

MANUAL DE NOMENCLATURA DE COMPUESTOS

La **Nomenclatura Química** es el conjunto de reglas utilizadas para nombrar a las sustancias químicas; para aplicar estas reglas se debe conocer los elementos y sus números de oxidación.

Un elemento es una sustancia pura que no puede separarse en sustancias más sencillas por métodos químicos; los elementos se encuentran ordenados en la tabla periódica de acuerdo a su número atómico, con el nombre y símbolo. Los símbolos se escriben la primera letra con mayúscula y la segunda, cuando la tienen, con minúscula.

Los elementos pueden unirse con otros elementos por medio de un **enlace químico** formando **compuestos**, que de acuerdo al tipo de enlace pueden ser **iónico, covalente o metálico**.

En el **enlace iónico** forma compuestos iónicos; esto ocurre cuando los átomos ganan o pierden electrones, formando iones, los cuales se mantienen unidos a través de fuerzas electrostáticas. Los iones pueden ser positivos o negativos y monoatómicos o poliatómicos. Los iones **monoatómicos** son átomos que ganan o pierden electrones, cuando ganan electrones se les llama aniones y quedan con carga negativa. Cuando pierden electrones se les llama cationes y tienen carga positiva.

Ejemplos de iones monoatómicos:

Aniones:	ión cloruro	Cl ⁻
	ión nitruro	N ³⁻
Cationes	ión sodio	Na ⁺
	ión aluminio	Al ³⁺

Los iones **poliatómicos**, dos o más átomos unidos por enlace covalente donde la carga del ión afecta al grupo completo de átomos.

Ejemplos de iones poliatómicos

Aniones:	ión nitrato	NO ₃ ⁻
	ión sulfato	SO ₄ ²⁻
Cationes:	ión amonio	NH ₄ ⁺
	ión mercurio (I)	Hg ₂ ²⁺

Cuando el **enlace es covalente** se forman **moléculas**, compuestos neutros formados por dos o más átomos que comparten electrones entre sí. El enlace covalente puede ser simple, doble y triple, según el número de electrones que se compartan.

Ejemplos:

H ₂ O	agua	H – O – H	Enlace simple
CO ₂	anhídrido carbónico ó dióxido de carbono	O = C = O	Enlace doble
HCN	cianuro de hidrógeno	H – C ≡ N	Enlace triple

El **enlace metálico**, como su nombre lo indica, es la unión de átomos de diferentes metales, que comparten los electrones de la capa externa de los átomos participantes.

Ejemplos de éstos compuestos son aleaciones y amalgamas.

1. NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Son números arbitrarios que se asignan a los elementos para indicar el estado de combinación que pueden asumir, se refiere a la habilidad de un elemento para formar compuestos.

Existe una gran relación entre los números de oxidación y la configuración electrónica de los elementos. Todos los elementos del grupo IA tienen número de oxidación +1, los del IIA tienen número de oxidación +2, los del IIIB tienen +3. El resto de elementos generalmente pueden tener dos o más números de oxidación positivos, por lo general si la columna es par, serán números pares, si es impar, serán números impares. Sin embargo hay excepciones. Los números de oxidación probables para cada elemento están indicados en la tabla periódica.

El número de oxidación negativo corresponde a la cantidad de electrones que el elemento necesita para completar el octeto electrónico, es un solo número y lo presentan principalmente los no metales, a excepción del boro y el silicio que no presentan número de oxidación negativo. Para el grupo VIIA el número de oxidación negativo es -1, para el VIA es -2 y para el VA es -3. Es necesario el concepto de electronegatividad y la tabla periódica.

Sustancia	Número de oxidación	Ejemplo
Elemento en estado natural	Cero	Na, O ₂ , N ₂ , Fe, H ₂ , Cl ₂ , Al
Hidrógeno	+1	+1 HCl
	Excepción en los hidruros en que actúa con -1	-1 NaH
Oxígeno	-2 en óxidos y anhídridos	-2 -2 -2 H ₂ O, CaO, SO ₂
	Excepción en los peróxidos en que actúa con -1	-1 H ₂ O ₂
Ión Monatómico	Carga del ión	+1 -1 +2 Na ⁺ , Cl ⁻ , Fe ²⁺
Ión Poliatómico	La suma algebraica de los números de oxidación es igual a la carga del ión	+5 -6 +5 -2 NO ₃ ⁻ $\sum \text{Números de Oxidación} = (+5) + (-6) = -1$
Compuesto	La suma algebraica de los números de oxidación debe ser cero. El menos electronegativo tiene número de oxidación positivo y el más electronegativo con el número de oxidación negativo.	+2 -8 +1 +6 -2 H ₂ SO ₄ $\sum \text{Números de oxidación} = (+2) + (+6) + (-8) = 0$
		+2 +1 -2 Na ₂ O $\sum \text{Números de oxidación} = (+2) + (-2) = 0$
Aluminio	+3 cuando se combina tiene número de oxidación +3	AlCl ₃

Para poder diferenciar entre número de oxidación y carga de un ión, se usará la siguiente forma:

A. Número de oxidación: primero el signo y luego el número.

Ejemplo:

Los números de oxidación del azufre indicados en la Tabla Periódica son S: $\pm 2, 4, 6$ que significa $-2, +2, +4, +6$.

B. Carga de un ión: primero el número y luego el signo.

Ejemplo:

El ión sulfuro, S^{2-} , su carga es -2 (dos menos)

2. PREDICCIÓN DE FÓRMULAS USANDO LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN

El conocimiento de los números de oxidación ayuda a predecir las fórmulas de los compuestos químicos. Una fórmula química consiste en la unión de elementos de números de oxidación positivo con elementos de número de oxidación negativo, **la suma de todos los números de oxidación de la fórmula final debe ser cero.**

EJEMPLO:

2.1. ¿Cuál es la fórmula para el compuesto formado por magnesio y nitrógeno?

