

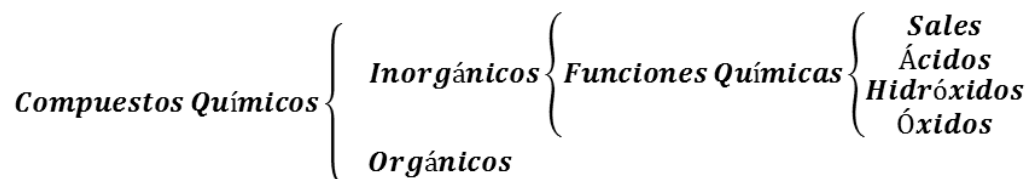
Formulación y Nomenclatura

PRINCIPIOS TEÓRICOS

En la actualidad se conocen más de veinte millones de compuestos químicos, naturales o creados por el hombre. Para facilitar su estudio, los químicos los dividieron en dos grupos:

- *Compuestos orgánicos*: son sustancias que contienen carbono combinado principalmente con elementos como el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y fósforo. Proviene de los seres vivos o también de aquellos compuestos similares por procesos de síntesis en el laboratorio.
- *Compuestos inorgánicos*: incluyen la materia no viviente, como los metales, no metales y todas las combinaciones posibles entre ellos.

Los compuestos inorgánicos se agrupan según la forma en la que se combinan los elementos para formar un compuesto. En estas agrupaciones, conocidas con el nombre de *Funciones Químicas*, cada uno de sus miembros posee comportamientos y características particulares.



Un compuesto químico se representa mediante una **fórmula**, en la cual se indican los elementos que se combinan (mediante sus símbolos) y la relación en la que lo hacen (mediante subíndices que acompañan a cada símbolo).

La **FORMULACIÓN** (o escritura de la fórmula) de un compuesto puede realizarse mediante la escritura de una “ecuación de formación”. Sin embargo, este procedimiento puede resultar dificultoso cuando por ejemplo se desea conocer la fórmula de un compuesto ternario como un oxoácido o una sal. La escritura se agiliza mediante el uso de los **NÚMEROS DE OXIDACIÓN** de los elementos (Ver tabla de Números de oxidación más comunes para algunos elementos). Estos, son números enteros que representan el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado. El número de oxidación es:

- *positivo* si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos.
- *negativo* cuando el átomo gana electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

La asignación de dichos números debe realizarse considerando las siguientes reglas:

1. El número de oxidación del hidrógeno en los compuestos es generalmente **+1**, excepto en los hidruros metálicos en los que es **-1**.

- El número de oxidación del oxígeno en los compuestos es generalmente **-2**, excepto en los peróxidos. Estos compuestos contienen enlaces **O-O**, y el número de oxidación del oxígeno en los mismos es **-1**.
- El flúor en sus compuestos tiene siempre número de oxidación **-1**.
- A los elementos combinados de los grupos periódicos **1** y **2** se les asigna número de oxidación **+1** y **+2** respectivamente. A los elementos combinados del grupo **13** se les asigna generalmente el número de oxidación **+3**.
- Los elementos metálicos siempre tienen números de oxidación positivos.
- Un átomo de cualquier elemento en el estado elemental o estado natural tiene un número de oxidación de cero.
- La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos de un compuesto neutro es cero.
- La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos de un ion es igual a la carga del ion.

A continuación presentamos ejemplos de números de oxidación correctamente asignados:

Sustancia	Nº de oxidación	Regla	Observaciones
S ₈	S = 0	6	Cada S tiene nº de oxidación 0
Cu	Cu = 0	6	El Cu tiene nº de oxidación 0
HCl	H = +1 Cl = -1	1 7	El H tiene nº de oxidación +1 Por sustracción
CH ₄	H = +1 C = -4	1 7	El H tiene nº de oxidación +1 Por sustracción
NaH	Na = +1 H = -1	4 1, 7	Elemento del grupo 1, nº de oxidación +1 El H tiene nº de oxidación -1
BaO	Ba = +2 O = -2	4 2, 7	Elemento del grupo 2, nº de oxidación +2 El O tiene nº de oxidación -2
BaO ₂ (un peróxido)	Ba = +2 O = -1	4 2, 7	Elemento del grupo 2, nº de oxidación +2 Cada O tiene nº de oxidación -1
KNO ₃	K = +1 O = -2 N = +5	4 2 7	Elemento del grupo 1, nº de oxidación +1 El O tiene nº de oxidación -2 Por sustracción
HSO ₃ ⁻	H = +1 O = -2 S = +4	1 2 8	El H tiene nº de oxidación +1 El O tiene nº de oxidación -2 Por sustracción

En cuanto a la **NOMENCLATURA** se ha tratado de crear un lenguaje químico unificado, de modo que permita identificar el nombre y la fórmula de los compuestos. En la actualidad se manejan tres tipos de nomenclaturas aceptadas por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada): la Nomenclatura **Sistemática**, la Nomenclatura de Numerales de **Stock** y la Nomenclatura **Tradicional**.

CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

Para los compuestos químicos inorgánicos podemos realizar una segunda clasificación, según al número de elementos que forman parte de los mismos:

Compuestos binarios	Con Hidrógeno	Con metales	Hidruros metálicos
		Con no metales	Compuestos binarios hidrogenados Hidrácidos
	Con Oxígeno	Con metales	Óxidos Básicos Peróxidos Superóxidos Óxidos Anfóteros
		Con no metales	Óxidos Ácidos
		Con metales ó con no metales	Óxidos Neutros
	Sin Hidrógeno ni Oxígeno	Metal + no metal	Sales binarias
		No metal + no metal	Compuestos inter-no metálicos
Compuestos ternarios	Óxidos ácidos Hidróxidos Sales		

COMPUESTOS BINARIOS

Están formados por átomos de dos elementos diferentes.

A. FORMULACION DE COMPUESTOS BINARIOS

El elemento metálico o no metálico que actúa con número de oxidación positivo se escribe a la izquierda y el elemento con número de oxidación negativo a la derecha.

En una especie neutra la “suma algebraica de los números de oxidación debe ser cero”. Esto se logra intercambiando los números de oxidación de los elementos intervinientes, escribiéndolos como subíndices.

Por ejemplo, para la formulación de un óxido, se plantea lo siguiente:

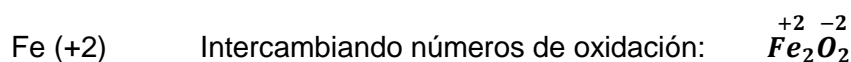
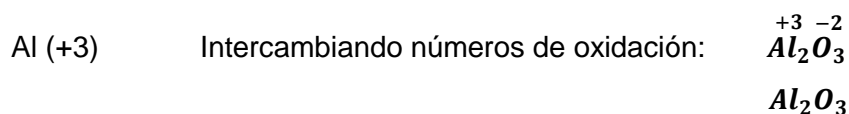


E= elemento metálico ó no metálico

x = n° de oxidación del elemento E

Si los subíndices colocados resultan ser iguales, se simplifican a 1 (que no se escribe), y si son múltiplos entre sí, se simplifican a la mínima expresión.

Ejemplo: se desea escribir las fórmulas de los óxidos de los elementos cuyos números de oxidación figuran entre paréntesis:



Simplificando:

FeO

S (+6)

Intercambiando números de oxidación:

 $\begin{matrix} +6 & -2 \\ S_2 & O_6 \end{matrix}$

Simplificando:

SO₃**B. NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS****1. Compuestos binarios con Hidrógeno****1.1. Con los metales forma hidruros**

En estos compuestos el Hidrógeno actúa con número de oxidación (-1) y el metal con su número de oxidación, que es positivo.

Se nombran anteponiendo la palabra "Hidruro" al nombre del metal.

*NaH Hidruro de sodio**BeH₂ Hidruro de berilio**CuH₂ Hidruro de cobre (II)**PbH₂ Hidruro de plomo (II)**AlH₃ Hidruro de aluminio**BiH₃ Hidruro de bismuto (III)***1.2. Con los no metales forma compuestos hidrogenados**

En estos compuestos el Hidrógeno actúa con número de oxidación (+1) y el no metal con su único número de oxidación negativo.

Se nombran agregando el sufijo "uro" a la raíz del nombre del no metal y se añade "de hidrogeno".

<i>B₂H₆ Diboruro de hidrógeno</i>	<i>H₂Te Teluriuro de hidrógeno</i>
<i>PH₃ Fosfuro de hidrógeno</i>	<i>HF Floruro de hidrógeno</i>
<i>CH₄ Carburo de hidrógeno</i>	<i>HCl Cloruro de hidrógeno</i>
<i>H₂S Sulfuro de hidrógeno</i>	<i>HBr Bromuro de hidrógeno</i>
<i>H₂Se Seleniuro de hidrógeno</i>	<i>HI Ioduro de hidrógeno</i>

Se acepta el nombre vulgar de las siguientes sustancias:

<i>BH₃ Borano</i>	<i>CH₄ Metano</i>	<i>NH₃ Amoníaco</i>
<i>B₂H₆ Diborano</i>	<i>SiH₄ Silano</i>	<i>PH₃ Fosfamina</i>
	<i>GeH₄ Germano</i>	<i>AsH₃ Arsenamina</i>
		<i>SbH₃ Estibamina</i>
		<i>BiH₃ Bismutina</i>

1.3. Los compuestos hidrogenados derivados de halógenos y calcógenos (con excepción del oxígeno) al disolverse en agua dan **hidrácidos (ácidos sin oxígeno).**

Se designan con la terminación hídrico

<i>Fórmula</i>	<i>Compuesto</i>	<i>Hidrácido</i>	<i>Fórmula</i>	<i>Compuesto</i>	<i>Hidrácido</i>
	<i>hidrogenado</i>			<i>hidrogenado</i>	

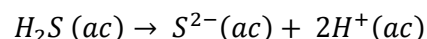
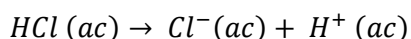
H_2O	Agua		HF	Fluoruro de hidrógeno (g)	Ácido Fluorhídrico (ac)
H_2S	Sulfuro de hidrógeno (g)	Ácido sulfhídrico (ac)	HCl	Cloruro de hidrógeno (g)	Ácido Clorhídrico (ac)
H_2Se	Seleniuro de hidrógeno (g)	Ácido selenhídrico(ac)	HBr	Bromuro de hidrógeno (g)	Ácido Bromhídrico (ac)
H_2Te	Teluriuro de hidrógeno (g)	Ácido telerhídrico(ac)	HI	Ioduro de hidrógeno (g)	Ácido Yodhídrico (ac)

De este modo, los compuestos hidrogenados no metálicos de los grupos 16 y 17 tienen dos nombres para cada fórmula. El nombre asignado a cada compuesto depende de su estado de agregación. En estado gaseoso o en estado líquido puro, por ejemplo, el HCl recibe el nombre de cloruro de hidrógeno. Este compuesto molecular disuelto en agua, se separa en iones H^+ y Cl^- , de esta forma la sustancia se llama ácido clorhídrico (hidrácido).

