
FORMULACIÓN QUÍMICA
(3º ESO)

QUÍMICA INORGÁNICA

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

I FORMULACIÓN QUÍMICA INORGÁNICA	2
1. NÚMEROS DE OXIDACIÓN	4
2. COMBINACIONES CON EL OXÍGENO	5
2.1. ÓXIDOS METÁLICOS	5
2.1.1. HIDRÓXIDOS	6
2.2. PERÓXIDOS	6
2.3. ÓXIDOS NO METÁLICOS	7
2.3.1. ÁCIDOS OXOÁCIDOS	7
3. COMBINACIONES CON EL HIDRÓGENO	9
3.1. HIDRUROS METÁLICOS	9
3.2. HIDRUROS NO METÁLICOS	10
3.2.1. SALES BINARIAS	10
4. NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS	12
5. TABLAS INORGÁNICAS	14

Parte I

**FORMULACIÓN QUÍMICA
INORGÁNICA**

La formulación química, al igual que otros muchas áreas de ésta, se rige por las normas y directrices que marca la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). En las recomendaciones publicadas en 2005 para la formulación química de compuestos inorgánicos, marcó como sistemas principales las nomenclaturas de composición (o estequiométrica), de sustitución y de adición.

A grandes rasgos, esta publicación prohibió el uso de la nomenclatura de Stock y tradicional para los compuestos binarios, la nomenclatura de Stock en ácidos oxoácidos y la nomenclatura de Stock y tradicional en las sales ternarias o mayores.

Las nomenclaturas de composición, sustitución y de adición son sistemáticas, es decir, nomenclaturas que se construyen mediante unas reglas definidas que nos dan información de la composición o estructura del compuesto. Sin embargo, para algunos grupos inorgánicos, debido fundamentalmente a un uso histórico, utilizaremos nombres no sistemáticos.

Este libro pretende ser una guía en el estudio de la formulación inorgánica pero en ningún momento pretende ser un compendio de fórmulas y nomenclaturas, por eso, tan sólo vamos a mostrar dos tipos de nomenclatura por cada grupo inorgánico, la nomenclatura de composición estequiométrica y la nomenclatura de composición sistemática para el hidrógeno.

Así, para los **compuesto binarios** se acepta la nomenclatura de composición o estequiométrica, es decir la que usa prefijos multiplicadores o aquella que expresa el número de oxidación con números romanos. Por ejemplo,

Cu_2O	Óxido de dicobre	Óxido de cobre (I)
CuH_2	Dihidruro de cobre	Hidruro de cobre (II)
FeCl_3	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro (III)

Capítulo 1

NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Los átomos se unen entre sí mediante enlaces para formar moléculas. El **número de oxidación** de un elemento hace referencia al número de electrones ganados, perdidos o compartidos en su enlace con otro átomo. Siendo negativo si gana electrones y positivo si los gana. Por ejemplo, el hierro en sus combinaciones presenta como números de oxidación, +2 y +3.

La diferencia entre la *valencia* de un elemento y el *número de oxidación* es que la primera indica la capacidad de combinarse un elemento con otros; en realidad la valencia coincide con el número de oxidación pero sin tener en cuenta el signo. Así, el hierro tiene valencias 2 y 3.

El número de oxidación principal de cada elemento se corresponde con el número de electrones que le faltan, número de oxidación negativo, o le sobran, número de oxidación positivo, para que su última quede completa, adquiriendo la configuración de un gas noble (ocho electrones en la capa más externa o capa de valencia).

Para ver los números de oxidación principales de los elementos más importantes de la tabla periódica podemos dirigirnos al capítulo 4.

Capítulo 2

COMBINACIONES CON EL OXÍGENO

Gracias a sus propiedades físicas y químicas, el oxígeno, al igual que el hidrógeno, es uno de los elementos naturales más reactivos. Cuando se combina con otros elementos actúa siempre con número de oxidación -2, salvo cuando se combina con el fluor, en este caso el número de oxidación del oxígeno es +2, o cuando se encuentra formando parte del ión peróxido, que actúa con número de oxidación +1.

2.1. ÓXIDOS METÁLICOS

Tenemos este tipo de óxidos cuando el oxígeno reacciona con un metal. El oxígeno actúa con valencia -2. También se conocen como *óxidos básicos*. A grandes rasgos, este tipo de compuestos se utilizan como fertilizantes y colorantes.

Se formulan anteponiendo el metal al oxígeno e intercambiando entre sí las valencias. Se pueden nombrar mediante prefijos multiplicativos, añadiendo delante de cada ión el prefijo numeral griego que indica el número de iones de cada elemento, o mediante números de oxidación, donde indicamos el número de oxidación del metal entre paréntesis y en números romanos.