El magnesio es un metal y aparece en la tabla periódica únicamente con número de oxidación $+2$, así que el nitrógeno debe tener número de oxidación negativo, el que aparece en la tabla periódica es -3 .

Mg^{+2} N^{-3} para que la suma iguale a cero se deben cruzar estos valores:

$3(+2) + 2(-3) = 0$ La suma algebraica de 3 átomos de magnesio con número de oxidación $+2$ y
 Mg_3N_2 2 átomos de nitrógeno con número de oxidación -3 es igual a CERO.

2.2. ¿Cuáles serán las fórmulas posibles para los compuestos que contengan azufre con estado de oxidación $+4$ y $+6$ unidos al oxígeno con número de oxidación -2 ?

S^{+4} O^{-2} SO_2 $1(+4) + 2(-2) = 0$

S^{+6} O^{-2} SO_3 $1(+6) + 3(-2) = 0$ solo hay un átomo de azufre.

2.3. Cuando en un compuesto hay varios elementos los números de oxidación conocidos se asignan primero y los otros se obtienen por compensación.

El sulfato de potasio está formado por azufre, oxígeno y potasio. El potasio solo tiene número de oxidación $+1$, el oxígeno -2 y debemos definir el número de oxidación del azufre.

K_2SO_4 $(2K +1) + (1S + i?) + (4O -2)$
 $(2) + i? + (-8) = 0$
Debe ser $+6$

Ejercicios (Consulte la tabla periódica):

- 2.1. ¿Cuáles serán las fórmulas posibles para el compuesto formado por calcio y azufre?
- 2.2. ¿Cuáles serán las fórmulas posibles para el compuesto formado por potasio y flúor?
- 2.3. ¿Cuáles serán las fórmulas posibles para el compuesto formado por aluminio y nitrógeno?

3. RELACION DE LA TABLA PERIODICA Y LOS NUMEROS DE OXIDACION:

Existe una gran relación entre los números de oxidación y la configuración electrónica de los elementos. Todos los elementos del grupo IA tiene número de oxidación +1, los elementos del grupo IIA tienen número de oxidación +2 y así sucesivamente. En general el número de oxidación positivo máximo para cualquier representativo es igual al número de su columna y corresponde al número de electrones "s" y "p" que el elemento tiene en su último nivel.

El número de oxidación principal o más frecuente es el que corresponde al número de la columna, algunos elementos presentan dos o más números de oxidación positivos; por lo general si la columna es par, serán números pares, si es impar serán números impares. Sin embargo, hay excepciones, por ejemplo el nitrógeno que se encuentra en una columna impar tiene números de oxidación +4 y +2.

El número de oxidación negativo puede decirse que es la cantidad de electrones que el elemento necesita para completar el octeto, es un solo número y lo presentan principalmente los no metales a excepción del boro y el silicio, que no presentan estados de oxidación negativos.

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
				-3	-2	-1

4. NOMENCLATURA

Es una serie de normas establecidas para nombrar las sustancias simples y compuestas.

✓ **Sustancias Simples:**

Son los elementos químicos y se representan por símbolos. Los símbolos siempre se escriben con letra mayúscula la primera y minúscula la segunda, cuando la llevan. Los isótopos de un elemento llevan el mismo nombre y se designan con el número de masa. Ejemplo:

carbono – 12 (C-12) uranio – 235 (U-235) cobalto – 60 (Co – 60)
carbono – 14 (C-14) uranio – 238 (U-238)

✓ **Sustancias Compuestas:**

El nombre de una sustancia compuesta se forma de dos partes: nombre genérico y nombre específico. El nombre genérico (N.G.) es la primera palabra y señala una característica general de un grupo relativamente grande de sustancias por ejemplo: ácido, hidróxido.

El nombre específico (N.E.) es la segunda palabra y como su nombre lo indica señala una característica que permite diferenciar a una sustancia de las demás del grupo a que pertenece. Por ejemplo:

Ácido sulfúrico
N.G. N.E.

Las sustancias compuestas se nombran bajo tres sistemas:

1. Sistema Clásico o Funcional:
Sigue fundamentalmente las normas dadas por la primera comisión que estudio la nomenclatura. Se usará para todos los compuestos. Es la que más se utiliza.
2. Sistema Estequiométrico:
Señala las proporciones de los integrantes de un compuesto usando prefijos griegos o latinos, mono (generalmente se omite) di o bi, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, ennea o nona, deca, etc. El prefijo precede sin guión al nombre.
3. Sistema Stock:
En este sistema se señala la proporción con números romanos, los cuales indican el estado de oxidación del elemento positivo y se colocan entre paréntesis después del nombre. Este sistema es el recomendado por IUPAC.

4.1. Clasificación de los compuestos acorde a la cantidad de elementos que lo forman:

Para facilidad de estudio, las sustancias compuestas se dividen en grupos de acuerdo al número de ELEMENTOS DIFERENTES que los forman, independientemente del número de átomos que de cada uno intervengan. Los grupos son:

- 4.1.1. Binarios: Compuestos formados por dos elementos. Ejemplo: H_2O
- 4.1.2. Ternarios: Compuestos formados por tres elementos. Ejemplo: KOH
- 4.1.3. Cuaternarios: Compuestos formados por cuatro elementos. Ejemplo: $NaHCO_3$

4.1.1. **Compuestos Binarios**

Los compuestos binarios los clasificamos en diferentes grupos:

- I. Con oxígeno
- II. Con hidrógeno
- III. Sin oxígeno y sin hidrógeno

Al escribir las fórmulas de los compuestos binarios se debe escribir primero el elemento menos electronegativo.

I. Compuestos binarios oxigenados:

En el sistema clásico o funcional los compuestos binarios oxigenados se dividen en dos grupos:

Óxidos: Producto de la reacción del oxígeno con un metal

Anhídrido: Producto de la reacción del oxígeno con un no metal y con algunos metales de transición. (óxidos ácidos)

En los sistemas estequiométricos y Stock todos los compuestos binarios oxigenados son óxidos.