Un ácido puede definirse como una sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua. Las fórmulas de los ácidos contienen uno o más átomos de hidrógenos, los que en solución acuosa se liberan como H^+ , con carga positiva y un anión, con carga negativa:

Hidrácido		Anión	
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
H_2S	Ácido sulfhídrico	S^{2-}	Sulfuro
H_2Se	Ácido selenhídrico	Se^{2-}	Seleniuro
H_2Te	Ácido telerhídrico	Te^{2-}	Teluriuro
HF	Ácido Fluorhídrico	F^-	Fluoruro
HCl	Ácido Clorhídrico	Cl^-	Cloruro
HBr	Ácido Bromhídrico	Br^-	Bromuro
HI	Ácido Yodhídrico	I^-	Ioduro

Para deducir las cargas de los aniones:



El ácido clorhídrico como tiene un hidrógeno libera un protón (H^+) y se forma el anión cloruro que tiene tantas cargas negativas como protones liberó, es decir una carga negativa (Cl^-). El ácido sulfhídrico como tiene dos hidrógenos se liberan dos protones (H^+) y se forma el anión sulfuro (S^{2-}) que tiene dos cargas negativas.

También podemos deducir las cargas de los aniones teniendo en cuenta que el cloro, en el ácido clorhídrico, actúa con número de oxidación -1 (ya que el no metal está con su menor número de

oxidación) y el hidrógeno con +1. El azufre, en el ácido sulfhídrico, actúa con número de oxidación -2, (su menor número de oxidación) y el hidrógeno con +1. Por lo tanto, siguiendo la regla 7, la carga de un ion coincide con su número de oxidación:

<i>Anión</i>	<i>Carga</i>	<i>Nº de oxidación</i>
Cl^-	1 -	-1
S^{2-}	2 -	-2
P^{3-}	3 -	-3

2. Compuestos binarios con Oxígeno

2.1. Los metales con oxígeno forman:

2.1.1. Óxidos Básicos

En estos compuestos el oxígeno actúa con número de oxidación (-2) y el elemento metálico con número de oxidación positivo. Se los nombra anteponiendo la palabra “óxido” al nombre del metal

- Nomenclatura tradicional: si el elemento tiene dos estados de oxidación se emplea la terminación -oso para el menor, e -ico para el mayor número de oxidación.
- Nomenclatura Sistemática (IUPAC): se aconseja indicar la cantidad de átomos de oxígeno y del metal correspondiente.
- Nomenclatura de Stock: se coloca el estado de oxidación del metal con números romanos entre paréntesis.

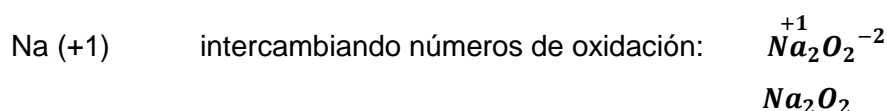
Ejemplos:

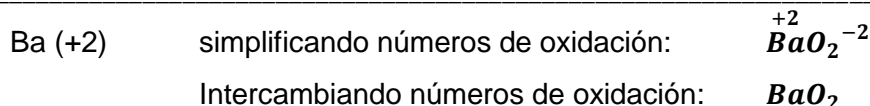
<i>Fórmula</i>	<i>N.Tradicional</i>	<i>N.Sistemática</i>	<i>N.Stock</i>
Na_2O	Óxido de sodio	Monóxido de disodio	Óxido de sodio (I)
BaO	Óxido de bario	Monóxido de bario	Óxido de bario (II)
Al_2O_3	Óxido de aluminio	Trióxido de dialuminio	Óxido de aluminio (III)
FeO	Óxido ferroso	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)
Fe_2O_3	Óxido férrico	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)
Cu_2O	Óxido cuproso	Monóxido de dicobre	Óxido de cobre (I)
CuO	Óxido cúprico	Monóxido de cobre	Óxido de cobre (II)

2.1.2. Peróxidos

El elemento metálico actúa con número de oxidación positivo y el oxígeno con número de oxidación (-1). En la fórmula de los compuestos debe existir el grupo peróxido O_2^{2-} .

Ejemplo: escribir las fórmulas de los peróxidos de los elementos cuyos números de oxidación figuran entre paréntesis:

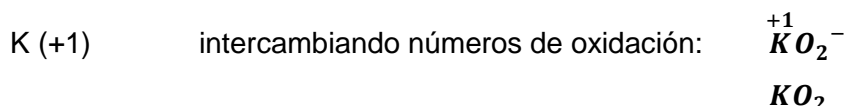




2.1.3. Superóxidos

El elemento metálico actúa con número de oxidación positivo y el oxígeno con número de oxidación (-1/2). En la fórmula de los compuestos debe existir el grupo superóxido O_2^- .

