

FORMULACIÓN Y

NOMENCLATURA

DE

QUÍMICA INORGÁNICA

4º ESO

Visita el enlace sobre formulación Inorgánica que hay en la página Web, repasa y realiza los ejercicios allí propuestos

FORMULACIÓN

NOMENCLATURA Y SISTEMAS DE NOMENCLATURA

La nomenclatura constituye el conjunto de reglas mediante las cuales se pueden asignar un nombre unívoco a cualquier sustancia simple o compuesta.

Distinguiremos tres clases de nomenclatura: vulgar, tradicional o funcional y sistemática.

- **Nombre vulgar:** es todo nombre no ajustado a un sistema prefijado y que está muy arraigado en el lenguaje químico convencional. En algunos casos son nombres aceptados por la IUPAC. Por ejemplo:

- Agua	H ₂ O	- Arsina	AsH ₃	- Estibina	SbH ₃
- amoníaco	H ₃ N	- Fosfina	PH ₃		

- **Nombre tradicional o funcional** es el que resulta de la combinación de dos palabras que establecen la identificación de un compuesto, basándose en la función química que lo constituye.

El primer vocablo indica el nombre genérico de la función química, y el segundo, el nombre específico, indicando la especie química concreta de que se trata. Este último se forma a partir de la raíz del nombre del elemento o elementos que forman el compuesto, y una serie de prefijos y sufijos que especifican las proporciones de los mismos. Por ejemplo:

Ácido [nombre genérico] sulfúrico [nombre específico]:	H ₂ SO ₄
Anhídrido [nombre genérico] carbónico [nombre específico]	CO ₂

De forma general esta nomenclatura utiliza una serie de prefijos y sufijos que se añaden al nombre específico de la especie química que se trate.

Este tipo de nomenclatura, si bien se encuentra muy arraigada en algunos casos concretos, *se pretende que desaparezca por ser arbitrario y requerir gran número de excepciones.*

- **Nomenclatura sistemática:** Es la que indica la naturaleza y las proporciones de los constituyentes de una sustancia. Está formado a base de una serie de vocablos seleccionados según un sistema prefijado. Puede llevar o no prefijos numerales. Ejemplos:

- pentaóxido de dicloro	Cl ₂ O ₅	Trióxido de dinitrógeno	N ₂ O ₃
- dicloruro de hierro	FeCl ₂	Heptaóxido de dicloro	Cl ₂ O ₇

En esta nomenclatura la proporción de los constituyente en un compuesto puede indicarse directamente haciendo uso de unos prefijos diferentes:

a) *Sistema de los prefijos numerales:* se emplea cuando en una sustancia existen varios constituyentes idénticos. **Utiliza un código de prefijos numerales para indicar la cantidad de átomos de cada elemento que hay en la fórmula de un determinado compuesto.** Si los constituyentes son monoatómicos, se usan los prefijos:

- 1 = mono	- 4 = tetra	- 5 = penta	- 9 = enea o nona
- 2 = di	- 6 = hexa	- 8 = octa	- 10 = deca
- 3 = tri	- 7 = hepta	- 11 = endeca o undeca	- 12 = dodeca

Por encima de 10, los prefijos numerales pueden sustituirse por números arábigos, con guión o sin él. El prefijo mono suele omitirse. Ejemplo:

- tetraóxido de dinitrógeno	N_2O_4		
- pentaóxido de dicloro	Cl_2O_5	Trióxido de nitrógeno	N_2O_3
- dicloruro de hierro	$FeCl_2$	Heptaóxido de dicloro	Cl_2O_7

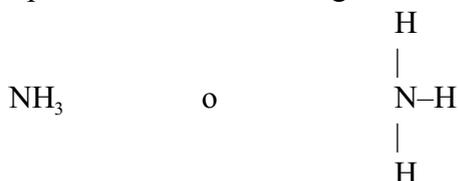
b) *Sistema de Stock* consiste en colocar entre paréntesis, e inmediatamente después del nombre de alguno de los elementos que forman parte del compuesto, un número romano que indica el estado de oxidación o la valencia de aquél. Ejemplo:

- Cloruro de hierro (II)	$FeCl_2$		
- Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno	$HMnO_4$	Nombre sistemático	
- Ácido tetraoxomangánico (VII)	$HMnO_4$	Nombre sistemático funcional	
- Óxido de cloro (VII)	Cl_2O_7	- Óxido de cloro (V)	Cl_2O_5
- Óxido de Nitrógeno (III)	N_2O_3	- Cloruro de hierro (II)	$FeCl_2$

VALENCIA

La valencia es un concepto químico antiguo, hoy esta cada vez más en desuso y se emplea el término de número de oxidación. La valencia de un elemento se define como el número de átomos de hidrógeno que puede unirse con un átomo de dicho elemento, o ser sustituido por él.

Por ejemplo la valencia del nitrógeno en el compuesto amoníaco es tres:



En la tabla que se muestra a continuación se han recopilado las valencias más usuales de los elementos. Recomendamos al alumnado el aprendizaje de estos valores, en especial los correspondientes a los elementos más importantes (escritos en letra negra). Mas adelante estudiaremos el estado de oxidación (el número de valencia y el número de oxidación coinciden en valor absoluto).

Electrovalencia (Compuestos iónicos) :

Se llama electrovalencia de un elemento a la carga que tienen sus iones, es decir el número de electrones que ganan o pierden cuando forman iones. Esta puede ser positiva o negativa (*recordar enlace iónico*)

Covalencia (Compuestos covalentes) :

Es la capacidad de combinación de un átomo cuando forma enlace covalente, se define como el número de electrones que comparte un átomo cuando forma enlace covalente. No tiene signo (*recordar enlace covalente*)

Electronegatividad:

La electronegatividad mide la mayor o menos atracción que un átomo ejerce sobre los electrones de enlace, *cuando se enlaza con otro átomo para formar una molécula, formando un enlace covalente.*

En general varía periódicamente a lo largo del sistema periódico, de forma que los elementos situados **más arriba y a la derecha del sistema periódico son los más electronegativos** y los situados más hacia abajo y a la izquierda son los menos electronegativos.

El elemento más electronegativo (más no metálico) es el flúor, seguido del oxígeno y el cloro. El menos electronegativo (más metálico) es el cesio

																		Aumenta a lo largo de un periodo																		
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																		
I	1																	2	Aumenta al ascender en un grupo																	
II	3 Li	4											5	6	7	8	9	10																		
III	11 Na	12											13	14	15	16	17	18																		
IV	19 K	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																		
V	37 Rb	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47 Ag	48	49	50	51	52	53	54																		
VI	55 Cs	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86																		
VII	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118																		

VALENCIA DE LOS ELEMENTOS MÁS IMPORTANTES							
	Valencia		Valencia		Valencia		Valencia
Grupo I A 1	H : 1 Li : 1 Na : 1 K : 1 Rb : 1 Cs : 1 Fr : 1	Grupo II A 2	Be : 2 Mg : 2 Ca : 2 Sr : 2 Ba : 2 Ra : 2	Grupo III B 3	Sc : 3 Y : 3	Grupo IV B 4	Ti : 2, 3, 4
Grupo V B 5	V : 2, 3, 4, 5 Nb : 3, 5	Grupo VI B 6	Cr : 2, 3,6 Mo : 6 W : 6	Grupo VII B 7	Mn : 2, 3, 4, 6, 7	Grupo VIII A 8, 9, 10	Fe : 2, 3 Co : 2, 3 Ni : 2, 3 Ru : 3 Rh :3 Pd : 2, 4
Grupo I B 11	Cu : 1, 2 Ag : 1 Au : 1, 3	Grupo II B 12	Zn : 2 Cd : 2 Hg : 1, 2	Grupo III A 13	B : 3 Al : 3 Ga : 3	Grupo IV A 14	C : 2, 4 Si : 4 Ge : 4 Sn : 2, 4 Pb : 2, 4
Grupo V A 15	N : 1, 2, 3, 4, 5 P : 3, 5 As : 3, 5 Sb : 3, 5 Bi : 3, 5	Grupo VI A 16	O : 2 S : 2, 4, 6 Se : 2, 4, 6 Te : 2, 4, 6 Po : 2, 4, 6	Grupo VII A 17	F : 1 Cl :1, 3, 5, 7 Br :1, 5 I : 1, 5, 7 At : 1, 3, 5, 7	Grupo 0 18	He : 0 Ne : 0 Ar : 0 Kr : 0 Xe : 0 Rn : 0

Se ha suprimido el signo de valor de algunas valencias, en la tabla anterior, por problemas de espacio

NOTAS.

- Los NO metales, electrovalencia (-)
- Los metales, electrovalencia (+)
- En los compuestos covalentes, el elemento (-), será el más electronegativo.
- Los NO metales, tiene electrovalencia (+) cuando se convivan con el oxígeno, que será el elemento electrovalente negativo

La diferencia entre ambos conceptos: Valencia y Número de Oxidación no es insignificante.

* La valencia nos indica sólo la capacidad de combinación de un átomo, con otros átomos

* El Número de oxidación nos indica el estado de ese átomo en un compuesto determinado.

Compara la Valencia y el Número de Oxidación de estas sustancias: HCl, CH₄, CCl₄

VALENCIAS MÁS FRECUENTES DE LOS ELEMENTOS MÁS REPRESENTATIVOS:

PERÍODO/GRUPO	I A	II A	III A	IV A	VA	VI A	VII A
Período 1	H +1 -1						
Período 2	Li	Be	B	C	N(*)	O(*)	F(*)
Período 3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Período 4	K	Ca			As	Se	Br
Período 5	Rb	Sr			Sb	Te	I
Período 6	Cs	Ba					
ELECTROVALENCIA	+1	+2	+3	±4	-3	-2	-1
VALENCIA COVALENTE	H 1	...	B 3	2,4	3,5	2,4,6	1,3, 5,7

- (*)
- El **NITRÓGENO** tiene valencias covalentes: **2, 3, 4, 5**
 - El **OXÍGENO** sólo tiene valencia covalente: **2**
 - El **FLÚOR** sólo tiene valencia covalente: **1**

NÚMERO DE OXIDACIÓN DE ALGUNOS DE LOS METALES DE TRANSICIÓN:

ELEMENTO	ELEMENTO	ELEMENTO	ELEMENTO	ELEMENTO	ELECTROVALENCIA
Hierro (Fe)	Cobalto (Co)	Níquel (Ni)	Cromo (Cr)*	Manganeso ** (Mn)	+2, +3
Plomo (Pb)	Platino (Pt)	Estaño (Sn)			+2, +4
Cobre (Cu)	Mercurio (Hg)				+1, +2
Oro (Au)					+1, +3
Plata (Ag)					+1
Cinc (Zn)					+2

(*) - El **CROMO** tiene valencia covalente: **6** (***) - El **MANGANESO** tiene valencias covalentes: **4, 6, 7**

- El **MOLIBDENO** tiene valencia covalente: **2, 3, 4, 5, 6** - El **VANADIO** tiene valencia covalente: **2, 3, 4, 5**

Número de oxidación

El concepto de *número de oxidación* denominado también *estado de oxidación*, se utiliza en muchos campos de la Química Inorgánica, incluyendo la nomenclatura. El número de oxidación de un elemento, es un concepto empírico que ha sustituido al de valencia, que ha quedado en desuso.