1.1. Óxidos:

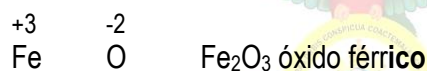
En el sistema clásico el nombre genérico es óxido y para el nombre específico se presentan dos casos:

Caso 1: Que el metal tenga solo un número de oxidación, es decir, que forme solamente un óxido. El nombre específico es el del metal contraído y terminado en "ico" o anteponiendo la palabra "de" al nombre del metal.

Ejemplo: Na_2O óxido de sodio u óxido sódico.

Caso 2: Que el metal tenga dos números de oxidación. En este caso, el nombre específico lo constituye el del metal contraído y terminado en "oso" cuando actúa con el número de oxidación menor o con la terminación "ico" cuando actúa con el mayor.

Ejemplo: El hierro (Fe) tiene números de oxidación +2 y +3



La nomenclatura en "oso" e "ico" tiende a extinguirse por lo que actualmente se aplican más los sistemas estequiométrico y Stock. Ejemplos:

Fórmula	Sistema Estequiométrico	Sistema Stock
FeO	óxido de hierro	óxido de hierro (II)
Fe_2O_3	trióxido de dihierro	óxido de hierro (III)

Dado el nombre de un óxido escribir la fórmula:

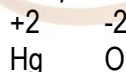
- ✓ Se escribe primero el símbolo del metal por ser el menos electronegativo.
- ✓ Se establecen los números de oxidación y se siguen los pasos establecidos en la predicción de fórmulas.

Ejemplo 1: Óxido de sodio:



Ejemplo 2: Óxido mercúrico:

El metal es el mercurio que tiene números de oxidación +1 y +2, como se trata de la terminación "ico" que es para el mayor, se tiene:



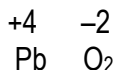
Estos números entrecruzados, serán los subíndices de los elementos, como son divisibles por un mismo factor, entonces se efectúa la división y la fórmula será HgO .

Ejemplo 3: *Los compuestos de mercurio +1 no se simplifican. Se escribe Hg_2Cl_2 y no HgCl , Hg_2^{2+} y no Hg^+ porque se asocian dos átomos que pierden dos electrones para formar este ion. Este es un caso especial.*

Dada la fórmula de un óxido escribir el nombre:

Como en los óxidos el oxígeno siempre actúa con -2 se multiplica el subíndice del oxígeno por este valor y se calcula el número de oxidación del metal teniendo presente que la suma algebraica debe ser cero. Ejemplos:

Ejemplo 1:



Como el plomo tiene estados de oxidación $+2$ y $+4$, el nombre del compuesto será:

Sistema clásico	Sistema estequiométrico	Sistema Stock
Óxido plúmbico	Dióxido de plomo	Óxido de plomo (IV)

Ejemplo 2:



El nombre será **óxido lítico** u **óxido de litio**. El litio por ser alcalino sólo tiene un número de oxidación que es $+1$, en este caso y en todos los similares el sistema stock establece que puede omitirse el número.

1.2. Anhídridos:

Producto de la reacción del oxígeno con un elemento no metálico y con algunos metales de transición.

1.2.1. Elementos no metálicos: como se puede observar en la tabla periódica, estos son los siguientes:

Elementos No Metales

III A	IV A	V A	VI A	VII A
B	C	N	O	F
	Si	P	S	Cl
		As	Se	Br
			Te	I
				At

En general puede decirse que forman anhídridos los **no metales de los grupos IVA y VIA cuando trabajan con números de oxidación PARES**. Cuando lo hacen con impares si los tuvieran, forman óxidos. **Los no metales de los grupos VA y VIIA, forman anhídridos cuando trabajan con números de oxidación IMPARES** y forman óxidos cuando lo hacen con números de oxidación pares.

El flúor no forma anhídridos sino FLUORUROS; esto se debe a su gran electronegatividad y la fórmula sería OF_2 : fluoruro de oxígeno.

El término anhídrido sólo es aplicable en el sistema clásico o funcional.

Nombre genérico: anhídrido

Nombre específico: se presentan dos casos

Caso 1: Que el elemento sólo forme un anhídrido. El nombre específico se forma con

el nombre del no metal terminado en "ico". Ejemplo: CO₂ anhídrido carbónico.

Caso 2: Que el elemento forme más de dos anhídridos. En este caso el nombre específico se forma con el nombre del no metal con prefijos y sufijos que indican los números de oxidación positivos.

No. de oxidación del no metal	Prefijos	Sufijos
1 ó 2	Hipo	Oso
3 ó 4	----	Oso
5 ó 6	----	Ico
7	Per	Ico

Ejemplo 1: Bromo (Br): columna impar

No. de oxidación	Fórmula	Nombre
+1	Br ₂ O	Anhídrido <u>hipobromoso</u>
+2	Br O	Oxido de bromo (II)
+3	Br ₂ O ₃	Anhídrido bromoso
+4	Br O ₂	Oxido de bromo (IV)
+5	Br ₂ O ₅	Anhídrido brómico
+6	Br O ₃	Oxido de bromo (VI)
+7	Br ₂ O ₇	Anhídrido perbrómico

Dado el nombre de un anhídrido escribir la fórmula:

Ejemplo 2: Escribir la fórmula del anhídrido clórico:

- ✓ Como la terminación es ICO, al no metal corresponde número de oxidación +5 ó +6.
- ✓ El elemento no metálico es el cloro y pertenece a la columna VII A, por lo tanto tiene que funcionar con el número de oxidación impar o sea +5. La fórmula será:



Dada la fórmula de un anhídrido escribir la nombre:

Ejemplo 3: Escribir el nombre de SO₃

- ✓ El azufre (S) es un no metal de la columna VI A, debe tener número de oxidación PAR.
- ✓ Se puede calcular el número de oxidación del no metal de la manera siguiente:
 - El subíndice del oxígeno se multiplica por -2: 3(-2) = -6
 - El producto con signo cambiado se divide por el subíndice del no metal: 6 ÷ 1 = 6
 - Como el no metal tiene número de oxidación +6 le corresponde el sufijo ico. El nombre será: Anhídrido sulfúrico.