Ejemplo: escribir la fórmula del superóxido de potasio:



2.2. Los no metales con oxígeno forman:

2.2.1. Óxidos Ácidos

En estos compuestos el oxígeno actúa con número de oxidación (-2) y el elemento no metálico con números de oxidación positivo. Ya no se los nombra según la nomenclatura tradicional anteponiendo la palabra anhídrido al nombre del no metal. Según la nomenclatura Sistemática y la nomenclatura de Stock se nombran como a los óxidos metálicos.

Ejemplos:

Fórmula	N. Sistemática	N. Stock
Cl_2O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)
Cl_2O_3	Trióxido de dicloro	Óxido de cloro (III)
Cl_2O_5	Pentaóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)
Cl_2O_7	Heptaóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)
SO_2	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)
SO_3	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)
N_2O_3	Trióxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (III)
N_2O_5	Pentaóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)
P_2O_3	Trióxido de difósforo	Óxido de fósforo (III)
P_2O_5	Pentaóxido de difósforo	Óxido de fósforo (V)
CO_2	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)
B_2O_3	Trióxido de diboro	Óxido de boro (III)

2.3. Óxidos Anfóteros:

Algunos óxidos tienen carácter anfótero según reaccionen con hidróxidos o con ácidos fuertes.

Ejemplos:

El Al_2O_3 en medio ácido forma el Al^{3+} y en medio básico forma el AlO_2^- (anión metaluminato) o AlO_3^{3-} (anión ortoaluminato). Algunos óxidos anfóteros son el PbO_2 , ZnO , SnO_2 entre otros.

2.4. Óxidos Neutros:

En medio acuoso no dan reacción ácida ni básica. Pueden nombrarse utilizando la nomenclatura Sistemática o la nomenclatura de Stock.

Ejemplos:

Fórmula	N. Sistemática	N. Stock
MnO_2	Dióxido de manganeso	Óxido de manganeso (IV)
N_2O	Monóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (I)
NO	Monóxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (II)
NO_2	Dióxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (IV)
CO	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)
SO	Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)

3. Compuestos binarios sin Hidrógeno ni Oxígeno

3.1. Sales binarias

Sales sin oxígeno formadas por un no metal y un metal. El metal interviene con número de oxidación positivo y el no metal con número de oxidación negativo.

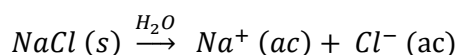
Se emplean los tres sistemas de nomenclatura:

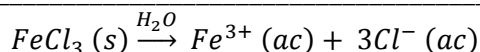
- Nomenclatura tradicional: se coloca la terminación *-uro* al no metal seguido del nombre del metal si posee un único número de oxidación. Si el metal posee dos números de oxidación, se utiliza la terminación *-oso* e *-ico* para el menor y mayor número de oxidación, respectivamente.
- Nomenclatura Sistemática: se indica el número de átomos del no metal con terminación *-uro* y a continuación el número de átomos del metal.
- Nomenclatura de Stock: se coloca la terminación *-uro* al no metal seguido del nombre del metal con su estado de oxidación en números romanos entre paréntesis

Ejemplos:

Fórmula	N. Tradicional	N. Sistemática	N. Stock
$MgBr_2$	Bromuro de magnesio	Dibromuro de magnesio	Bromuro de magnesio (II)
$FeCl_2$	Cloruro ferroso	Dicloruro de hierro	Cloruro de hierro (II)
$FeCl_3$	Cloruro férrico	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro (III)
Ca_3P_2	Fosfuro de calcio	Difosfuro de tricalcio	Fosfuro de calcio (II)
$BaCl_2$	Cloruro de bario	Dicloruro de bario	Cloruro de bario (II)
Cu_3P_2	Fosfuro cúprico	Difosfuro de tricobre	Fosfuro de cobre (II)

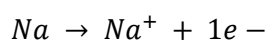
Estos compuestos están formados por iones por lo que son denominados compuestos iónicos. Cuando se disuelven en agua se disocian totalmente formando iones. Por ejemplo la disociación del cloruro de sodio y el cloruro férrico puede representarse de la siguiente manera:



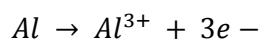
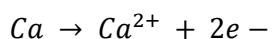


Estas sales deben tener una carga neta igual a cero, es decir, la suma de las cargas de los cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos) debe ser igual a cero. El cloruro de sodio, contiene iones sodio (Na^+) y cloruro (Cl^-). Como la fórmula debe tener una carga neta igual a cero, entonces se necesita un ion sodio y un ion cloruro. Es decir su fórmula es: $NaCl$.