Para calcular el número de oxidación de un elemento determinado en un compuesto cualquiera, debemos de tener presente:

- El número de oxidación de los átomos aislados es cero
- La molécula de todos los compuestos es neutra. Así en toda molécula la suma de los números de oxidación de los elementos que la constituyen, es igual a cero.
- En una molécula la suma de los número oxidación positivos es igual a los negativos
- Puesto que el oxígeno es el elemento más electronegativo, a excepción del flúor, su número de oxidación en todos los compuestos, excepto en los que forma con éste (con el flúor tiene +II), es negativo e igual a - II, y en los peróxidos, en que actúa con - I
- Por convenio, el hidrógeno se considera positivo (número de oxidación igual a + I) en sus combinaciones con elementos no metálicos y de - I en su combinación con los metales
- Los no-metales suelen tener número de oxidación negativo y los metales positivo.
- Los no-metales actúan con número de oxidación positivo, solamente, cuando se combinan con el oxígeno
- Cuando un no-metal se combina con un metal lo hace con su número de oxidación menor

Ejemplos:

El número de oxidación del aluminio en el óxido de aluminio, Al_2O_3 es (+3), puesto que :

$$2x+3(-2)=0 \Rightarrow 2x-6=0 \quad x = 6/2 = 3$$

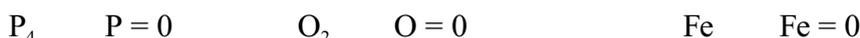
El número de oxidación del manganeso en el ion permanganato, MnO_4^- es VII, ya que

$$x+4(-2) = -1 \Rightarrow x - 8 = -1 \Rightarrow x = -1 + 8 = 7$$

Veamos otros ejemplos: *Número de oxidación*

Fe_2O_3 = dos iones Fe^{3+} y tres iones O^{2-}	Fe = + 3	O = -II
CH_4 = un ion C^{4-} y cuatro iones H^+	C = - 4	H = + 1
CCl_4 = un ion C^{4+} y cuatro iones Cl^-	C = + 4	Cl = - 1
H_3O^+ = tres iones H^+ y un ion O^{2-}	H = +1	O = - 2
OF_2 = un ion O^{2+} y dos iones F^-	O = + 2	F = - I

Las sustancias elementales tienen número de oxidación cero. Por ejemplo:



En la tabla siguiente se muestran los números de oxidación de todos los elementos. Los escritos entre paréntesis son los menos usuales.

TABLA DE LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN (Leer)

Grupo 1(1 A)	H: I, -I Li: I Na: I K: I Rb: I Cs: I Fr: I	Grupo 2 (2 A)	Be: II Mg: II Ca: II Sr: II Ba: II Ra: II
Grupo 3 (3 B)	Sc: III Y: III La: III Ac: III	Grupo 4 (4 B)	Ti: II, III, IV Zr: (II) (III), IV Hf: (II), (III); IV
Grupo 5 (5 B)	V: II, III, IV, V Nb: (II), III, (IV), V Ta: (II), (III), (IV), V	Grupo 6 (6 B)	Cr: II, III, (IV), VI Mo: (II), III, IV, (V), VI W: (II), (III), (IV), (V), VI
Grupo 7 (7 B)	Mn: II, III, IV, (V), VI, VII Tc: (III), IV, (V), VI, VII Re: (III), IV, (V), VI, VII	Grupo 8	Fe: II, III, (IV), (V), (VI) Ru: (II), III, IV, (V), (VI), VIII Os: II, III, IV, (VI), VIII
		Grupo 9	Co: II, III, (IV) Rh: II, III, IV Ir: II, III, IV, (VI)
		Grupo 10	Ni: II, III, (IV) Pd: II, (III), IV Pt: II, (III), IV, (VI)
Grupo 11(1 B)	Cu: I, II Ag: I Au: I, III	Grupo 12 (2 B)	Zn: II Cd: II Hg: I, II
Grupo 13 (3 A)	B: III Al: III Ga: III In: (I), III Tl: I, III	Grupo 14 (4 A)	C: II, IV, -IV Si: IV Ge: II, IV Sn: II, IV Pb: II, IV
Grupo 15 (5 A)	N: I, II, III, IV, V, -I, -II, -III P: (I), III (IV), V, -III As: III, V, -III Sb: III, (IV), V, -III Bi: III, V, -III	Grupo 16 (6A)	O: -II S: (I), IV, VI, (VII), -II Se: IV, VI, -II Te: (II), IV, VI, -II Po: II, IV, VI, -II
Grupo 17 (7 A)	F -I Cl I, III, (IV), V, (VI), VII, -I Br I, (III), (IV), V, -II I: I, (IV), V, VII, -I At: I, III, V, VII, -I	Grupo 0	He 0 Ne 0 Ar 0 Xe 0 Rn 0

Observa: que lugar ocupa cada elemento en la tabla periódica y cómo se relaciona con el número de oxidación con el grupo al que pertenece

CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS QUE VAMOS A FORMULAR Y NOMBRAR
--

1º COMPUESTOS INORGÁNICOS (se estudiarán a continuación):

a) **SUSTANCIAS ELEMENTALES** o sustancias simples, constituidas por un solo elemento químico (p.e. P₄).

b) **COMPUESTOS BINARIOS**: Compuestos constituidos por dos elementos diferentes (p.e. H₂O)

b.1º. UROS: Compuestos binarios que **NO** contienen oxígeno. Son de tres tipos:

- Sales binarias

- A) Combinaciones binarias de metales con **no** metales.

- B) Combinaciones binarias entre **dos no metales**.

- C) Hidruros (un caso particular) de combinación **del hidrógeno** con otros elementos, tanto metálicos como no metálicos.

- C.1) - **HIDRUROS NO METÁLICOS**: **HIDRÓGENO** con un **NO METAL**

- C.2) - **HIDRUROS METÁLICOS** **HIDRÓGENO** con un **METAL**

- C.3) - **HIDRÁCIDOS**, un grupo especial de hidruros. Es una combinación del **HIDRÓGENO** con un **NO METAL**, de los grupos 16 (VIA) o 17 (VIIA), **en disolución acuosa**

b.2º. ÓXIDOS: Compuestos binarios que contienen oxígeno. Son de dos tipos:

- A) Metálicos o básicos

- B) No metálicos o ácidos, también llamados anhídridos, en la nomenclatura tradicional.

b.3º. PERÓXIDO: Compuestos que contienen el ion peróxido: O₂⁻², (-O-O)⁻²: **METAL + O₂⁻²**,

c) **COMPUESTOS TERNARIOS**: Compuestos constituidos por tres elementos diferentes

c.1º.- OXOÁCIDOS: **H + NO METAL + O** (p.e. H₂SO₄)

c.2º.- IONES POLIATÓMICOS: **NO METAL + Oxig./ H**,
(p.e. (SO₄)⁻²; (HSO₄)⁻¹)

c.3º.- OXOSALES NEUTRAS: **(METAL + NO METAL + O)** (p.e. HgSO₄)

c.4º.- HIDRÓXIDOS: **METAL + GRUPO HIDRÓXIDO (OH)⁻**, (p.e. NaOH)

c.5º.- SALES ÁCIDAS DE HIDRÁCIDO, **(METAL + NO METAL + H)** (p.e. NaSH)

d) **COMPUESTOS CUATERNARIOS**: Compuestos constituidos por cuatro elementos diferentes (p.e. NaHSO₄). De estos compuestos sólo estudiaremos un tipo las sales ácidas de oxoácidos, compuestas por: **METAL + H + NO METAL + Oxig.**

2º COMPUESTOS ORGÁNICOS. En estos es el elemento C el que forma la estructura fundamental de la molécula, p. e. C₄H₁₀, (butano), C₂H₆O, (alcohol etílico o etanol), se estudiarán en Bachillerato.

Ejercicio:

Clasifique cada uno de los siguientes compuestos como **SUSTANCIAS ELEMENTALES**, **COMPUESTOS BINARIOS** o **TERNARIOS** o **CUATERNARIOS**:

- | | | | |
|----------------------------|-------------------------------|-----------------------|----------------|
| 1. Ácido clorhídrico | H Cl | 7. Trioxígeno u ozono | O ₃ |
| 2. Hidróxido de sodio | NaOH | 8. Tetrafósforo | P ₄ |
| 3. Amoníaco | NH ₃ | 9. | |
| 4. Sulfato cuproso | CuSO ₄ | 10. | |
| 5. Permanganato de potasio | KMnO ₄ | 11. | |
| 6. Agua oxigenada | H ₂ O ₂ | 12. | |



Nomenclatura: Constituye el conjunto de reglas mediante las cuales se pueden asignar un nombre unívoco a cualquier sustancia simple o compuesta., tratamos con ella nombrar un compuesto

Formular: Constituye el conjunto de reglas mediante las cuales se pueden indicar el número y tipo de elementos químico que forman una sustancia química

Mecanismo del proceso de formular:

En las fórmulas el elemento que se escribe a la izquierda es el menos electronegativo (el que tiene número de oxidación positivo) y a la derecha se escribe el más electronegativo (el que tiene número de oxidación negativo). Estas posiciones, en general, coinciden con la localización que tienen estos elementos en la tabla periódica, los electropositivos a la izquierda y los electronegativos a la derecha.