Ejemplo 4:

Fórmula	Sistema clásico	Sistema Estequiométrico	Sistema Stock
CO ₂	Anhídrido carbónico	Dióxido de carbono	Oxido de carbono (IV)
P ₂ O ₃	Anhídrido fosforoso	Trióxido de difósforo	Oxido de fósforo (III)

P ₂ O ₅	Anhídrido fosfórico	Pentaóxido de difósforo	Oxido de fósforo (V)
Cl ₂ O	Anhídrido hipocloroso	Oxido de dicloro	Oxido de cloro (I)
Cl ₂ O ₇	Anhídrido perclórico	Heptaóxido de dicloro	Oxido de cloro (VII)

Compuestos Oxigenados del Nitrógeno (Sistema Clásico)

No. de oxidación	Fórmula	
+1	* N ₂ O	Oxido de dinitrógeno u óxido nitroso
+2	* NO	Óxido de nitrógeno (II) u óxido nítrico
+3	N ₂ O ₃	Anhídrido nitroso
+4	NO ₂	Óxido de nitrógeno (IV) o dióxido de nitrógeno
+5	N ₂ O ₅	Anhídrido nítrico
+6	* NO ₃	Anhídrido pernitríco

* Excepciones

- 1.2.2. En los casos del carbono (C) y silicio (Si) que tienen número de oxidación +4 y del boro (B) con número de oxidación +3, forman únicamente un anhídrido y se usa exclusivamente la terminación "ico".
- 1.2.3. Anhídridos con metales de transición (vanadio, cromo y manganeso): Algunos **metales de transición forman compuestos oxigenados del tipo anhídrido (óxido ácido) cuando trabajan con número de oxidación 4 o mayor que 4**; existen en forma estable los de Vanadio (+5 y +4), Cromo (+6) y Manganeso (+7, +6, +4). Y si lo hacen con número de oxidación menor que cuatro, forman óxidos básicos.

Ejemplo 1:

+3	óxido crómico	+6	anhídrido crómico
Cr ₂ O ₃		CrO ₃	

Ejemplo 2:

MnO ₂	anhídrido manganeso	VO ₂	anhídrido vanadoso
MnO ₃	anhídrido mangánico	V ₂ O ₅	anhídrido vanádico
Mn ₂ O ₇	anhídrido permangánico		

Esta situación se simplifica aplicando los sistemas estequiométrico y Stock en lugar del clásico.

Fórmula	Sistema Estequiométrico	Sistema Stock
Cr ₂ O ₃	tríóxido de dicromo	óxido de cromo (III)
CrO ₃	tríóxido de cromo	óxido de cromo (VI)

1.3. **Peróxidos:**

Se forman de la combinación del oxígeno con los metales alcalinos y alcalinotérreos más activos y con el hidrógeno.

Característica: En estos compuestos el oxígeno actúa con número de oxidación -1.

Nomenclatura:

Nombre genérico: Peróxido
 Nombre específico: El nombre del metal precedido de la palabra "de"
 Ejemplos:

H_2O_2 Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)
 Na_2O_2 Peróxido de sodio
 BaO_2 Peróxido de bario

Los peróxidos de los elementos de la columna IA no se simplifican, porque tienen diferentes fórmulas molecular y empírica. Se escribe H_2O_2 y no HO; Na_2O_2 y no NaO; K_2O_2 y no KO.

II. Compuestos Binarios Hidrogenados:**2.1. Hidruros:**

Compuestos binarios formados por elementos representativos de los grupos IA, IIA, IIIA (con excepción del Boro) y elementos de transición con el hidrógeno.

Característica principal: El hidrógeno actúa con número de oxidación -1

Nombre genérico: Hidruro

Nombre específico: El del metal (en **genitivo o adjetivado**), si solo forma un hidruro, si no, el nombre del metal terminado en oso o en ico según actúe con el menor o mayor número de oxidación respectivamente, o aplicando el sistema Stock. Ejemplos:

No. de oxidación	Fórmula	Nombre del compuesto
+1	LiH	Hidruro de litio
+2	CaH ₂	Hidruro de calcio
+3	AlH ₃	Hidruro de aluminio
+1	CuH	Hidruro cuproso o hidruro de cobre (I)
+2	CuH ₂	Hidruro cúprico o hidruro de cobre (II)
+3	FeH ₃	Hidruro férrico o hidruro de hierro (III)

Cuando el hidrógeno forma compuestos con los metales de transición, estos son del tipo de los hidruros. En muchos casos, el hidrógeno más que combinarse se disuelve en el metal (OCCLUSION) formando enlaces que no siguen la clasificación tradicional de iónico, covalente, etc.

Con el boro, primer elemento del grupo III A, el hidrógeno forma compuestos llamados BORANOS. El más simple que se conoce es el B_2H_6 y se le llama DIBORANO; y así sucesivamente, según sea la cantidad de boro, se usará el prefijo adecuado. El más complejo que se conoce es el DECABORANO: $B_{10}H_{14}$.

2.2. Combinación del hidrógeno con los elementos del grupo IV A:

Estos elementos forman con el hidrógeno, compuestos que tienen la propiedad de formar cadenas por uniones entre átomos de la misma naturaleza. Esta propiedad es mayor en el carbono y disminuye a medida que aumenta el peso atómico del elemento. Los compuestos formados por el carbono y el hidrógeno se llaman HIDROCARBUROS, el más simple es el METANO: CH_4 . El silicio forma cadenas hasta de 8 a 10 átomos. Estos compuestos se llaman SILANOS. Ver compuestos orgánicos en anexo 2.