Vimos que una especie con carga, la cual se denomina ion, se puede formar agregando o quitando uno o más electrones a un átomo neutro. Por ejemplo, el átomo de sodio contiene 11 protones en el núcleo y 11 electrones en la zona extra-nuclear. Para obtener un ion sodio, se quita un electrón, dejando 11 protones y sólo 10 electrones. Implica que el ion tiene una carga positiva (1+), y se llama catión sodio. Se puede escribir lo anterior en forma de ecuación:



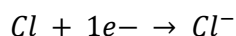
Así, cualquier átomo neutro que pierde un electrón forma un catión. Hay átomos que pueden perder más de un electrón:



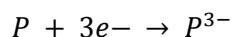
A los cationes se les da el mismo nombre que sus átomos precursores:

Átomo		Catión		
Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	
<i>K</i>	<i>Potasio</i>	K^+	<i>catión potasio</i>	
<i>Mg</i>	<i>Magnesio</i>	Mg^{2+}	<i>catión magnesio</i>	
<i>Al</i>	<i>Aluminio</i>	Al^{3+}	<i>catión aluminio</i>	
<i>Cu</i>	<i>Cobre</i>	Cu^+	<i>catión cuproso</i>	<i>catión cobre (I)</i>
		Cu^{2+}	<i>catión cúprico</i>	<i>catión cobre (II)</i>
<i>Fe</i>	<i>Hierro</i>	Fe^{2+}	<i>catión ferroso</i>	<i>catión hierro (II)</i>
		Fe^{3+}	<i>catión férrico</i>	<i>catión hierro (III)</i>

También se pueden agregar electrones a un átomo neutro y formar aniones. Por ejemplo, el átomo de cloro contiene 17 protones en el núcleo y 17 electrones en la zona extra-nuclear. Para obtener un anión, se agrega un electrón, ahora contiene 17 protones y 18 electrones. Implica que el ion tiene una carga negativa (1-) y se llaman anión cloruro:



Cualquier átomo neutro que gane un electrón forma un anión. Hay átomos que pueden ganar más de un electrón formando aniones con distintas cargas:



Para nombrar un anión que deriva de un átomo de un elemento dado, se usa la raíz del nombre del elemento y se agrega la terminación -uro. Por ejemplo, el ión Cl^- , se nombra con la raíz *clor-*, de cloro, y la terminación -uro, para obtener el anión *cloruro*. Otros ejemplos:

Átomo		Anión	
Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
<i>F</i>	<i>Flúor</i>	<i>F⁻</i>	<i>anión fluoruro</i>
<i>Cl</i>	<i>Cloro</i>	<i>Cl⁻</i>	<i>anión cloruro</i>
<i>Br</i>	<i>Bromo</i>	<i>Br⁻</i>	<i>anión bromuro</i>
<i>I</i>	<i>Yodo</i>	<i>I⁻</i>	<i>anión yoduro</i>
<i>S</i>	<i>Azufre</i>	<i>S²⁻</i>	<i>anión sulfuro</i>
<i>Se</i>	<i>Selenio</i>	<i>Se²⁻</i>	<i>anión seleniuro</i>
<i>N</i>	<i>Nitrógeno</i>	<i>N³⁻</i>	<i>anión nitruro</i>
<i>P</i>	<i>Fósforo</i>	<i>P³⁻</i>	<i>anión fosfuro</i>

OBSERVA: Todos los metales pueden perder electrones y forman cationes. Los no metales pueden formar aniones al ganar electrones. Se puede predecir la carga de un ion (catión o anión) por la posición del elemento en la tabla periódica:

- ✓ los metales del grupo 1, tienen carga (1+)
- ✓ los metales del grupo del 2, tienen carga (2+)
- ✓ los metales del grupo del 13, tienen carga (3+)
- ✓ los metales de transición forman cationes con diversas cargas positivas
- ✓ los no metales del grupo 17 forman aniones con carga (1-)
- ✓ los no metales del grupo 16, forman aniones con carga (2-)
- ✓ los no metales del grupo 15, forman aniones con carga (3-)

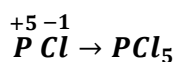
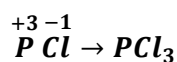
3.2. Compuestos inter- no metálicos

Son compuestos formados por dos no metales.

A. FORMULACIÓN

El no metal más electronegativo actúa con su menor número de oxidación, y el no metal menos electronegativo actúa con su/s números de oxidación correspondiente/s recordando que son positivos.

Por ejemplo: el no metal fósforo (P) tiene número de oxidación +3 y +5 y el menor número de oxidación del no metal cloro (Cl) es -1.



B. NOMENCLATURA

Para escribir el nombre del PCl_5 según la N. Sistemática, se siguen los siguientes pasos:

1. El P y Cl son no metales y como el cloro es más electronegativo que el fósforo se lo nombra primero, por lo tanto el compuesto es un cloruro (terminación **-uro**).

2. El compuesto sólo tiene un átomo de P, por lo tanto, no utilizo prefijo. El prefijo penta- se usa con el cloro para indicar cinco átomos de cloro.
3. El nombre es pentacloruro de fósforo.

También se nombran usando la Nomenclatura Tradicional y la de Numerales de Stock

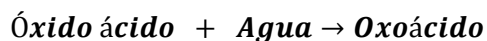
Fórmula	N. Tradicional	N. Sistemática	N. Stock
CCl_4	Cloruro de carbono	Tetracloruro de carbono	Cloruro de carbono (IV)
CS_2	Sulfuro de carbono	Disulfuro de carbono	Sulfuro de carbono (IV)
PCl_3	Cloruro fosforoso	Tricloruro de fósforo	Cloruro de fósforo (III)
PCl_5	Cloruro fosfórico	Pentacloruro de fósforo	Cloruro de fósforo (V)
NCl_3	Cloruro de nitrógeno	Tricloruro de nitrógeno	Cloruro de nitrógeno (III)
BF_3	Fluoruro de Boro	Trifloruro de boro	Fluoruro de Boro (III)

COMPUESTOS TERNARIOS Y CUATERNARIOS

Están formados por átomos de tres o cuatro elementos diferentes

1. Ácidos oxigenados u Oxácidos

Ecuación de formación:



C. FORMULACIÓN

Son compuestos ternarios de formula general:



La suma algebraica de los números de oxidación debe ser cero. El hidrógeno, en estos compuestos, tiene número de oxidación +1, el oxígeno -2 y el no metal varía su número de oxidación.