¿Pero cuántos átomos de cada elemento tendrá una fórmula?.

SUSTANCIAS ELEMENTALES o SIMPLES

Las sustancias elementales denominadas también sustancias simples, son aquellas que están constituidas por átomos de un mismo elemento químico. Sin embargo, las moléculas de estas sustancias no siempre están compuestas de un sólo átomo. Incluso algunos elementos se presentan en agrupaciones de diferentes número de átomos. Estas formas diferentes se llaman formas alotrópicas y el fenómeno por el que aparecen en más de una forma una sustancia elemental se denomina alotropía.

Nomenclatura y formulación

Si las moléculas de las sustancias elementales son monoatómicas, se nombran y se representan igual que el elemento. Las únicas sustancias simples monoatómicas son los gases nobles. Por ejemplo:

He: Helio
Kr: criptón

P₄: Tetrafosforo

Las formas alotrópicas en estado líquido o gaseoso, se denominan mediante el nombre del elemento acompañado de un prefijo que exprese la atomicidad de la molécula.

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA	
REGLA	EJEMPLO
A_q numeral .nombre	S_8 octaazufre

Cuando el número de átomos que contiene la molécula es elevado o desconocido, se utiliza el prefijo poli.

FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS BINARIOS

Compuestos formados por la unión química de dos elementos:

1º. UROS: Compuestos binarios que **NO** contienen oxígeno. Son de tres tipos:

- Sales binarias

- A) Combinaciones binarias de metales con **no** metales.
- B) Combinaciones binarias entre **dos no metales**.
- C) Hidruros (un caso particular) de combinación **del hidrógeno** con otros elementos, tanto metálicos como no metálicos.

- C.1) - HIDRUROS NO METÁLICOS: HIDRÓGENO con un NO METAL

- C.2) - HIDRUROS METÁLICOS HIDRÓGENO con un METAL

- C.3) - HIDRÁCIDOS, un grupo especial de hidruros. Es una combinación del HIDRÓGENO con un NO METAL, de los grupos 16 (VIA) o 17 (VIIA), **en disolución acuosa**

2º. ÓXIDOS: Compuestos binarios que contienen oxígeno. Son de dos tipos:

- A) Metálicos o básicos

- B) No metálicos o ácidos, también llamados anhídridos, en la nomenclatura tradicional

3º. PERÓXIDO: Compuestos que contienen el ion peróxido: O_2^{-2} , $(-O-O)^{-2}$

1. COMBINACIONES BINARIAS ENTRE ELEMENTOS: UROS

Compuestos binarios que **NO** contienen oxígeno.

1. A. Sales binarias o uros metálicos: Metal + No metal

A.1.- Cómo se formulan siguiendo la regla general, primero el metal (*MENOS ELECTRONEGATIVO*) y después el no metal (*MAS ELECTRONEGATIVO*) intercambiando las valencias.

A.2.- Cómo se nombran, con el no metal terminado en **uro**, utilizando prefijos, sufijos o la valencia en números romanos, según la nomenclatura que se use

- Nomenclatura sistemática de prefijos numerales: Anteponiendo un prefijo que indica el número de átomos que se representan.

Los prefijos numerales pueden suprimirse, cuando el elemento tiene valencia fija.

- Nomenclatura de Stock: Indicando **la valencia del metal**, en números romanos.

Los números romanos pueden suprimirse, cuando el elemento tiene valencia fija.

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA	
REGLA	EJEMPLO
A^{+p} B^{-q} menos electronegativo más electronegativo (Metal) (No metal) $A_q B_p$ numeral .raíz B . uro . de numeral . nombre A (si p y q tiene múltiplos comunes se simplifican ambos subíndices)	Ca^{+II} As^{-III} menos electronegativo más electronegativo $Ca_3 As_2$ diarseniuro de tricalcio (N.P.) arseniuro de calcio (II) (N.S.) arseniuro cálcico (N.T.)

Salvo excepciones los número de oxidación de los no metales en estos compuestos son:

- 3	- 4	- 3	- 2	- 1
B	C	N	----	F
----	Si	P	S	Cl
----	----	As	Se	Br
----	----	----	Te	I

Los número de oxidación de los metales de transición en estos compuestos iónicos (sales binarias e hidruros) son:

Elemento	Elemento	Elemento	Elemento	Elemento	Valencia
Fe	Co	Ni	Cr (*)	Mn (**)	2+, 3+
Pb	Pt	Sn		---	2+, 4+
Cu	Hg	---	---	---	1+, 2+
Au	---	---	---	---	1+, 3+
Ag	---	---	---	---	1+
Zn	---	---	---	---	2+

(*) - El **CROMO** tiene valencia covalente: **6**

(**) - El **MANGANESO** tiene valencias covalentes: **4, 6, 7**

Nº oxidación metal	Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura tradicional
1	NaCl	Monocloruro de sodio	Cloruro de sodio	Cloruro sódico
2	CaF ₂	Difloruro de calcio	Fluoruro de calcio	Fluoruro cálcico
2	FeCl ₂	Dicloruro de hierro	Cloruro de Hierro (II)	Cloruro ferroso
3	FeCl ₃	Tricloruro de hierro	Cloruro de Hierro (III)	Cloruro Férrico
1	Na ₃ N	nitruro trisódico	Nitruro de sodio (I)	Nitruro sódico
2	Mg ₃ P ₂	Difloruro de trimagnesio	Fosfuro de Magnesio (II)	Fosfuro magnésico
2	Ca ₃ As ₂	diarseniuro de dicalcio	arseniuro de calcio	arseniuro cálcico
2	MnS	Monosulfuro de manganeso	Sulfuro de manganeso (II)	Sulfuro manganoso
4	MnS ₂	Disulfuro de manganeso	Sulfuro de manganeso (IV)	Sulfuro mangánico

**1. B. Sales binarias entre NO METALES: No Metal + No Metal
UROS NO METÁLICOS**

B.1.- Cómo se formulan, escribiendo a la izquierda el elemento más electropositivo (menos electronegativo), según la secuencia: B, < Si, < C, < Sb, < As, < P, < N, < **H**, < Te, < Se, < S, < At, < I, < Br, < Cl, < O, < F
El elemento Flúor es el más electronegativo.

B.2.- Cómo se nombran, empezando por el más electronegativo terminado en **uro** seguido del otro elemento, utilizando prefijos o la valencia según la nomenclatura que se use

- Nomenclatura sistemática: Con prefijo que indica el número de átomos que se representan.
Los prefijos numerales pueden suprimirse, cuando el elemento tiene valencia fija.

- Nomenclatura de Stock Indicando **la valencia del elemento menos electronegativo**, en números romanos.
Los números romanos pueden suprimirse, cuando el elemento tiene valencia fija.

Al igual que en las sales binarias metálicas, salvo excepciones, los número de oxidación de los no metales en estos compuestos son los dados en la tabla anterior

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA	
REGLA	EJEMPLO
A^{+p} B^{-q} menos electronegativo más electronegativo $A_q B_p$ numeral .raíz B . uro . de numeral . nombre A <i>(si p y q tiene múltiplos comunes se simplifican ambos subíndices)</i>	C^{+IV} S^{-II} menos electronegativo más electronegativo $C_2 S_4$ CS_2 disulfuro de carbono (N.P.) sulfuro de carbono (IV) (N.S.) sulfuro carbónico (N.T.)

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura tradicional
PCl ₅	Pentacloruro de fósforo	Cloruro de fósforo (V)	Cloruro fosfórico
BP	fosfuro de boro	fosfuro de boro	fosfuro bórico
BrF	monofluoruro de bromo	fluoruro de bromo (I)	fluoruro bromoso
BrF ₅	Pentafluoruro de bromo	fluoruro de bromo (V)	fluoruro brómico
Ca ₃ P ₂	Difosfuro de tricalcio	fosfuro de calcio	fosfuro cálcico
CCl ₄	Tetracloruro de carbono	cloruro de carbono	cloruro carbónico

1. C. COMBINACIONES BINARIAS DE UN ELEMENTO CON EL HIDRÓGENO: HIDRUROS

La configuración electrónica del hidrógeno ($1s^1$) es lo que le confiere la propiedad de formar compuestos de naturaleza muy diversa con los restantes elementos, puesto que puede ceder su único electrón, captar un electrón de otro elemento para adquirir la configuración del He ($1s^2$) o bien compartir un electrón, dando lugar a un enlace de tipo covalente. Por consiguiente, en las combinaciones binarias del hidrógeno, este puede constituir desde la parte más electronegativa hasta la más electropositiva, dependiendo de su electronegatividad con respecto al otro elemento.

Distinguiremos las siguientes combinaciones binarias del hidrógeno:

1º.- (C.1). Combinaciones del hidrógeno con otros no metales (**grupos 13, 14 y 15**) o hidruros no metálicos, su fórmula general es: \mathbf{XH}_n

El hidrógeno es el elemento más electronegativo (pag. 16 y 19). Actúa con nº de oxidación = - 1

2º.- (C.2). Combinaciones del hidrógeno con metales denominados **hidruros metálicos**, su fórmula general es: \mathbf{XH}_n . *El elemento más electronegativo es el hidrógeno. Actúa con nº de oxidación = - 1*

3º.- (C.3). Combinaciones del hidrógeno con los elementos **NO METÁLICOS: grupo 17 (F, Cl, Br, I) y grupo 16 (S, Se y Te)**, denominadas **hidrácidos**., al tener propiedades ácidas en disolución acuosa, su fórmula general es: $\mathbf{H}_n\mathbf{X}$

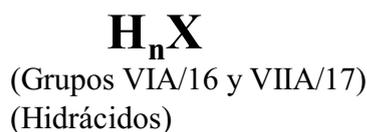
El No Metal es el elemento más electronegativo (pag. 21).

