO	Cl
AZUFRE	S
CARBONO	C
POTASIO	K
BARIO	Ba
CALCIO	Ca
BROMO	Br
COBRE	Cu
ORO	Au
SODIO	Na
PLOMO	Pb

2.- Sopa de letras en la cual están escondidos los nombres de OCHO elementos químicos.



Los **símbolos de los metales** que aparecen en la sopa de letras son:

e) Li, K, Na y Ca:

Litio, Potasio, Sodio, Calcio.

Los otros elementos **no son metales**

3.-

NOMBRE	FORMULA
Bromuro de Cobalto (III)	CoBr ₃
Acido Clorhídrico	HCl
Cloruro de Aluminio	AlCl ₃
Oxido de Níquel (III)	Ni ₂ O ₃
Pentóxido de difósforo	P ₂ O ₅
Hipoclorito de sodio	NaClO
Acido nítrico	HNO ₃
Hidróxido de Hierro (III)	Fe(OH) ₃
Acido Bromhídrico	HBr
Sulfato de Cobre (II)	CuSO ₄
Hidróxido de Sodio	NaOH
Sulfato de manganeso(II)	MnSO ₄
Carbonato de mercurio (II)	HgCO ₃
Acido nitroso	HNO ₂
Acido hipo cloroso	HClO
Tetróxido de dinitrógeno	N ₂ O ₄

4.-

FORMULA	NOMBRES POSIBLES
CO	Monóxido de carbono
N ₂ O ₃	-Trióxido de dinitrógeno -Oxido de nitrógeno (III) -Anhídrido nitroso
H ₂ SO ₄	-Acido sulfúrico
H ₃ PO ₄	-Acido fosfórico -Acido orto-fosfórico
HI	-Acido yodhídrico -Yoduro de hidrógeno
Ag ₂ SO ₄	-Sulfato de plata
Co(NO ₃) ₂	-Nitrato de cobalto (II)
Ca ₃ (PO ₄) ₂	-Fosfato de calcio
NaOH	-Hidróxido de sodio
Ba(OH) ₂	-Hidróxido de barrio
NaHCO ₃	-Bicarbonato de sodio -Carbonato ácido de sodio
Fe(HS) ₂	-Bisulfuro de hierro (II) -Sulfuro ácido de hierro (II)
NH ₃	- Amoníaco
Cl ₂ O ₅	-Pentóxido de dicloro - Anhídrido clórico - Oxido de cloro (V)

Química General para Ingenieros

5.- a) y b)

	Bromuro Br^-	Nitrato NO_3^-	Sulfato ácido HSO_4^-	Fosfato PO_4^{3-}	Perman- ganato MnO_4^-	Cromato CrO_4^{2-}
Litio Li^+	Bromuro de litio	Nitrato de litio	Sulfato ácido de litio	Fosfato de litio	Permanganato de litio	Cromato de litio
Níquel (II) Ni^{2+}	Bromuro de níquel (II)	Nitrato de níquel (II)	Sulfato ácido de níquel (II)	Fosfato de níquel (II)	Permanganato de níquel (II)	Cromato de níquel (II)
Cinc Zn^{2+}	Bromuro de cinc	Nitrato de cinc	Sulfato ácido de cinc	Fosfato de cinc	Permanganato de cinc	Cromato de cinc
Aluminio Al^{3+}	Bromuro de aluminio	Nitrato de aluminio	Sulfato ácido de aluminio	Fosfato de aluminio	Permanganato de aluminio	Cromato de aluminio
Mercurio (II) Hg^{2+}	Bromuro de mercurio (II)	Nitrato de mercurio (II)	Sulfato ácido de mercurio (II)	Fosfato de mercurio (II)	Permanganato de mercurio (II)	Cromato de mercurio (II)
Cromo (III) Cr^{3+}	Bromuro de cromo (III)	Nitrato de cromo (III)	Sulfato ácido de cromo (III)	Fosfato de cromo (III)	Permanganato de cromo (III)	Cromato de cromo (III)
Amonio NH_4^+	Bromuro de amonio	Nitrato de amonio	Sulfato ácido de amonio	Fosfato de amonio	Permanganato de amonio	Cromato de amonio

5.- c)