2.3. Combinación del hidrógeno con los elementos del grupo V A:

La facilidad de combinación de estos elementos con el hidrógeno disminuye al aumentar el peso atómico. Reciben nombres especiales, los cuales son aceptados por la nomenclatura actual.

NH ₃	amoníaco
PH ₃	fosfina
AsH ₃	arsina
SbH ₃	estibina

2.4. Combinación del Hidrógeno con los elementos de los grupos VI A y VII A:

Los compuestos binarios del hidrógeno y los no metales de las familias VI A y VII A se nombran de la siguiente manera:

Nombre genérico: Raíz del nombre del no metal con la terminación "uro".

Nombre específico: "de hidrógeno"

Ejemplos: HCl cloruro de hidrógeno

H₂S sulfuro de hidrógeno

Cuando estos compuestos se disuelven en agua, cambian sus propiedades. Las soluciones resultantes tienen propiedades ácidas y reciben el nombre de HIDRÁCIDOS.



Nomenclatura:

Nombre genérico: Ácido

Nombre específico: Raíz del nombre del no metal con la terminación "hídrico"

Ejemplos: HBr(g) bromuro de hidrógeno HBr(ac) ácido bromhídrico

H₂S(g) sulfuro de hidrógeno H₂S(ac) ácido sulfhídrico

En este grupo se estudia el ácido cianhídrico: HCN; que a pesar de ser un compuesto ternario se considera un hidrácido.

Ejemplo: HCN(g) cianuro de hidrógeno HCN(ac) ácido cianhídrico

III. **Compuestos binarios sin oxígeno y sin hidrógeno:**

La combinación de:

- | | | | | | |
|------|----------|-----|----------|---|-----------------------|
| 3.1. | Metal | con | No Metal | → | Sales |
| 3.2. | No Metal | con | No Metal | → | Compuestos Covalentes |
| 3.3. | Metal | con | Mercurio | → | Amalgamas |
| | Metal | con | Metal | → | Aleaciones |

3.1. **Compuestos formados por un metal y un no metal: sales :**

Estos compuestos resultan de la sustitución total de los hidrógenos en los hidrácidos por metales.

Nombre genérico: El no metal terminado en "uro"

Nombre específico: El del metal

Pueden usarse los tres sistemas. Ejemplos:

Fórmula	Sistema clásico	Sistema estequiométrico	Sistema stock
CuCl (sal haloidea: se deriva del halógeno Cl)	Cloruro cuproso	Cloruro de cobre	Cloruro de cobre (I)
CuCl₂ (sal haloidea)	cloruro cúprico	dicloruro de cobre	cloruro de cobre (II)
FeS (sal)	sulfuro ferroso	sulfuro de hierro	sulfuro de hierro (II)
Fe₂S₃ (sal)	sulfuro férrico	trisulfuro de dihierro	sulfuro de hierro (III)

NOMENCLATURA DE IONES

IÓN	NOMBRE DEL ANIÓN O CATIÓN
Br⁻	Bromuro
C⁴⁻	Carburo
C₂²⁻	Carburo o Acetiluro
Cl⁻	Cloruro
F⁻	Fluoruro
H⁻	Hidruro
I⁻	Yoduro
As³⁻	Arseniuro
N³⁻	Nitruro
O²⁻	Oxido
O₂²⁻	Peróxido
P³⁻	Fosfuro
S²⁻	Sulfuro
Sb³⁻	Antimoniuro
Se²⁻	Seleniuro
Si⁴⁻	Siliciuro
Te²⁻	Telururo
Fe²⁺	Ferroso
Fe³⁺	Férrico
Cu¹⁺	Cuproso
Cu²⁺	Cúprico
Pb²⁺	Plumboso
Pb⁴⁺	Plúmbico
As³⁺	Arsenioso
As⁵⁺	Arsénico
Ag⁺	Argentico
Ca²⁺	Calcico
NH₄⁺	Amonio
S₂O₃²⁻	Tiosulfato
CH₃COO⁻, C₂H₃O₂⁻	Acetato

3.2. Compuestos formados por dos no metales:

Nombre genérico: El nombre del elemento más electronegativo terminado en “uro”

Nombre específico: El del otro elemento

Ejemplos:

ICl	cloruro de yodo
ICl ₃	triclóruo de yodo
ICl ₅	pentaclóruo de yodo
BF ₃	fluoruro de boro o trifluoruro de boro
PCl ₃	triclóruo de fósforo
PCl ₅	pentaclóruo de fósforo

3.3 Compuestos formados por metal- mercurio:

Nombre genérico: Amalgama

Nombre específico: El del otro metal

Ejemplo: Ag Hg: amalgama de plata

Técnicamente estos compuestos no se consideran producto de reacción química, en muchos casos la composición varía entre amplios límites, se acepta que son soluciones de un metal en otro.

3.4. Compuestos formados por metal – metal:

Nombre genérico: Aleación

Nombre específico: El nombre de los metales

Las aleaciones no tienen una fórmula verdadera porque los porcentajes de los elementos constituyentes varían.

Ejemplo: Cr, Fe: aleación de cromo y hierro

Algunas aleaciones tienen nombres especiales.

Ejemplos: latón: Cu, Zn

peltre: Sn, Sb, Pb

acero inoxidable: Fe, Cr, Ni

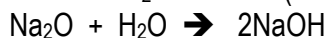
bronce: Cu, Zn, Sn

acero: Fe, otros metales y C

4.1.2. Compuestos Ternarios

I. Hidróxidos o bases:

Un hidróxido es el producto de la reacción de un óxido básico con el agua.



Un hidróxido puede definirse como una sustancia que en solución acuosa produce iones hidroxilo, “OH” o sustancias aceptoras de protones.