El Hidrógeno actúa con nº de oxidación = + 1

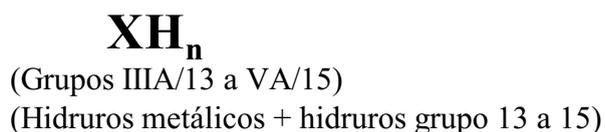
En los hidruros el número de oxidación del HIDRÓGENO es (-1) en los grupos 13, 14 y 15, y en su combinación con los metales, siendo de (+1) en los grupos 16 y 17; la de los elementos NO METÁLICOS es la que se indica en la siguiente tabla:

	B	C	N	O	F
GRUPO	13 (III A)	14(IV A)	15 (V A)	16 (VI A)	17 (VII A)
Nº oxidación	+ 3	4 +	3 +	- 2	- 1
HIDRÓGENO	- 1	- 1	- 1	+ 1	1 +

La fórmula general de todos ellos es:



ó



donde n es la valencia del elemento X

C.1.- HIDRUROS NO METÁLICOS

Son las combinaciones binarias del hidrógeno con los elementos no metálicos que se consideran menos electronegativos que él, (los que le preceden en la secuencia dada anteriormente) se denominan hidruros no metálicos. El hidrógeno es el constituyente considerado más electronegativo (-1).

(Grupos 13, 14, 15)

En su formulación el hidrógeno se escribirá en último lugar, su fórmula general es: XH_n

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA	
REGLA	EJEMPLO
X^{+n} menos electronegativo	C^{+IV} más electronegativo
H^{-1} más electronegativo	H^{-1}
XH_n numeral . Hidruro. de . nombre X	CH_4 tetrahidruro de carbono

Estas sustancias presentan enlaces de tipo covalente y sus soluciones acuosas no tiene carácter ácido. Salvo excepciones, los número de oxidación de los no metales en estos compuestos es:

Grupo 13	Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17
3	4	3	- 2	- 1
B	C	N	----	F
----	Si	P	S	Cl
----	----	As	Se	Br
----	----	----	Te	I
<i>Hidruros no metálicos</i>			<i>Hidrácidos (disueltos en agua)</i>	
XH_n			H_nX	
H^{-1}			H^{+1}	

- PH_3 : Fosfina (vulgar) ,
- Trihidruro de Fosforo (NP),
- Hidruro de fosforo (III) (NS),
- Hidruro Fosfórico (NT)

C. 2.- HIDRUROS METÁLICOS

Son las combinaciones binarias del hidrógeno con los elementos metálicos que se consideran menos electronegativos que él, se denominan hidruros. En este tipo de compuestos el hidrógeno es el constituyente considerado más electronegativo (-1), en todos los demás casos el H actúa SIEMPRE con número de oxidación + 1.

Su nomenclatura y formulación se rigen por las normas expuestas anteriormente.

NaH	Hidruro de sodio
BeH ₂	Dihidruro de berilio o Hidruro de Berilio
GeH ₄	Tetrahidruro de germanio
Ge ₂ H ₆	Hexahidruro de digermanio
Ge ₃ H ₈	Octahidruro de trigermanio
FeH ₂	Dihidruro de Hierro
FeH ₃	Trihidruro de Hierro

Los hidruros metálicos también se pueden nombrar con arreglo al sistema de Stock

UH ₃	Hidruro de uranio (III)
BeH ₂	Hidruro de Berilio (II) o Hidruro de Berilio
FeH ₂	Hidruro de Hierro (II)
FeH ₃	Hidruro de Hierro (III)

También en los hidruros metálicos el número de oxidación del HIDRÓGENO es (-1) y la de los ELEMENTOS METÁLICOS es la que se indica en la siguiente tabla:

Elemento	Elemento	Elemento	Elemento	Elemento	Valencia
Fe	Co	Ni	Cr	Mn	2+, 3+
Pb	Pt	Sn		---	2+, 4+
Cu	Hg	---	---	---	1+, 2+
Au	---	---	---	---	1+, 3+
Ag	---	---	---	---	1+
Zn	---	---	---	---	2+

- (*) - El **CROMO** tiene valencia covalente: **6**
 - El **MANGANESO** tiene valencias covalentes: **4, 6, 7**

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. DE STOCK	N. TRADICIONAL
NaH	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio	Hidruro sódico
CaH ₂	*Hidruro de calcio	Hidruro de calcio	Hidruro cálcico
FeH ₂	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)	Hidruro ferroso
FeH ₃	Trihidruro de hierro	Hidruro de hierro (III)	Hidruro férrico
BH ₃	*Hidruro de boro	Hidruro de boro	Borano
CH ₄	Tetrahidruro de carbono	Hidruro de carbono	Metano
SiH ₄	Tetrahidruro de silicio	Hidruro de silicio	Silano
NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	Hidruro de nitrógeno	Amoniaco
PH ₃	Trihidruro de fósforo	Hidruro de fósforo	Fosfina
AsH ₃	Trihidruro de arsénico	Hidruro de arsénico	Arsina
SbH ₃	Trihidruro de antimonio	Hidruro de antimonio	Estibina
H ₂ O	---	---	Agua
H ₂ S	Monosulfuro de dihidrógeno	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico (en agua)
H ₂ Se	Monoseleniuro de dihidrógeno	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico (en agua)
H ₂ Te	Monotelururo de dihidrógeno	Telururo de hidrógeno	Ácido telurhídrico (en agua)
HF	Monofluoruro de hidrógeno	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico (en agua)
HCl	Monocloruro de hidrógeno	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico (en agua)
HBr	Monobromuro de hidrógeno	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico (en agua)
HI	Monoyoduro de hidrógeno	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico (en agua)

2. COMBINACIONES BINARIAS DE UN ELEMENTO CON EL OXÍGENO: ÓXIDOS

El oxígeno es el elemento más electronegativo después del flúor.

Por esta razón los compuestos binarios que forma el oxígeno con los elementos metálicos tienen un carácter iónico bastante acentuado. En ellos la valencia del OXÍGENO es “- 2”.

En cambio en el caso de los óxidos de los elementos NO METÁLICOS es más complejo, ya que los enlaces que se forman son covalentes (es oxígeno también es un no metal) y los elementos que acompañan al oxígeno pueden actuar con varios índices de oxidación. **En cuanto al oxígeno, éste suele actuar con índice de oxidación (II)**, (valencias covalente), excepto en unos pocos casos.

Su fórmula general es:



si n es múltiplo de dos se simplifican los subíndices

NOMENCLATURA Y FORMULACIÓN:

Los compuestos binarios de oxígeno *se nombran* citando en primer lugar el constituyente electronegativo, modificado con la terminación ido (ox + ido = óxido), cuando se trate del oxígeno, o la terminación uro en el caso del flúor (flúor + uro = fluoruro), único elemento más electronegativo que el oxígeno. A continuación se cita el constituyente electropositivo sin modificar su nombre. Para indicar el número de átomos de cada constituyente se hace uso de los prefijos numerales o de los prefijos y sufijos de forma análoga a lo tratado en los compuestos anteriores.

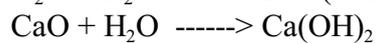
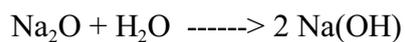
Los óxidos *se formulan* colocando en primer lugar el símbolo del elemento electropositivo y a continuación el símbolo del oxígeno electronegativo. Como subíndice al elemento le colocaremos la valencia del oxígeno y a éste la del elemento. *Si ambos subíndices se pueden simplificar se procederá a ello.*

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA DE PREFIJOS NUMERALES	
REGLA	EJEMPLO
$X^{+n} \quad O^{-II}$ X_2O_n numeral . óxido. de . nombre X <i>Si n es múltiplo de dos, se simplifican ambos subíndices</i>	$S^{+VI} \quad O^{-II}$ $S_2O_6; SO_3$ Cl_2O_5 trióxido de azufre; pentaóxido de dicloro (N.P.) óxido de azufre (VI), óxido de cloro (V) (N.S.) anhídrido sulfúrico, anhídrido clórico (N.T.)

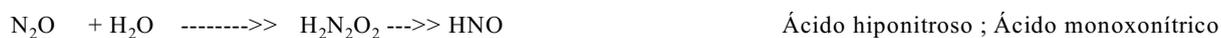
Nº de oxidación del metal	Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura funcional o tradicional
2	FeO	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Oxido ferroso
3	Fe ₂ O ₃	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido Férrico
1	Na ₂ O	Monóxido de disulfuro	Óxido de sodio	Óxido sódico
2	PbO	Monóxido de plomo	Óxido de plomo (II)	Óxido Plumboso
4	PbO ₂	Dióxido de Plomo	Óxido de plomo (IV)	Óxido plúmbico
3	Al ₂ O ₃	Trióxido de dialuminio	Óxido de Aluminio (III)	Óxido Alumínico
Casos particulares de la Nomenclatura funcional				
2	MnO	Monóxido de manganeso	Óxido de Manganeso (II)	Óxido manganoso
3	Mn ₂ O ₃	Trióxido de dimanganeso	Óxido de Manganeso (III)	Óxido mangánico o Sesquióxido de manganeso
4	MnO ₂	Dióxido de manganeso	Óxido de Manganeso (IV)	Anhídrido manganoso, óxido ácido
6	MnO ₃	Trióxido de manganeso	Óxido de Manganeso (VI)	Anhídrido mangánico, óxido ácido
7	Mn ₂ O ₇	Heptaóxido de manganeso	Óxido de Manganeso (VII)	Anhídrido permangánico, óxido ácido
+2	CrO	Monóxido de cromo	Óxido de Cromo (II)	Óxido cromoso
+3	Cr ₂ O ₃	Trióxido de dicromo	Óxido de Cromo (III)	Óxido crómico
+6	CrO ₃	Trióxido de cromo	Óxido de Cromo (VI)	Anhídrido crómico óxido ácido

Formación de hidróxidos

Óxido básico (óxido metálico) + H₂O -----> Hidróxido (Base)



Nº de oxidación del no metal	Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura tradicional
1	Cl ₂ O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)	Anhídrido hipocloroso
3	Cl ₂ O ₃	Trióxido de dicloro	Óxido de cloro (III)	Anhídrido cloroso
5	Cl ₂ O ₅	Pentaóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)	Anhídrido clórico
7	Cl ₂ O ₇	Heptaóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)	Anhídrido perclórico
Casos particulares de la Nomenclatura funcional				
+1 <i>forma oxoácidos</i>	N ₂ O	Óxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (I)	Anhídrido hiponitroso Óxido nitroso <i>óxido ácido</i>
+2	NO	Óxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (II)	Óxido nítrico <i>óxido básico</i>
+3 <i>forma oxoácidos</i>	N ₂ O ₃	Trióxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (III)	Anhídrido nitroso <i>óxido ácido</i>
+4	NO ₂	Dióxido de nitrógeno	No se puede aplicar, tendrían ambos la misma nomenclatura	No se aplica
	N ₂ O ₄ No se simplifica	Tetraóxido de dinitrógeno		
+5 <i>forma oxoácidos</i>	N ₂ O ₅	Pentaóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)	Anhídrido nítrico <i>óxido ácido</i>