	Bromuro Br^-	Nitrato NO_3^-	Sulfato ácido HSO_4^-	Fosfato PO_4^{3-}	Permanganato MnO_4^-	Cromato CrO_4^{2-}
Litio Li^+	Bromuro de litio LiBr	Nitrato de litio LiNO_3	Sulfato ácido de litio LiHSO_4	Fosfato de litio Li_3PO_4	Permanganato de litio LiMnO_4	Cromato de litio Li_2CrO_4
Níquel (II) Ni^{2+}	Bromuro de níquel (II) NiBr_2	Nitrato de níquel (II) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	Sulfato ácido de níquel (II) $\text{Li}(\text{HSO}_4)_2$	Fosfato de níquel (II) $\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$	Permanganato de níquel (II) $\text{Ni}(\text{MnO}_4)_2$	Cromato de níquel (II) NiCrO_4
Cinc Zn^{2+}	Bromuro de cinc ZnBr_2	Nitrato de cinc $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	Sulfato ácido de cinc $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$	Fosfato de cinc $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$	Permanganato de cinc $\text{Zn}(\text{MnO}_4)_2$	Cromato de cinc ZnCrO_4
Aluminio Al^{3+}	Bromuro de aluminio AlBr_3	Nitrato de aluminio $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	Sulfato ácido de aluminio $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$	Fosfato de aluminio AlPO_4	Permanganato de aluminio $\text{Al}(\text{MnO}_4)_3$	Cromato de aluminio $\text{Al}_2(\text{CrO}_4)_3$
Mercurio (II) Hg^{2+}	Bromuro de mercurio (II) HgBr_2	Nitrato de mercurio (II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	Sulfato ácido de mercurio (II) $\text{Hg}(\text{HSO}_4)_2$	Fosfato de mercurio (II) $\text{Hg}_3(\text{PO}_4)_2$	Permanganato de mercurio (II) $\text{Hg}(\text{MnO}_4)_2$	Cromato de mercurio (II) HgCrO_4
Cromo (III) Cr^{3+}	Bromuro de cromo (III) CrBr_3	Nitrato de cromo (III) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	Sulfato ácido de cromo (III) $\text{Cr}(\text{HSO}_4)_3$	Fosfato de cromo (III) CrPO_4	Permanganato de cromo (III) $\text{Cr}(\text{MnO}_4)_3$	Cromato de cromo (III) $\text{Cr}_2(\text{CrO}_4)_3$
Amonio NH_4^+	Bromuro de amonio NH_4Br	Nitrato de amonio NH_4NO_3	Sulfato ácido de amonio NH_4HSO_4	Fosfato de amonio $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	Permanganato de amonio NH_4MnO_4	Cromato de amonio $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$

6.-a) y b)	S^{2-}	HCO_3^-	OH^-	SO_3^{2-}	HS^-	ClO^-
	Sulfuro	Carbonato ácido	Hidróxido	Sulfito	Sulfuro ácido	Hipoclorito
NH₄⁺ Ion Amonio	Sulfuro de amonio (NH₄)₂S	Bicarbonato de amonio NH₄HCO₃	Hidróxido de amonio NH₄OH	Sulfito de amonio (NH₄)₂SO₃	Sulfuro ácido de amonio NH₄HS	Hipoclorito de amonio NH₄ClO
Cd²⁺ Ion Cadmio	Sulfuro de cadmio CdS	Bicarbonato de cadmio Cd(HCO₃)₂	Hidróxido de cadmio Cd(OH)₂	Sulfito de cadmio CdSO₃	Sulfuro ácido de cadmio Cd(HS)₂	Hipoclorito de cadmio Cd(ClO)₂
Fe²⁺ Ion Hierro (III)	Sulfuro de hierro (III) Fe₂S₃	Bicarbonato de hierro (III) Fe(HCO₃)₃	Hidróxido de hierro (III) Fe(OH)₃	Sulfito de hierro (III) Fe₂(SO₃)₃	Sulfuro ácido de hierro (III) Fe(HS)₃	Hipoclorito de hierro (III) Fe(ClO)₃
Au⁺ Ion Oro (I)	Sulfuro de oro (I) Au₂S	Bicarbonato de oro (I) AuHCO₃	Hidróxido de oro (I) AuOH	Sulfito de oro (I) Au₂SO₃	Sulfuro ácido de oro (I) AuHS	Hipoclorito de oro (I) AuClO
Na⁺ Ion Sodio	Sulfuro de sodio Na₂S	Bicarbonato de sodio NaHCO₃	Hidróxido de sodio NaOH	Sulfito de sodio Na₂SO₃	Sulfuro ácido de sodio NaHS	Hipoclorito de sodio NaClO
H⁺ Ion hidrógeno Protón	Sulfuro de hidrógeno H₂S Acido sulfhídrico	Acido carbónico H₂CO₃	Agua H₂O	Acido sulfuroso H₂SO₃	Acido sulfhídrico H₂S	Acido hipocloroso HClO

7.-

Nombre común	Fórmula	Nombre químico (uno de los nombres posibles)
Hielo seco	CO ₂	Anhídrido carbónico
Sal de mesa	NaCl	Cloruro de sodio
Tiza	CaCO ₃	Carbonato de calcio
Cal viva	CaO	Oxido de calcio
Cal Apagada	Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio
Polvo de hornear	NaHCO ₃	Bicarbonato de sodio
Sal de Epsom	MgSO ₄ · 7 H ₂ O	Sulfato de magnesio heptahidratado
Leche de magnesia	Mg(OH) ₂	Hidróxido de magnesio
Yeso	CaSO ₄ · 2 H ₂ O	Sulfato de calcio dihidratado
Blanqueador "sin cloro"	Na ₂ CO ₃ · 10 H ₂ O	Carbonato de sodio decahidratado
"Cloro" blanqueador	NaClO	Hipoclorito de sodio