Sistema Clásico:

Compuesto	Nombre genérico	Nombre específico
	Hidróxido	El de metal en genitivo o adjetivado con los sufijos "oso" o "ico" para indicar su menor o mayor estado de oxidación
NaOH	Hidróxido	de sodio o sódico (sosa cáustica)
CuOH	Hidróxido	cuproso
Cu(OH) ₂	Hidróxido	cúprico
Ba(OH) ₂	Hidróxido	de bario o bárico

Sistema Stock:

Ejemplos:

CuOH	hidróxido de cobre (I)
Cu(OH) ₂	hidróxido de cobre (II)
Fe(OH) ₂	hidróxido de hierro (II)
Fe(OH) ₃	hidróxido de hierro (III)

II. Ácidos:

Se definen ácidos en relación a sus propiedades químicas como: un compuesto que en solución acuosa produce iones HIDRONIO (H₃O⁺). Por didáctica puede utilizarse el signo H⁺ en lugar de H₃O⁺.

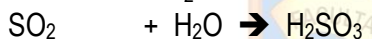
Pueden definirse también como: sustancia donadora de protones. Los ácidos se dividen en dos grupos:

Binarios:	(hidrácidos, ácidos sin oxígeno)
Ternarios:	(oxácidos, ácidos con oxígeno)

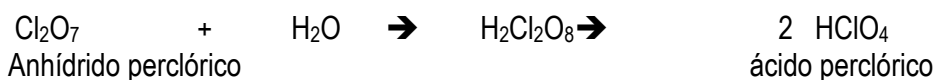
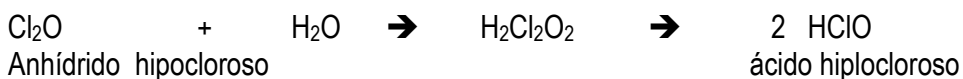
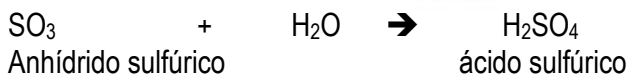
2.1. Oxácidos:

Un oxácido es el producto de la reacción de un anhídrido u óxido ácido con el agua.

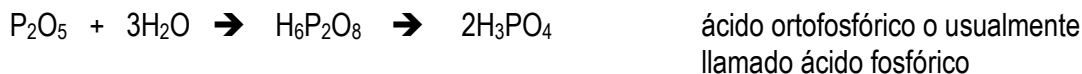
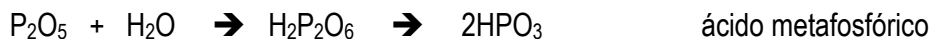
Anhídrido + H₂O → oxácido



Su nomenclatura es por tanto igual a la de los anhídridos cambiando únicamente el nombre genérico por el de ácido. Ejemplos:



Cuando un anhídrido presenta distintos grados de hidratación, éstos se indican anteponiendo los prefijos META, DI o BI y ORTO, al nombre específico, los grados de hidratación son: 1, 2 y 3 moléculas de agua que se combinan con una molécula de anhídrido. Ejemplo:



Dado el nombre de un oxácido escribir su fórmula:

Ejemplo 1: Ácido perbrómico:

- ✓ como es perbrómico el anhídrido que le dio origen será el Br_2O_7 .
- ✓ Se hidrata: $Br_2O_7 + H_2O \rightarrow H_2Br_2O_8 \rightarrow 2HBrO_4$
La fórmula será: **HBrO₄**

Ejemplo 2: Ácido sulfuroso:

- ✓ Como es sulfuroso, el anhídrido que le dio origen será el SO_2 .
- ✓ Se hidrata: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
La fórmula será: **H₂SO₃**

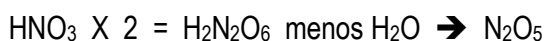
Dada la fórmula de un oxácido escribir su nombre:

Ejemplo 1: H_2SO_4

- ✓ Se le quita una molécula de agua
 H_2SO_4 menos $H_2O \rightarrow SO_3$
- ✓ SO_3 es el anhídrido que le dio origen, como es el anhídrido sulfúrico, el nombre del ácido será **ÁCIDO SULFÚRICO**.

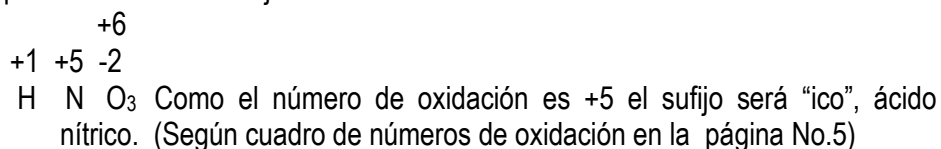
Ejemplo 2: HNO_3

- ✓ En este caso y en otros similares los subíndices de la molécula deben multiplicarse por dos, antes de proceder a quitarle una molécula de agua.



N_2O_5 es el anhídrido que le dio origen; como este es el anhídrido nítrico, el nombre del ácido será **ÁCIDO NÍTRICO**.

- ✓ Otro método consiste en calcular el número de oxidación del elemento central para determinar el sufijo adecuado.



2.2. Iones Poliatómicos

Los ácidos pueden perder parcial o totalmente sus hidrógenos, dando origen a iones poliatómicos llamados en general oxianiones, los cuales forman su nombre de la manera siguiente:

Caso 1: Si el ácido que le dio origen termina en “oso”, el nombre del oxianión se hace terminar en “ito”.

Caso 2: Si el ácido que le dio origen termina en “ico”, el nombre del oxianión se hace terminar en “ato”.

Fórmula del ácido	Nombre del ácido	Fórmula y carga del oxianión	Nombre del oxianión y sales que forman
HClO ₄	Perclórico	ClO ₄ ⁻	Perclorato
HClO ₃	Clórico	ClO ₃ ⁻	Clorato
HBrO	Hipobromoso	BrO ⁻	Hipobromito
HMnO ₄	Permangánico	MnO ₄ ⁻	Permanganato
H ₂ CrO ₄	Crómico	CrO ₄ ⁻²	Cromato
H ₂ Cr ₂ O ₇	Dicrómico	Cr ₂ O ₇ ⁻²	Dicromato
H ₂ SO ₄	Sulfúrico	SO ₄ ⁻²	Sulfato
H ₂ SO ₃	Sulfuroso	SO ₃ ⁻²	Sulfito
HNO ₃	Nítrico	NO ₃ ⁻	Nitrato

III. Sales ternarias:

Una sal es el producto de la sustitución total o parcial de los hidrógenos en un ácido o de los hidróxidos en una base. En las sales ternarias la sustitución es total.