Consulta la página:

http://www.windows.ucar.edu/tour/link=/physical_science/chemistry/nitrogen_oxides.sp.html

Así los óxidos se pueden nombrar según tres sistemas diferentes, como se especifica en los siguientes casos:

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. DE STOCK	N. FUNCIONAL O TRADICIONAL
Na ₂ O	Monóxido de sodio	Óxido de sodio	Óxido sódico
Al ₂ O ₃	Trióxido de dialuminio	Óxido de aluminio	Óxido aluminico o sexquióxido de aluminio
FeO	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso
Fe ₂ O ₃	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico
CO	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)	Monóxido de carbono
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)	Anhídrido carbónico
SO ₂	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)	Anhídrido sulfuroso
SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Anhídrido sulfúrico
Cl ₂ O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)	Anhídrido hipocloroso
Cl ₂ O ₃	Trióxido de dicloro	Óxido de cloro (III)	Anhídrido cloroso
Cl ₂ O ₅	Pentaóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)	Anhídrido clórico
Cl ₂ O ₇	Heptaóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)	Anhídrido perclórico

CO	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)	anhídrido carbonoso
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)	anhídrido carbónico
PbO	Monóxido de plomo	Óxido de plomo (II)	Óxido plumboso
Ni ₂ O ₃	Trióxido de dinitrógeno	Óxido de níquel (III)	Óxido níquelico
NiO	Óxido de níquel	Óxido de níquel (II)	Óxido níqueloso
SO ₂	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)	anhídrido sulfuroso
SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	anhídrido sulfúrico
SnO ₂	Dióxido de estaño	Óxido de estaño (IV)	Óxido estánnico

3. COMBINACIONES BINARIAS DE UN ELEMENTO METÁLICO CON EL OXÍGENO (GRUPO PERÓXIDO): PERÓXIDOS

En los **PERÓXIDOS** se une un elemento metálico con el GRUPO PERÓXIDO (grupo formado por dos átomos de oxígeno -O-O-, cuya valencia de combinación es - 2): O_2^{-2}

FORMULACIÓN:

Los peróxidos se formulan de forma análoga a los óxidos, colocando en primer lugar el símbolo del metal y a continuación el grupo peróxido (O_2^{-2}). La valencia del metal pasa a ser subíndice del grupo peróxido y la de éste (2) a ser subíndice del metal. **Si la valencia del metal es par** se simplifica con la del grupo peróxido: *nunca se simplifica el subíndice del grupo peróxido, cuando la valencia del metal es (+1), ni se pone paréntesis para el grupo.*

SOLO EXISTEN PERÓXIDOS CON METALES DE NÚMERO DE OXIDACIÓN (+1 y/o +2)

Los no Metales no forman peróxidos

La fórmula final muestra como subíndice del oxígeno el resultado de multiplicar el subíndice del grupo peróxido con la valencia del metal (previamente simplificada, si se ha podido realizar esta operación, con las consideraciones antes señaladas).

EJEMPLO: Los peróxidos de los siguientes metales serán:

Na (1)	$Na_2O_{2 \times 1}$	=	Na_2O_2	NO se simplifica Peróxido de sodio (I)
Fe (2,3)	$Fe_2O_{2 \times 2}$	=	FeO_2	NO EXISTE, aunque se podría formula
	$Fe_2O_{2 \times 3}$	=	Fe_2O_6	= FeO_3 NO EXISTE
Cu (1,2)	$Cu_2O_{2 \times 1}$	=	Cu_2O_2	NO se simplifica Peróxido de Cobre (I)
	$Cu_2O_{2 \times 2}$	=	Cu_2O_4	= CuO_2 Peróxido de Cobre (II)
Mg (2)	$Mg_2O_{2 \times 2}$	=	Mg_2O_4	= MgO_2 Peróxido de Magnesio

Ejercicio:

Formule todos los peróxidos posibles de cada uno de los siguientes elementos: K, Li, Mg, Cu, Pb, Co, Zn.

NOMENCLATURA:

Los peróxidos se nombran de manera análoga a los óxidos, sin más que añadir el *prefijo per*. No obstante también se pueden nombrar de acuerdo con las normas sistemáticas estudiadas hasta ahora. Los peróxidos se diferencian haciendo referencia en el nombre al metal que se une al grupo peróxido:

Nº de oxidación del metal	Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura tradicional
1	K_2O_2	Dióxido de potasio	Peróxido de potasio	Peróxido potásico
1	Na_2O_2	Dióxido de sodio	Peróxido de Sodio	Peróxido sódico
2	BaO_2	Dióxido de bario	Peróxido de Bario	Peróxido Barico
2	CaO_2	Dióxido de calcio	Peróxido de calcio	Peróxido cálcico
2	CuO_2	Dióxido de cobre	Peróxido de cobre (II)	Peróxido cúprico
1	Cu_2O_2	Dióxido de dicobre	Peróxido de Cobre (I)	Peróxido cuproso

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. DE STOCK	N. TRADICIONAL
Na_2O_2	Dióxido de sodio	Peróxido de sodio	Peróxido sódico
ZnO_2	Dióxido de cinc	peróxido de cinc (II)	Peróxido de cinc
K_2O_2	Dióxido de potasio	peróxido de potasio	peróxido potásico
MgO_2	Dióxido de magnesio	peróxido de magnesio (II)	peróxido magnésico

4. FORMULACIÓN DE HIDRÓXIDOS

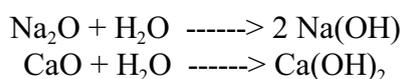
Los hidróxidos son compuestos formados por la combinación del anión hidróxido (HO^-) y un catión metálico o un catión poliatómicos que se comporte como tal. A estas sustancias se les atribuye también el nombre de **bases** dado el carácter básico de las mismas.

Su fórmula general es:

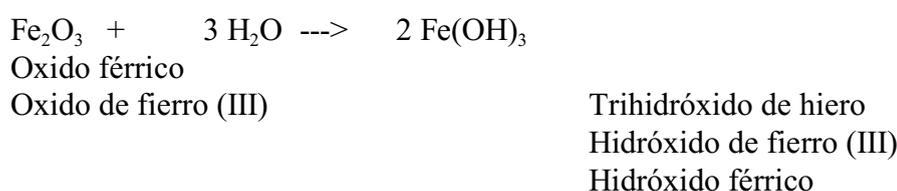
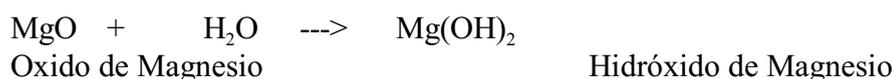


donde n es la valencia del elemento **X**.

Los ÓXIDOS BÁSICOS reaccionan con agua originando a los HIDRÓXIDOS quienes presentan características BÁSICAS, mientras que los ÓXIDOS ÁCIDOS dan origen a sustancias con características ACIDAS.



Los ÓXIDOS BÁSICOS siendo compuestos binarios tienen la FUNCIÓN QUÍMICA de reaccionar con agua para formar compuestos ternarios.



NOMENCLATURA Y FORMULACIÓN

Los hidróxidos *se nombran* citando la palabra **hidróxido**, precedida de un prefijo indicativo del número de iones HO^- que forman parte de la molécula, y a continuación el nombre del catión. Las proporciones estequiométricas pueden especificarse también haciendo uso del sistema de Stock.

Para *formularse* los hidróxidos se escribe, como es habitual, en primer lugar el catión y a continuación el grupo $(\text{HO})^-$ encerrado entre paréntesis y afectado por un subíndice igual a la carga iónica de aquél. Si ésta es igual a (1), se suprimen los paréntesis y el subíndice.

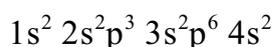
NOMENCLATURA SISTEMÁTICA DE LOS PREFIJOS NUMERALES	
Regla	Ejemplo
$\text{X}^{+n} \text{OH}^-$	$\text{Fe}^{+2} \text{OH}^-$
X(OH)_n	Fe(OH)_2
numeral . hidróxido . de nombre X	dihidróxido de hierro

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA DE STOCK	
Regla	Ejemplo
$X(OH)_n$ hidróxido de nombre X (número de oxidación de X en números romanos)	$Fe(OH)_2$ hidróxido de hierro (II)

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre según Stock
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Mg(OH) ₂	dihidróxido de magnesio	Hidróxido de magnesio
Fe(OH) ₃	trihidróxido de hierro	hidróxido de hierro (III)
Al(OH) ₃	trihidróxido de aluminio	hidróxido de aluminio
NH ₄ OH	hidróxido de amoníaco	hidróxido de amonio
Pb(OH) ₄	tetrahidróxido de plomo	hidróxido de plomo (IV)

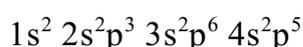
4. FORMULACIÓN DE IONES

Los iones son átomos o grupos de átomos que poseen carga eléctrica debido a la pérdida o ganancia de electrones. Así, por ejemplo, el Ca, cuya estructura electrónica es:



puede perder los dos electrones de la última capa, con lo que adquiere dos cargas eléctricas positivas, formando así el ion Ca^{2+} .

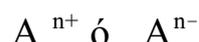
De manera análoga, el Cl de estructura electrónica:



puede ganar un electrón dando lugar al ion Cl^- . La estructura electrónica de este último también es igual a la del gas, noble argón.

Los iones positivos se denominan *cationes*, y los negativos, *aniones*.

La carga iónica se debe expresar, en la forma:



según se trate de cationes o aniones respectivamente. Si n es igual a 1, sólo se escribe el signo.