Para determinar los subíndices a y c se debe tener en cuenta lo siguiente:

- El subíndice del hidrógeno (a) es:
 - ✓ 1, si el no metal tiene número de oxidación impar, excepto en casos especiales (ácidos meta, piro y orto).
 - ✓ 2, si el no metal tiene número de oxidación par.
- El subíndice del oxígeno (c) se calcula a partir de la suma de la cantidad de hidrógenos (a) más el número de oxidación del no metal (y) y se divide por 2.

$$c = \frac{(a + y)}{2}$$

Ejemplo:

- 1- Formular el ácido correspondiente al nitrógeno con el número de oxidación +5

Se escriben ordenadamente los símbolos de los elementos y sus números de oxidación:



Subíndice del H: 1 (ya que el número de oxidación del N es +5, impar)

Subíndice del O: *c*, que se determina:

$$c = \frac{(1 + 5)}{2} = 3$$

Fórmula: **HNO₃**

D. NOMENCLATURA

- Nomenclatura tradicional: se antepone la palabra **ácido** seguida del nombre del **no metal**.
- Si el no metal posee un solo estado de oxidación, se utiliza la terminación **-ico**.
 - Si el no metal posee dos estados de oxidación, se utiliza la terminación **-oso** e **-ico** para el menor y mayor número de oxidación, respectivamente.
 - Si el no metal tiene tres o más estados de oxidación se deben utilizar el prefijo y sufijo (terminación) correspondiente indicados en la tabla siguiente:

N° de ox.	Prefijo	Sufijo
+1	Hipo	-oso
+3, +4	_____	oso
+5, +6	_____	ico
+7	Per	-ico

- Nomenclatura Sistemática: se indica el número de átomos de oxígeno (**monoxo**, **dioxo**, **trioxo**, **tetroxo**, etc), a continuación el no metal terminado en **-ato** y luego se coloca **de** seguido del **prefijo** que indica el número de átomos de hidrógeno (**monohidrógeno**, **dihidrógeno**, **trihidrógeno**, etc).

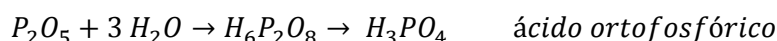
Ácido			Anión (*)	
Fórmula	N. Tradicional	N. Sistemática	Fórmula	Nombre
HNO ₂	Ácido nitroso	Dioxonitrato de monohidrógeno	NO ₂ ⁻	Nitrito
HNO ₃	Ácido nítrico	Trioxonitrato de monohidrógeno	NO ₃ ⁻	Nitrato
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	Trioxosulfato de dihidrógeno	SO ₃ ²⁻	Sulfito
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Tetroxosulfato de dihidrógeno	SO ₄ ²⁻	Sulfato
H ₂ CrO ₄	Ácido crómico	Tetroxocromato de dihidrógeno	CrO ₄ ²⁻	Cromato
HClO	Ácido hipocloroso	Monoxoclorato de monohidrógeno	ClO ⁻	Hipoclorito
HClO ₄	Ácido perclórico	Tetroxoclorato de monohidrógeno	ClO ₄ ⁻	Perclorato
H ₂ CO ₃	Ácido carbónico	Trioxocarbonato de dihidrógeno	CO ₃ ²⁻	Carbonato

(*) Ver más adelante "Disociación Iónica de los oxoácidos"

Casos especiales:

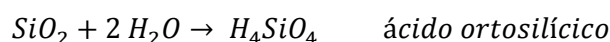
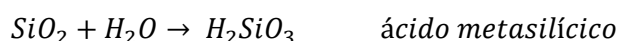
- Algunos óxidos ácidos pueden formar más de un oxoácido al reaccionar con agua. Los óxidos ácidos de cada uno de los siguientes elementos son capaces de reaccionar con una, dos o tres moléculas de agua, produciendo el meta, piro y orto oxoácido correspondiente:

- ✓ *P (III), P(V), As (III), y As (V).* Para el P (V) los oxoácidos obtenidos son:

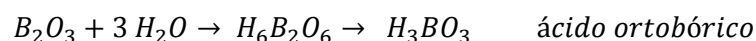
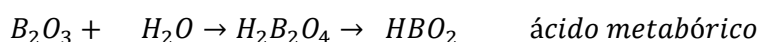


Del mismo modo se obtienen oxoácidos análogos para el P(III), As (III) y As(V).