Las sales ternarias se dividen en dos grupos:

1. Oxisales neutras: derivadas de los oxácidos
2. Sulfo-sales, seleni-sales y telur-sales
3. Sales dobles: derivadas de los hidrácidos

3.1. Oxisales Neutras:

Son combinaciones que resultan de la sustitución total de los hidrógenos de los oxiácidos, por metales.

Nombre genérico: El nombre del radical

Nombre específico: El del metal, siguiendo las normas del sistema clásico o Stock.

Ejemplo: H₂SO₄ : ácido sulfúrico; SO₄⁻² oxianión sulfato
Na₂SO₄: sulfato de sodio o sódico

Fórmula	Sistema Clásico	Sistema Stock
Cu ₂ SO ₄	sulfato cuproso	sulfato de cobre (I)
CuSO ₄	sulfato cúprico	sulfato de cobre (II)

3.2. Sulfo-sales, seleni-sales y telurio-sales:

Estas sales resultan de la sustitución de los oxígenos de las oxisales por azufre, selenio o telurio respectivamente. Estas sales se nombran de la misma manera que las oxisales que las originan, anteponiendo el nombre genérico los prefijos sulfo o tio si el sustituyente es el azufre, seleni si es selenio y teluri si es el telurio. Ejemplo:

Na_2CO_3	carbonato sódico
Na_2CS_3	sulfocarbonato de sodio o tiocarbonato de sodio
Na_2CSe_3	selenicarbonato de sodio
Na_2CTe_3	teluricarbonato de sodio

3.3. Sales dobles:

Estas sales resultan de la sustitución total o parcial de los hidrógenos de los hidrácidos que tienen dos hidrógenos o más sustituibles. Cuando la sustitución es total da origen a las sales neutras, cuando solamente se sustituye un hidrógeno, entonces da lugar a la formación de sales ácidas.

Nomenclatura:

- Nombre genérico: El del no metal terminado en "uro"
- Nombre específico: 1. Si la sal es neutra se nombran los metales, (los cuales deben escribirse en orden creciente de sus números de oxidación) anteponiéndole la palabra "doble".
Ejemplo: NaKS : sulfuro doble de sodio y potasio.
2. Si la sal es ácida, se antepone la palabra "ácido" al nombre del metal. Ejemplo: NaHS : Sulfuro ácido de sodio.

4.1.3. Compuestos Cuaternarios

- I. Oxisales con hidrógeno: oxisales ácidas
- II. Sales con hidróxido (OH^-): sales básicas
- III. Oxisales de dos metales: sales dobles
- IV. Hidratos

I. Oxisales Ácidas:

Una oxisal ácida es el producto de la sustitución parcial de los hidrógenos en un oxácido.

Nomenclatura:

Para nombrar las oxisales se aplican las mismas reglas que se dieron para nombrar las oxisales neutras, escribiendo la palabra "ácido" antes del nombre del metal. Ejemplos:

- 1) NaHCO_3 carbonato ácido de sodio (por costumbre bicarbonato de sodio)
- 2) KHSO_3 sulfito ácido de potasio (por costumbre bisulfito de potasio)

También se pueden nombrar como sales dobles de hidrógeno y el metal (se omite la palabra doble). Ejemplo:

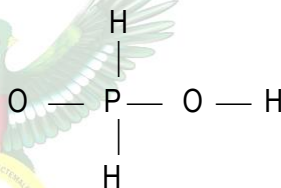
- | | |
|--------------------------|----------------------------------|
| K_2HPO_4 | fosfato de potasio monohidrógeno |
| KH_2PO_4 | fosfato de potasio dihidrógeno |

Cuando el oxácido tiene más de dos hidrógenos sustituibles, se pueden nombrar las oxisales, indicando las veces que se encuentra presente la función ácido o suprimiendo la palabra "ácido" se nombra el número de átomos del metal. Ejemplo:

Na_2HPO_4 fosfato monoácido de sodio o bien fosfato disódico
 NaH_2PO_4 fosfato diácido de sodio o bien fosfato monosódico

NOTA:

En la sustitución de los hidrógenos de los oxácidos, es preciso tener en cuenta que sólo son sustituibles los hidrógenos que están unidos a los oxígenos; así el ácido hipofosforoso H_3PO_2 solo puede dar sales mono sustituidas, porque de los tres hidrógenos que tiene, sólo uno está unido a un oxígeno, según se indica en la fórmula desarrollada, así:



Sus sales: $\text{Na}(\text{H}_2\text{PO}_2)$ y $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$

No deben inducir a error y considerarlos como sales ácidas por la presencia de hidrógenos en su fórmula. Estos hidrógenos no se disocian por disolución en forma de protones (H^+) como ocurre para darle a la sal carácter de ácido y por consiguiente quedan implícitos en el nombre del anión.

II. **Sales Básicas**

Estas sales resultan de la sustitución parcial de los hidróxidos en una base por oxianiones.

Nomenclatura:

Se utiliza las mismas reglas dadas para las oxisales ácidas, cambiando la palabra ácido por la palabra "básico", que indica la función base en la sal. Ejemplo:

$\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_3$ nitrato básico de calcio

Si el hidróxido de donde se parte tiene más de dos OH^- , pueden originarse distintas sales básicas, las que se diferencian al nombrarlas por los numerales mono, di, etc., antepuestos a la palabra básico, según el número de OH^- existentes. Ejemplos:

$\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$ nitrato monobásico de bismuto (III)
 $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ nitrato dibásico de bismuto (III)

Las sales básicas pueden nombrarse también de la siguiente manera:

Nombre genérico: El nombre del radical con el prefijo "hidroxi" conjugado al nombre y con prefijos adicionales para indicar OH^- presentes.