Antes de estudiar la nomenclatura y formulación de los iones, repasemos el concepto y el modo de determinar el número de oxidación de los elementos en una combinación cualquiera, puesto que esto nos ayudará a comprender y calcular la carga iónica de aquéllos. (al comienzo de los apuntes)

Cationes

Son los iones que poseen carga eléctrica positiva. Según el número de átomos que el ion contiene, distinguimos dos tipos de cationes

- a) cationes monoatómicos
- b) cationes poliatómicos

a) Cationes monoatómicos

Se les aplica el mismo nombre del elemento correspondiente, precedido del vocablo ion o catión. Si el átomo presenta más de un estado de oxidación, éste se ha de precisar mediante la notación de Stock. Por ejemplo:

Mg^{2+}	ion magnesio	Li^+	ion litio
Cu^+	ion cobre (I)	Cu^{2+}	ion Cobre (II)
I^+	catión yodo		

Obsérvese que al nombrar cationes correspondientes a elementos metálicos, utilizamos la palabra ion, puesto que en este caso no existe duda en cuanto al signo de] número de oxidación. No sucede lo mismo con los iones de elementos no metálicos, por lo que se aconseja concretar que se trata de un catión (en el ejemplo anterior, el caso del catión yodo).

b) Cationes poliatómicos

Aniones

Son los iones que poseen carga eléctrica negativa. En ellos también distinguiremos dos tipos, atendiendo al número de átomos que contengan, a saber: a) Aniones monoatómicos.
b) Aniones poliatómicos.

a) Aniones monoatómicos

Los nombres de los aniones monoatómicos se obtienen adicionando a la raíz del nombre del elemento correspondiente el sufijo **uro**. Este nombre debe de ir precedido de la palabra **ion**. Por ejemplo:

H ⁻	Ión Hidruro	F ⁻	Ión fluoruro	Cl ⁻	Ión cloruro
Br ⁻	Ión bromuro	I ⁻	Ión Ioduro	S ⁻²	Ión sulfuro
Se ⁻²	Ión seleniuro	N ⁻³	Ión nitruro	P ⁻³	Ión fosfuro
C ⁻⁴	Ión carburo	Si ⁻⁴	Ión siliciuro	B ⁻³	Ión boruro

Existe una excepción: el ion O²⁻ se denomina **ion óxido**.

b) Aniones poliatómicos

En los aniones poliatómicos se puede distinguir, en general, un átomo característico o *un átomo central*, al cual están unidos otros átomos o grupos de átomos denominados *ligandos*.

El nombre del anión poliatómico se obtiene citando en primer lugar los nombres de los ligandos, terminados en **o**, y a continuación el del átomo central con la terminación **ato**. Para los ligandos oxígeno y azufre se emplean los nombres **oxo** y **tio**, respectivamente.

Las proporciones de los constituyentes se indican mediante los prefijos adecuados. El número de oxidación del átomo central se especifica por medio de la notación de Stock.

REGLA	EJEMPLO
$X_n O_m^{p+}$ ion numeral . oxo . numeral . raíz X . ato (número de oxidación de X en números romanos)	$Cr_2 O_7^{2-}$ ion heptaoxidocromato (VI)

Fórmula	Átomo central	Ligandos	Nombre sistemático
ClO^-	Cl	O	ion monoxoclorato (I)
ClO_2^-	Cl	O	ion dioxoclorato (III)
ClO_3^-	Cl	O	ion trioxoclorato (V)
ClO_4^-	Cl	O	ion tetraoxoclorato (VII)
SO_4^{-2}	S	O	ion tetraoxosulfato (VI)
$\text{S}_2\text{O}_7^{-2}$	S	O	ion heptaoxodisulfato (VI)
MnO_4^-	Mn	O	ion tetraoxomanganaato (VII)

Fórmula	Átomo central	Ligandos	Nombre tradicional
ClO^-	Cl	O	ion hipoclorito
ClO_2^-	Cl	O	ion clorito
ClO_3^-	Cl	O	ion clorato
ClO_4^-	Cl	O	ion perclorato
SO_4^{-2}	S	O	ion sulfato
$\text{S}_2\text{O}_7^{-2}$	S	O	ion disulfato
MnO_4^-	Mn	O	ion permanganato

Al utilizar los nombres sistemáticos no es indispensable indicar siempre las proporciones estequiométricas. En muchos casos se puede omitir los número de oxidación, el número de átomos, etc.. Así por ejemplo, podemos decir **ion sulfato** en lugar de **ion tetraoxosulfato (VI)**.

● En la nomenclatura tradicional es costumbre no mencionar el oxígeno en los aniones y expresar la proporción de dicho elemento mediante los prefijos siguientes:

- Prefijo **hipo** + sufijo **ito**. Indica un estado inferior de oxidación. Se emplea en los nombres vulgares siguientes: *(para la más pequeña de tres o cuatro valencias)*

ClO^-	Ion hipoclorito (I)
BrO^-	Ion hipobromito (I)
IO^-	Ion hipoyodito (I)
$\text{N}_2\text{O}_2^{2-}$	Ion hiponitrito (I)

- Sufijo **ito**. Denota también un estado menor de oxidación. *(para la más pequeña de dos o la del medio de tres valencias)*

IO_2^-	Ion yodito (III)
ClO_2^-	Ion clorito (III)
SO_3^{2-}	Ion sulfito (IV)

En este caso el prefijo **hipo** acentúa el significado de dicha terminación. Cuando se dan a la vez el prefijo **hipo** y el sufijo **ito**, los elementos **Cl, Br, I, y N** actúan con su número de oxidación mínimo (I).

IO^-	Ion hipoyodito
$\text{N}_2\text{O}_2^{2-}$	Ion hiponitrito

- Sufijo **ato**. Indica un estado mayor de oxidación.. *(para la única o si hay dos o tres valencias, la mayor)*

ClO_3^-	Ion clorato (V)
BrO_3^-	Ion bromato (V)
IO_3^-	Ion yodato (V)
SO_4^{2-}	Ion sulfato (VI)

- Prefijo **per**. Indica un estado superior de oxidación. *(para la mayor de cuatro valencias y sólo si hay cuatro)*

Se utiliza en los siguientes nombres vulgares, correspondientes a aniones de elementos pertenecientes al grupo VII:

ClO_4^-	Ion perclorato (VII)
BrO_4^-	Ion perbromato
IO_4^-	Ion peryodato
MnO_4^-	Ion permanganato

* **Recuerda:** Con esta nomenclatura puedes diferenciar elementos que tengan hasta cuatro valencias diferentes:

Prefijo	Sufijo	
hipo-	-oso	La más pequeña de tres o cuatro valencias
	-oso	La más pequeña de dos o la del medio de tres valencias
	-ico	La única o, si hay dos otras valencias, la mayor
per-	-ico	La mayor de cuatro valencias y sólo si hay cuatro

Aniones de uso más corriente

Se presenta una lista de aniones de uso más corriente, cuyos nombres y fórmulas se aconseja aprenderse de memoria:

ANIONES MONOATÓMICOS

<i>Fórmula</i>	<i>Nombre</i>	<i>Fórmula</i>	<i>Nombre</i>
H ⁻	ion hidruro	S ²⁻	ion sulfuro
F ⁻	ion fluoruro	N ³⁻	ion nitruro
Cl ⁻	ion cloruro	P ³⁻	ion fosfuro
Br ⁻	ion bromuro	As ³⁻	ion arseniuro
I ⁻	ion yoduro	C ⁴⁻	ion carburo
O ²⁻	ion óxido ó oxiduro	B ³⁻	ion boruro

ANIONES POLIATÓMICOS

<i>-Fórmula</i>	<i>Nombre</i>	<i>-Fórmula</i>	<i>Nombre</i>
CN ⁻	ion cianuro	S ₂ O ₇ ⁻²	ion disulfato o piro-sulfato
(HO) ⁻	ion hidróxido	SeO ₄ ⁻²	ion seleniato
O ₂ ⁻²	ion peróxido	CrO ₄ ⁻²	ion cromato
O ₂ ⁻	ion hiperóxido	Cr ₂ O ₇ ⁻²	ion dicromato
O ₃ ⁻	ion ozónido	ClO ⁻	ion hipoclorito
BO ₂ ⁻	ión metaborato	ClO ₂ ⁻	ion clorito
BO ₃ ⁻³	ion ortoborato o borato	ClO ₃ ⁻	ion clorato
CO ₃ ⁻²	ion carbonato	ClO ₄ ⁻	ion perclorato
SiO ₃ ⁻²	ion metasilicato	BrO ⁻	ion hipobromito
SiO ₄ ⁻⁴	ion ortosilicato	BrO ₂ ⁻	ion bromito
NO ₂ ⁻	ion nitrito	BrO ₃ ⁻	ion bromato
NO ₃ ⁻	ion nitrato	BrO ₄ ⁻	ion perbromato
(PO ₂) ⁻	ión metafosfito	IO ⁻	ion hipoyodito
(PO ₃) ⁻³	ión ortofosfito o fosfito	IO ₃ ⁻	ion yodato
P ₂ O ₅ ⁻⁴	ion difosfito o pirofosfito	IO ₄ ⁻	ion peryodato
PO ₃ ⁻	ion metafosfato	MnO ₄ ⁻²	ion manganato
PO ₄ ⁻³	ion ortofosfato o fosfato	MnO ₄ ⁻	ion permanganato
P ₂ O ₇ ⁻⁴	ion difosfato o pirofosfato		
AsO ₃ ⁻³	ion arsenito	<i>ANIONES ÁCIDOS</i>	
AsO ₄ ⁻³	ion arseniato	(HPO ₄) ⁻²	ion hidrógeno fosfato
S ₃ ⁻²	ion sulfito	(H ₂ PO ₄) ⁻¹	ion dihidrógeno fosfato
S ₄ ⁻²	ion sulfato	(H ₂ P ₂ O ₇) ⁻²	ion dihidrógeno difosfato
		(HSO ₄) ⁻¹	ion hidrógeno sulfato o bisulfato
		(HCO ₃) ⁻¹	ion hidrógeno carbonato o bicarbonato

Quando al nombrar un anión no se indica ninguno de los prefijos (meta, orto, piro) se refiere a la forma meta, excepto para los aniones de los elementos: B, P, As y Sb, que se refieren a su forma orto.