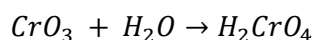
- ✓ *Si (IV):*



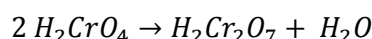
- ✓ *B (III):*



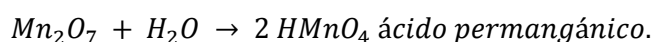
- El Cr (VI) al combinarse con el oxígeno, forma CrO_3 . Cuando este óxido se combina con agua se obtiene el ácido crómico:



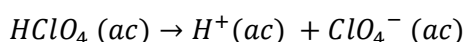
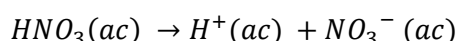
Este ácido es inestable por lo que se combinan dos moléculas de ácido crómico, que luego se descomponen perdiendo una molécula de agua, originando el ácido dicrómico:



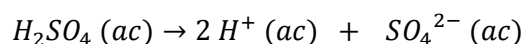
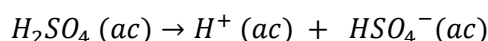
- El Manganeseo actúa como no metal con números de oxidación +6 y +7, formando dosóxidos ácidos por tanto, en su reacción con el agua forma dos oxoácidos:

**Disociación Iónica de los oxoácidos**

Al igual que los hidrácidos, los oxoácidos en solución acuosa pueden existir como cationes hidrógeno (H^+), comunes a todos ellos y aniones característicos de cada oxoácido. En estas condiciones se dice que el oxoácido está ionizado.



Se pueden llegar a formar tantos H^+ como hidrógenos tenga el ácido, y un anión oxigenado con tantas cargas negativas como iones H^+ formados:



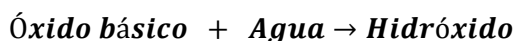
Nomenclatura de aniones: se cambia el sufijo del nombre del ácido, de acuerdo a lo siguiente:

<i>Sufijo del ácido</i>	<i>Sufijo del anión</i>
-oso	-ito
-ico	-ato

(Ver tabla anterior).

2. Hidróxidos

Ecuación de formación:



A. FORMULACION

Son compuestos ternarios de formula general:



El metal actúa con número de oxidación positivo y el grupo hidróxido (OH^-) con número de oxidación (-1). Por lo tanto, el subíndice c , es igual al número de oxidación del metal.

B. NOMENCLATURA

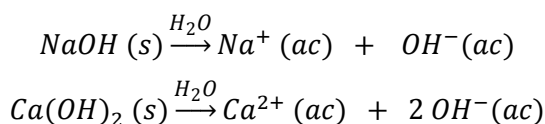
Se nombran siguiendo las tres nomenclaturas:

- Nomenclatura tradicional: Se antepone la palabra hidróxido seguida del nombre del metal. Si el metal tuviese dos estados de oxidación se los nombra igual que los óxidos básicos cambiando la palabra óxido por hidróxido.
- Nomenclatura Sistemática: se nombra el número de radicales hidróxidos y a continuación el nombre del metal.
- Nomenclatura de Stock: se los nombra como hidróxidos del metal correspondiente, indicando entre paréntesis el estado de oxidación del metal con número romano.

<i>Fórmula</i>	<i>N. Tradicional</i>	<i>N. Sistemática</i>	<i>N. Stock</i>
$Cu(OH)_2$	Hidróxido cúprico	Dihidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (II)
$Al(OH)_3$	Hidróxido de aluminio	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio (III)
$Fe(OH)_2$	Hidróxido ferroso	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)
$Fe(OH)_3$	Hidróxido férrico	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)
$NaOH$	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio(I)
$Ba(OH)_2$	Hidróxido de bario	Dihidróxido de bario	Hidróxido de bario (II)

Disociación Iónica de los Hidróxidos

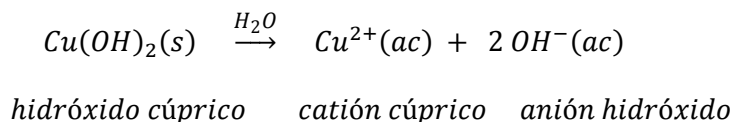
Al disolver un hidróxido en agua se produce la separación de los iones que lo forman, por lo tanto en solución acuosa existen como aniones (grupo OH^-) y cationes (ion metálico).



Se pueden llegar a formar tantos iones OH^- como lo indica la fórmula del hidróxido, la carga del catión metálico coincide con el número de iones OH^- formados. Por ejemplo, el hidróxido de calcio libera 2 aniones OH^- que se neutralizan con las dos cargas positivas del catión calcio.

Nomenclatura

Los cationes metálicos y los aniones se nombran siguiendo la nomenclatura tradicional:



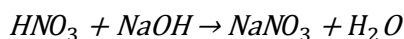
3. Oxosales

Sales neutras

Cuando un ácido se combina con un hidróxido, los cationes metálicos del hidróxido reemplazan a los iones H^+ del ácido formándose una **sal oxigenada neutra**. Al mismo tiempo los protones del ácido (H^+) y los oxhidrilos del hidróxido (OH^-) se combinan para formar agua:

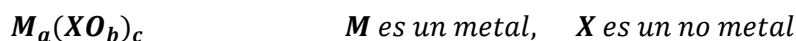


Ejemplo:



A. FORMULACION

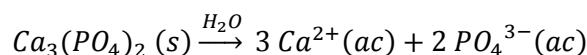
Son compuestos ternarios de fórmula general:



La fórmula de las sales neutras puede construirse a partir de la unión de un catión metálico y un oxoanión, se deben intercambiar los números de oxidación del metal y del oxoanión intervinientes, colocándolos como subíndices.