Nombre específico: El del metal indicando su estado de oxidación con el sistema Stock

Ejemplos:

$\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$ hidroxinitrato de bismuto (III) o monohidroxinitrato de bismuto (III)
 $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ dihidroxinitrato de bismuto (III)
 FeOHSO_4 hidroxisulfato de hierro (III)

III. **Oxisales Dobles:**

Son combinaciones que resultan de la sustitución total de los hidrógenos de los oxácidos que tienen dos o más hidrógenos sustituibles, por dos o más metales diferentes.

Nomenclatura:

Se nombran siguiendo las mismas reglas que se utilizan para nombrar las oxisales neutras, intercalando la palabra DOBLE entre el nombre genérico y el específico, formado este último por el nombre de los metales. Ejemplos: H_2SO_4

Al cambiar un hidrógeno por Na y el otro hidrógeno por K, se forma:



IV. **Hidratos**

Un hidrato es un compuesto que contiene moléculas de agua (usualmente llamada agua de cristalización) estructuralmente unidas.

Ejemplo: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ Sulfato de cobre (II) pentahidratado



ANEXO 1

Ácido		Oxianión	
Fórmula	Nombre	Fórmula y No. de oxidación	Nombre
Grupo VIIA			
HClO ₄	Perclórico	ClO ₄ ¹⁻	Perclorato
HClO ₃	Clórico	ClO ₃ ¹⁻	Clorato
HClO ₂	Cloroso	ClO ₂ ¹⁻	Clorito
HClO	Hipocloroso	ClO ¹⁻	Hipoclorito
HBrO ₃	Brómico	BrO ₃ ¹⁻	Bromato
HBrO	Hipobromoso	BrO ¹⁻	Hipobromito
HIO ₄	Peryódico	IO ₄ ¹⁻	Peryodato
HIO ₃	Yódico	IO ₃ ¹⁻	Yodato
HIO	Hipoyodoso	IO ¹⁻	Hipoyodito
Grupo VIIB			
HMnO ₄	Permangánico	MnO ₄ ¹⁻	Permanganato
H ₂ MnO ₄	Mangánico	MnO ₄ ²⁻	Manganato
Grupo VIA			
H ₂ SO ₄	Sulfúrico	SO ₄ ²⁻	Sulfato
H ₂ SO ₃	Sulfuroso	SO ₃ ²⁻	Sulfito
H ₂ SeO ₄	Selénico	SeO ₄ ²⁻	Selenato
H ₂ SeO ₃	Selenoso	SeO ₃ ²⁻	Selenito
H ₂ TeO ₃	Teluroso	TeO ₃ ²⁻	Telurito
Grupo VIB			
H ₂ CrO ₄	Crómico	CrO ₄ ²⁻	Cromato
H ₂ Cr ₂ O ₇	Dicrómico	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dicromato
H ₂ MoO ₄	Molibdico	MoO ₄ ²⁻	Molibdato
H ₂ WO ₄	Tungsténico	WO ₄ ²⁻	Tungstenato
Grupo VA			
HNO ₃	Nítrico	NO ₃ ¹⁻	Nitrato
HNO ₂	Nitroso	NO ₂ ¹⁻	Nitrito
HNO(H ₂ N ₂ O ₂)	Hiponitroso	NO ¹⁻ ; N ₂ O ₂ ²⁻	Hiponitrito
HPO ₃	Metafosfórico	PO ₃ ¹⁻	Metafosfato
H ₄ P ₂ O ₇	Difosfórico	P ₂ O ₇ ⁴⁻	Difosfato
H ₃ PO ₄	Ortofosfórico	PO ₄ ³⁻	Ortofosfato
H ₃ PO ₃	Ortofosforoso	PO ₃ ³⁻	Ortofosfito
H ₃ AsO ₄	Ortoarsénico	AsO ₄ ³⁻	Ortoarseniato
HAsO ₂	Metaarsenioso	AsO ₂ ¹⁻	Metaarsenito
Grupo IVA			
H ₂ CO	Carbónico	CO ₃ ²⁻	Carbonato
H ₂ SiO ₃	Silícico	SiO ₃ ²⁻	Silicato
H ₂ GeO ₃	Germánico	GeO ₃ ²⁻	Germanato
H ₂ SnO ₃	Estánnico	SnO ₃ ²⁻	Estannato
Grupo III			
H ₃ BO ₃	Ortobórico	BO ₃ ²⁻	Ortoborato
HBO ₂	Metabórico	BO ₂ ¹⁻	Metaborato
H ₂ B ₄ O ₇	Tetrabórico	B ₄ O ₇ ²⁻	Tetraborato

ANEXO 2

Nomenclatura de algunos compuestos orgánicos

Nombre del compuesto	Fórmula	Nombre del compuesto	Fórmula
metano	CH ₄	metanol	CH ₃ OH
etano	C ₂ H ₆	etanol	CH ₂ CH ₃ OH
propano	C ₃ H ₈	propanol	CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH
butano	C ₄ H ₁₀		
pentano	C ₅ H ₁₂		

Nombre del compuesto	Fórmula
Ácido acético	CH ₃ COOH; C ₂ H ₄ O ₂
Ácido Oxálico	C ₂ O ₄ H ₂
Formaldehído	HCHO
Acetaldehído	CH ₃ CHO
Benceno	C ₆ H ₆
Glucosa	C ₆ H ₁₂ O ₆
Sacarosa	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
Fructosa	C ₆ H ₁₂ O ₆
Etilenglicol	C ₂ H ₄ (OH) ₂
Hidracina	N ₂ H ₄
Diimina	N ₂ H ₂
Urea	(NH ₂) ₂ CO