6. FORMULACIÓN DE ÁCIDOS

Ácidos binarios (H + NO Metal)

Son ácidos que provienen de aniones cuyos nombres acaban en **uro**, se nombran como compuestos binarios o pseudo binarios del hidrógeno, si están *en disolución acuosa*. Si se encuentran en estado gaseoso se nombran como compuestos binarios.. Estas sustancias se formulan anteponiendo a la fórmula del anión tantos átomos de hidrógeno como indica la carga la carga de aquél.

HCl	Cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico (en disolución acuosa)
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno o ácido sulfhídrico (en disolución acuosa)
HCN	Cianuro de hidrógeno o ácido cianhídrico (en disolución acuosa)

los hidruros correspondientes a los aniones del grupo 16 (VIA) y 17 (VIIA) (F, Cl, Br, I, S, Se, y Te) se denominan **hidrácidos**

Oxoácidos (H + NO Metal + O_{xg}.)

Los oxoácidos son compuestos ternarios derivados de los aniones que contienen oxígeno, y con propiedades ácidas; es decir, son compuestos con átomos de hidrógeno capaces de ser sustituidos por otros elementos . Su fórmula general es:



X representa de ordinario un no metal, (SIEMPRE CON NÚMERO DE OXIDACIÓN POSITIVO), pero también puede ser un metal de transición como Cr, Mn, Mo, V, W, Ru, etc.. Cuando actúan con número de oxidación superior a 4

Para **formular** los oxoácidos basta anteponer a la fórmula del anión tantos átomos de hidrógeno como indica su carga.

Ejemplo	
H ⁺	PO ₄ ⁻³ ion ortofosfato
H ₃ PO ₄ ácido ortofosfórico	

En los OXOÁCIDOS el número de oxidación de los ELEMENTOS NO METÁLICOS es la que se indica en la siguiente tabla:

Grupo 13	Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17
+3 ;/	+4 ;/	+3 ;/+5	+4 ;/ +6	+1; /+3 ;/ +5 ; /+7
B	C	N	----	----
----	Si	P	S	Cl
----	----	As	Se	Br
---	----	Sb	Te	I

Ácido	Nº de oxidación del elemento característico	
HClO ₄	Cl = +VII	Ácido perclórico
HNO ₃	N = +V	Ácido nítrico
H ₄ P ₂ O ₇	P = +V	Ácido difosfórico
H ₂ MnO ₄	Mn = +VI	Ácido mangánico
H ₂ S ₂ O ₄	S = +III	Ácido disulfúrico

Nomenclatura tradicional

- *Oxoácidos de: Cl, Br, I, S, Se, Te, N, y C*

Los **oxoácidos** se nombran citando la palabra ácido y a continuación el nombre del anión originario con su terminación modificada de la siguiente manera:

- Si el nombre del anión acaba en **ito**, el ácido acaba en **oso**
- Si el nombre del anión acaba en **ato**, el ácido acaba en **ico**

Al fin de diferenciar los ácidos con un mismo elemento característico, en algunos casos está permitido el uso de los prefijos estudiados al tratar los aniones poliatómicos, a saber:

- Prefijos **hipo** y **per**. Indican, respectivamente unos estados inferior y superior de oxidación.

HClO	ácido hipo cloroso
HClO ₂	ácido cloroso
HClO ₃	ácido clórico
HClO ₄	ácido per clórico



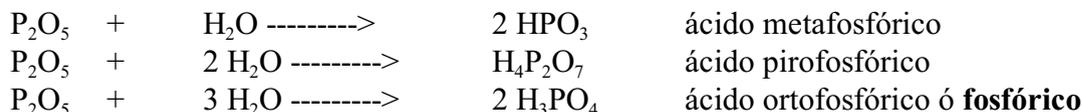
*** Recuerda: Con esta nomenclatura puedes diferenciar elementos que tengan hasta cuatro valencias diferentes:**

Prefijo	Sufijo	
hipo-	-oso	La más pequeña de tres o cuatro valencias
	-oso	La más pequeña de dos o la del medio de tres valencias
	-ico	La única o, si hay dos otras valencias, la mayor
per-	-ico	La mayor de cuatro valencias y sólo si hay cuatro

Óxido ácido	SiO_2
Óxido ácido + H_2O ----> Oxoácido META	$\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ ----> } \text{H}_2\text{SiO}_3$, Acido Metasilícico
Oxoácido META + H_2O ----> Oxoácido ORTO	$\text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} \text{ ----> } \text{H}_4\text{SiO}_4$, Acido Ortosilícico
2 Oxoácido ORTO - H_2O ----> Oxoácido PIRO o DI	$2 \text{H}_4\text{SiO}_4 - \text{H}_2\text{O} \text{ ----> } \text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$, Acido Piroxilícico o disilícico
3 Oxoácido ORTO - 2 H_2O ----> Oxoácido TRI	$3 \text{H}_4\text{SiO}_4 - 2 \text{H}_2\text{O} \text{ ----> } \text{H}_8\text{Si}_3\text{O}_{10}$, Acido trisilícico
ETC....	

En numerosos manuales de nomenclatura y formulación química se estudian los oxoácidos como sustancias derivadas de la adición de una o más moléculas de agua a una molécula de un óxido de un elemento no metálico. En concreto:

- prefijo **meta**, adiciona una molécula de agua: H_2SiO_3 HVO_3 HBO_2
- prefijo **piro, di**, adiciona dos moléculas de agua: $\text{H}_2\text{V}_2\text{O}_7$ $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$
- prefijo **orto**, adiciona tres moléculas de agua: H_4SiO_4 H_3VO_4 H_3BO_3



No sale con el SiO_2

Este método **carece de rigor científico**, por cuya razón estudiaremos la nomenclatura y formulación de estos compuestos como derivados de la combinación de un anión con uno o más cationes hidrógeno. Se toma la carga del anión (- n) y se anula con los correspondientes número (n) de Protones (H^+).

Ello obligará a efectuar un esfuerzo memorístico bastante considerable; sin embargo, dada la complejidad de algunas reglas nemotécnicas expuestas en muchos libros, así como la necesidad de conocer los nombres y las fórmulas de los ácidos con la mayor agilidad posible, creemos que el esfuerzo será positivo. *Este método falla algunas veces, ejemplo los ácidos derivados del silicio*

Otra de las múltiples reglas que existen en la nomenclatura funcional o tradicional para ayudar a nombrar a los oxoácidos es la siguiente:

	ÁCIDOS SIMPLES		ÁCIDOS POLIHIDRATADOS		POLIÁCIDOS
Prefijo	Meta		Orto		Piro o di tri tetra
Fórmula	(impar) $n+$ H X O_c	(par) $n+$ $\text{H}_2 \text{X O}_c$	(impar) $n+$ $\text{H}_3 \text{X O}_c$	(par) $n+$ $\text{H}_4 \text{X O}_c$	di $\text{H}_a \text{X}_2 \text{O}_c$ tri $\text{H}_a \text{X}_3 \text{O}_c$ tetra $\text{H}_a \text{X}_4 \text{O}_c$

El valor de **c** (o de **c** y **a** en los poliácidos) se obtiene teniendo en cuenta la regla del número de oxidación: La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos que constituyen la fórmula de un compuesto es cero. Siendo **n** el número de oxidación del elemento **X**

Cuando al nombrar un ácido no se indica ninguno de estos prefijos (meta, orto o piro), se refiere siempre a la forma **meta**, excepto para los ácidos del **B, P, As, Sb** y **Si**, en los que se refiere a la forma orto.

- | | | | |
|----------------------------------|-----------------------------------|----------------------------------|--|
| HPO_3 | ácido metafosfórico | H_2SiO_3 | ácido metasilícico |
| $\text{H}_3 \text{PO}_4$ | ácido ortofosfórico | H_4SiO_4 | ácido ortosilícico o silícico |
| $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ | ácido difosfórico o pirofosfórico | | |
| HBO_2 | ácido metabórico | H_2SO_4 | ácido metasulfúrico o sulfúrico |
| H_3BO_3 | ácido ortobórico o bórico | $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ | ácido disulfúrico o piro-sulfúrico, |

Nomenclatura sistemática

Para los ácidos hay dos maneras de obtener su formulación utilizando esta nomenclatura, a saber:

1°.- Asignándole un nombre funcional (**ácido**) derivado del nombre sistemático del anión correspondiente, sin más que cambiar la terminación **ato** del mismo por la terminación **ico**.
Nomenclatura sistemática funcional

2°.- Considerando los ácidos como compuestos de hidrógeno y del anión. **Nomenclatura sistemática de prefijos numerales**, utilizando los prefijos correspondientes, .

En cualquiera de los dos casos, el estado de oxidación del átomo característico se indica por el sistema de Stock.

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA FUNCIONAL DE STOCK	
Regla	Ejemplo
$H_n X_m O_p$ ácido. numeral . oxo . numeral . raíz . X . ico (número de oxidación de X en números romanos)	$H_2 Mn O_4$ ácido tetra-oxo-mangánico (VI)

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA DE PREFIJOS NUMERALES	
Regla	Ejemplo
$H_n X_m O_p$ numeral . oxo . numeral . raíz . X . ato (número de oxidación de X en números romanos) de hidrógeno	$H_2 S_2 O_7$ heptaoxodisulfato (VI) de hidrógeno

$H_2 Mn O_4$: **Tetra-oxo-manganato** (VI) de dihidrógeno, Ácido **Tetra-oxo-mangánico** (VI)

$H_2 S_2 O_7$: Ácido heptaoxodisulfurico (VI), Heptaoxodisulfato (VI) de dihidrógeno