Si los subíndices colocados resultan ser iguales, se simplifican a 1 (que no se escribe), y si son múltiplos entre sí, se simplifican a la mínima expresión.

Dado que las sales son compuestos iónicos constituidos por un catión metálico y un anión, no existen moléculas de sales ya que estas se disocian totalmente en iones en solución acuosa:



Esta sal se disocia o se ioniza formando tres cationes calcio y dos aniones fosfato.

B. NOMENCLATURA

SIEMPRE se indica en primer lugar el anión y a continuación el catión.

En las sales neutras tiene lugar la sustitución total de los hidrógenos de un ácido por un metal:

➤ Nomenclatura tradicional: se tiene en cuenta de que oxoácido proviene la sal, anteponiendo la raíz del nombre del no metal recordando que la terminación -oso se utiliza para el menor número de oxidación, -ico para el de mayor, luego se nombra el anión y finalmente se nombra la sal cambiando las terminaciones de la siguiente manera:

Ácido	Anión	Sal
-oso	-ito	-ito
-ico	-ato	-ato

Cuando el no metal tiene más de un número de oxidación se utilizan las siguientes terminaciones:

Número de oxidación	Ácido	Anión	Sal
+1	Hipo....oso	Hipo....ito	Hipo....ito
+3, +4osoitoito
+5, +6icoatoato
+7	Per....ico	Per....ato	Per....ato

➤ Nomenclatura Sistemática se indica el número de oxígenos con el prefijo correspondiente terminado en **oxo**, a continuación se escribe la raíz del no metal terminada en **-ato** y luego se coloca la palabra **de** seguida del prefijo que indica el número de átomos del metal correspondiente. El prefijo **n** que antecede a/al:

- oxo se indica de distintas maneras: 2 **-bis**; 3 **-tris**; 4 **-tetraquis**; 5 **-pentaquis**; 6 **-hexaquis**; etc.
- nombre del metal son di, tri, tetra, penta, etc.

Ejemplos:

Sal			Anión	
Fórmula	N. Tradicional	N. Sistemática	Fórmula	Nombre
Na_2SO_4	Sulfato de sodio	Tetroxosulfato de disodio	SO_4^{2-}	Sulfato
$NaClO$	Hipoclorito de sodio	Oxoclorato) de sodio	ClO^-	Hipoclorito
$Ca_3(PO_4)_2$	Fosfato de calcio	Di(tetraoxofosfato) de tricalcio	PO_4^{3-}	Fosfato
$NaNO_2$	Nitrito de sodio	Dioxonitrato de sodio	NO_2^-	Nitrito
$Fe(NO_3)_3$	Nitrato férrico	Tris(trioxonitrato) de hierro	NO_3^-	Nitrato
$CuSO_3$	Sulfito cúprico	Trioxosulfato de cobre	SO_3^{2-}	Sulfito
$Fe_2(SO_4)_3$	Sulfato férrico	Tris(tetroxosulfato) de dihierro	SO_4^{2-}	Sulfato
$CaCO_3$	Carbonato de calcio	Trioxocarbonato de calcio	CO_3^{2-}	Carbonato

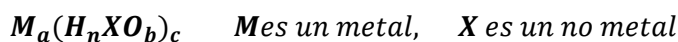
Además de las sales neutras que vimos hasta ahora (no contienen iones H^+ ni aniones OH^-), también existen otro tipo de sales:

Sales ácidas

Son aquellas que contienen aún hidrógenos provenientes del ácido, que no han sido substituidos por los cationes metálicos.

A. FORMULACION

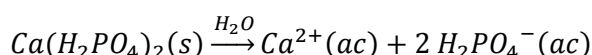
Son compuestos cuaternarios de fórmula general:



La fórmula de las sales ácidas puede construirse a partir de la unión de un catión metálico (M^{+c}) y un oxoanión ácido ($H_nXO_b^{-a}$), se deben intercambiar los números de oxidación del metal y del oxoanión ácido intervinientes, colocándolos como subíndices.

Si los subíndices colocados resultan ser iguales, se simplifican a 1 (que no se escribe), y si son múltiplos entre sí, se simplifican a la mínima expresión.

Dado que las sales ácidas son compuestos iónicos constituidos por un catión metálico y un anión, estas se disocian totalmente en iones en solución acuosa:



Esta sal se disocia o se ioniza formando un catión calcio y dos aniones fosfato diácido.

B. NOMENCLATURA

A las sales ácidas se las puede nombrar de la siguiente manera:

Sal			Anión	
Fórmula	N. Tradicional	N. Sistemática	Fórmula	Nombre
K_2HBO_3	Borato ácido de potasio	Hidrógenotrioxoborato de dipotasio	HBO_3^{2-}	Borato ácido
$Fe(H_2PO_3)_2$	Fosfito diácido ferroso	Bis(dihidrógenotrioxo-fosfato) de hierro	$H_2PO_3^{-}$	Fosfito diácido
$Ca(HCO_3)_2$	Carbonato ácido de calcio	Bis(hidrógenotrioxo-carbonato) de calcio	HCO_3^{-}	Carbonato ácido
$Fe(HSO_4)_3$	Sulfato ácido férrico	Tri(hidrógenotetroxo-sulfato) de hierro	HSO_4^{-}	Sulfato ácido