Fórmula	NOMENCLATURA SISTEMÁTICA FUNCIONAL DE STOCK	NOMENCLATURA SISTEMÁTICA DE PREFIJOS NUMERALES
HMnO_4	Ácido tetraoxomangánico (VII) Ácido permangánico (Nom. Tradicional)	tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno (No existe, solo sus sales)
H_2MnO_4	Ácido tetraoxomangánico (VI) Ácido mangánico (Nom. Tradicional)	tetraoxomanganato (VI) de hidrógeno (No existe, solo sus sales)
HReO_3	Ácido trioxorénico (V)	trioxorenato (V) de hidrógeno
H_3ReO_4	Ácido tetraoxorénico (V)	tetraoxorenato (V) de hidrógeno
$\text{H}_4\text{Re}_2\text{O}_7$	Ácido heptaoxodirénico (V)	heptaoxidirenato (V) de hidrógeno
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Ácido heptaoxodisulfúrico (VI)	heptaoxodisulfato (VI) de hidrógeno
H_2SO_4	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)	tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno
HNO_3	Ácido trioxonítrico (V) Ácido nítrico (Nom. Tradicional)	trioxonitrato (V) de hidrógeno
HNO_2	Ácido dioxonítrico (III) Ácido nítrico (Nom. Tradicional)	dioxonitrato (III) de hidrógeno
H_3PO_4	Ácido tetraoxofosfórico (V) Ácido ortofosfórico (V) o ácido fosfórico (Nom. Tradicional)	tetraoxofosfato (V) de trihidrógeno
$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$	Ácido heptaoxo difosfórico (V) Ácido pirofosfórico (V) o Ácido difosfórico (Nom. Tradicional)	heptaoxofosfato (VI) de dihidrógeno
HClO_4	Ácido tetraoxoclorico (VII) Ácido perclórico (Nom. Tradicional)	tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno
HClO_3	Ácido trioxoclorico (V) Ácido clórico (Nom. Tradicional)	trioxoclorato (V) de hidrógeno
HClO_2	Ácido dioxoclorico (III) Ácido cloroso (Nom. Tradicional)	dioxoclorato (III) de hidrógeno
HClO	Ácido monoxoclorico (I) Ácido hipocloroso (Nom. Tradicional)	oxoclorato (I) de hidrógeno

7. FORMULACIÓN DE SALES

Se denominan sales a los compuestos formados por la unión de un catión con un anión diferente de los aniones hidruro (H^-), óxido (O^{2-}) e hidróxido (OH^-).

A efectos de nomenclatura y formulación distinguiremos los siguientes tipo de sales:

a) Sales neutras:

a.1) sales hidrácidas

a.2) oxosales neutras

b) Sales ácidas

a) Sales neutras

a.1) Sales hidrácidas

Son las que no contienen átomos de hidrógeno en su molécula capaces de ser sustituidos por cationes, llamadas sales hidrácidas. Son el resultado de la sustitución de uno o varios hidrógenos del ácido hidrácido por átomos de metales. Su formulación y nomenclatura ya se estudio al ver los uros, combinaciones binarias entre un no metal y un metal, que son verdaderas sales neutras. Ejemplo:



- Cloruro ferroso (Nomenclatura funcional o tradicional)
- Cloruro de hierro (II) (Nomenclatura sistemática de Stock)
- Dicloruro de hierro (Nomenclatura sistemática, de prefijos numerales)

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA	
REGLA	EJEMPLO
A^p B^q menos electronegativo más electronegativo $A_q B_p$ numeral .raíz B . uro . de numeral . nombre A <i>(si p y q tiene múltiplos comunes se simplifican ambos subíndices)</i>	C^{IV} S^{II} menos electronegativo más electronegativo $C_2 S_4$ CS_2 disulfuro de carbono



dicloruro de hierro
sulfuro de potasio



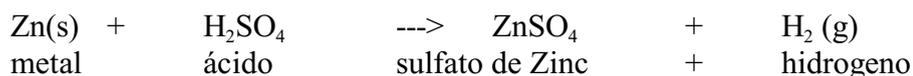
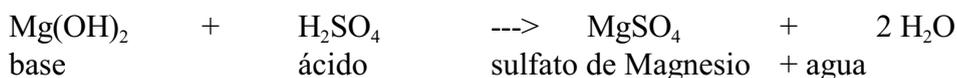
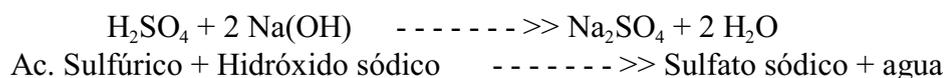
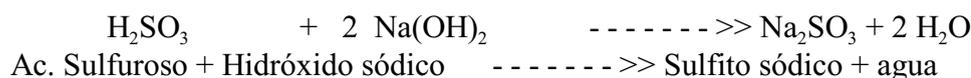
bromuro de sodio

a.2) Oxosales neutras

Podemos hablar de otro tipo de sales neutras llamadas: Sales oxoácidas

Son el resultado de la sustitución de hidrogeno o hidrógenos en los ácidos oxoácidos, por átomos de metales (o por ión amonio (NH₄)⁺).

Se obtienen por la neutralización total de un **hidróxido** (base) o **metales** y un oxoácido. La neutralización completa de la base y el ácido lleva consigo la sustitución de todos los iones hidrógeno del ácido por el catión de la base, formándose además agua en la reacción.



Pueden, pues, considerarse como compuestos binarios formados por un catión (procedente de la base) y un anión (que proviene del ácido).

Nomenclatura y formulación

Nomenclatura

Las oxosales neutras se nombran citando en primer lugar el nombre del anión con la nomenclatura TRADICIONAL y a continuación el del catión METÁLICO, con el sistema de STOCK. Pueden hacerse uso de los nombre vulgares aceptados para determinados aniones, como se vio en el capítulo correspondiente. Si el metal tiene número de oxidación único no se indica.

Formulación

Para formular estos compuestos se escribe primero el catión (constituyente electropositivo) y luego el anión (constituyente electronegativo). Seguidamente se ajustan las cargas iónicas, para lo cual se escribe como subíndice del catión la carga del anión y viceversa. Por último, si es posible, se simplifican estos subíndices.

Por ejemplo para formular el sulfato de plomo de plomo (IV) deberíamos seguir los cuatro pasos siguientes:

- Formular el ion sulfato: (SO₄)²⁻
- Formular el ion Plomo (IV): Pb⁴⁺
- La formula del sulfato de plomo será: Pb₂(SO₄)₄

Carga iónica del ion sulfato = Carga iónica del ion plomo

FÓRMULA	NOMBRE TRADICIONAL O FUNCIONAL	NOMBRE SISTEMÁTICO DE STOCK
NaBrO	hipobromito de sodio	monoxobromato (I) de sodio
AlBO ₃	ortoborato de aluminio o aluminico	trioxoborato de aluminio
K ₂ SO ₃	sulfito de potasio	trioxosulfato (IV) de potasio
KMnO ₄	permanganato de potasio	tetraoxomanganato (VII) de potasio
Ca ₂ P ₂ O ₇	pirofosfato de calcio	heptaoxodifosfato (V) de calcio
MgSiO ₃	metasilicato de magnesio	trioxosilicato de magnesio
CuClO ₂	clorito de cobre (I) o cuproso	dioxoclorato (III) de cobre (I)
HgSeO ₃	selenito de mercurio (II) o mercúrico	trioxoseleniato (IV) de mercurio (II)
Fe ₂ (SO ₄) ₃	sulfato de hierro (III) o sulfato férrico	tris[tetraoxosulfato (VI)] de dihierro
Mn ₂ (SO ₄) ₃	sulfato de manganeso (III) o mangánico	tris[tetraoxosulfato (VI) de manganeso (III)]

Cuando es necesario mencionar la multiplicidad de ciertos aniones poliatómicos, en particular cuando en su nombre aparecen ya prefijos numerales con otra significación diferente, se utilizan los prefijos multiplicativos bis, tris, tetraquis, pentaquis, hexaquis, etc.. En estos casos el nombre correspondiente al anión se encierra entre paréntesis o corchetes.

Ca(PO ₄) ₂		bis[hexafluorofosfato] de calcio
Fe ₂ (SO ₄) ₃	sulfato de hierro (III) o férrico	tris[tetraoxosulfato (VI)] de dihierro
Mn ₂ (SO ₄) ₃	sulfato de manganeso (III) o mangánico	tris[tetraoxosulfato (VI) de manganeso (III)]

No obstante al utilizar los nombres sistemáticos, como se ha indicado reiteradamente, no es indispensable indicar siempre las proporciones estequiométricas. En la práctica, se pueden suprimir ciertos prefijos y números de oxidación, con el fin de obtener nombre más sencillos, siempre y cuando no se provoque ninguna ambigüedad. Por ejemplo la sal



se le puede asignar, entre otros, cualquiera de los siguientes nombres sistemáticos:

- tris[tetraoxosulfato (VI)] de dihierro (III)
- tris[tetraoxosulfato (VI)] de dihierro
- tetraoxosulfato (VI) de dihierro (III)
- tetraoxosulfato (VI) de hierro (III)
- sulfato de hierro (III)

El último nombre no se puede simplificar más, siendo **el más sencillo** de todos los que se pueden asignar al compuesto en cuestión, y, **en consecuencia, el más apropiado para designarlo.**

Sales ácidas

Se denominan sales ácidas las que contiene en su molécula átomos de hidrógeno capaces de ser sustituidos por cationes. Si consideramos los siguientes aniones:

- $(\text{PO}_4)^{-3}$	Ion fosfato	$(\text{SO}_4)^{2-}$ ion sulfato
- $(\text{HPO}_4)^{-2}$	Ion hidrogenofosfato o bifosfato	$(\text{HSO}_4)^{-}$ ion hidrógenosulfato o bisulfato
- $\text{H}_2\text{PO}_4^{-3}$	Ion dihidrogenofosfato	

las sales sodio correspondientes a estos tres aniones serán:

- Na_3PO_4	fosfato de sodio	Na_2SO_4 sulfato sódico
- Na_2HPO_4	hidrogenofosfato de sodio	NaHSO_4 hidrógenosulfato sódico o bisulfato sódico
- NaH_2PO_4	dihidrogenofosfato de sodio	

La primera sal es neutra, mientras que las otras dos son sales ácidas, puesto que sus hidrógenos son sustituibles por cationes.

El anión se nombra como en las sales neutras, pero indicando con un prefijo numeral y la palabra hidrógeno el número de átomos de hidrógeno que conserva la molécula, seguido del nombre del metal con el sistema STOCK.

Antiguamente en la nomenclatura tradicional a estas sales se les nombraba anteponiendo la palabra **bi** al nombre de la sal neutra correspondiente, o añadiendo a este último la palabra ácido:

KHSO_4	bisulfato de potasio o sulfato ácido de potasio
-----------------	---

Este modelo ha caído en desuso y actualmente no están admitidos por la IUPAC