Ejemplo	Prefijos multiplicadores	Números de oxidación
Fe_2O_3	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)
BaO	Monóxido de bario	Óxido de bario
Cu_2O	Óxido de dicobre	Óxido de cobre (I)
Na_2O	Óxido de disodio	Óxido de Sodio

2.1.1. HIDRÓXIDOS

Los hidróxidos aparecen cuando hacemos reaccionar con H_2O los óxidos metálicos.



Los **hidróxidos** al ser unas sustancias muy básicas se utilizan como antiácidos, para fabricar jabones, colorantes, fibras textiles, . . . El grupo hidróxido formado (OH) tiene valencia -1, de ahí que muchas veces se estudien los hidróxidos como sustancias binarias, aunque sean ternarias, en el que se produce el intercambio de cargas entre el metal y el grupo hidróxido.

Se formulan anteponiendo el metal al grupo hidróxido e intercambiando entre sí las valencias. Se pueden nombrar mediante prefijos multiplicativos, añadiendo delante de cada ión el prefijo multiplicativo que indica el número de iones de cada elemento, o mediante números de oxidación, donde indicamos el número de oxidación del metal entre paréntesis y en números romanos.

Ejemplo	Prefijos multiplicadores	Números de oxidación
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
$\text{Cu}(\text{OH})$	Monohidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (I)
$\text{Li}(\text{OH})$	Hidróxido de litio	Hidróxido de litio

2.2. PERÓXIDOS

Los **peróxidos** son combinaciones de un metal con el ión O_2^{2-} , $-\text{O}-\text{O}-$, denominado ión peróxido. En este grupo inorgánico debemos dejar bien visible el grupo peróxido, por tanto, no debemos simplificar la fórmula cuando en ésta nos deje un sólo átomo de oxígeno.

Se formulan anteponiendo el metal al ión peróxido e intercambiando entre sí las valencias.

Se pueden nombrar mediante prefijos multiplicativos, añadiendo delante de cada ión el prefijo multiplicativo que indica el número de iones de cada elemento, o mediante números de oxidación, donde indicamos, por una parte, que es un peróxido, y por otra, el número de oxidación del metal entre paréntesis y en números romanos.

Ejemplo	Prefijos multiplicadores	Números de oxidación
H ₂ O ₂	Dióxido de hidrógeno	Peróxido de hidrógeno
Fe ₂ O ₆	Hexaóxido de dihierro	Peróxido de hierro (III)
BaO ₂	Dióxido de bario	Peroxido de bario
SnO ₄	Tetraóxido de estaño	Peróxido de estaño (IV)

2.3. ÓXIDOS NO METÁLICOS

Se producen por la combinación entre el oxígeno y un no metal. Se conocen como óxidos ácidos y se emplean para fabricar ácidos o en la industria alimentaria para hacer natas, yogures,...

Se formulan y se nombran igual que los óxidos metálicos salvo para las combinaciones entre el oxígeno y los halógenos. En las reglas de 2005 se considera que los halógenos son más electronegativos que el oxígeno y por tanto, éstos deben tomarse como haluros de oxígeno escribiendo a la derecha al halógeno. En este último caso, sólo se les nombra mediante la nomenclatura de composición estequiométrica.

Ejemplo	Prefijos multiplicadores	Números de oxidación
N ₂ O	Óxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (I)
CO ₂	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (II)
OCl ₂	Dicloruro de oxígeno	-
O ₅ Cl ₂	Dicloruro de pentaóxígeno	-

2.3.1. ÁCIDOS OXOÁCIDOS

Los ácidos oxoácidos surgen cuando hacemos reaccionar con H₂O los óxidos no metálicos.



Los **ácidos oxoácidos** no sólo están formados por óxidos no metálicos sino que también existen algunos óxidos metálicos que pueden dar lugar a estos ácidos. Se emplean en grandes cantidades en la industria de los abonos, colorantes, plásticos,

explosivos, ...

Son compuestos ternarios formados por hidrógeno, un no metal (o metal de transición) y oxígeno. La fórmula general es $H_aX_bO_c$, donde X es el metal o el no metal de transición.

Para su nomenclatura tenemos que ver las dos posibilidades:

- **Nomenclatura tradicional:** Se nombran anteponiendo la palabra ácido y después añadiendo prefijos y sufijos a la raíz del elemento central. Estos prefijos y sufijos marcan el número de oxidación del no metal (o del metal), es decir:

números oxidación		prefijos y sufijos		
+1	+2	hipo...oso		
+3	+4	+3	...oso	
+5	+6	+5	+4	...ico
+7	per...ico			

- **Nomenclatura de adición de Hidrógeno:** En este caso se utilizan los prefijos numerales griegos para indicar para indicar el número de átomos de **hidrógeno**, posteriormente y entre paréntesis, se vuelve a indicar el número de átomos de oxígeno seguido de la palabra **-oxido-** y a continuación el nombre del elemento centralacabado en *-ato*.

De esta forma, tendríamos los siguientes casos,

Ejemplo	Nombre Tradicional	Nombre de hidrógeno
HIO_3	Ácido yódico	Hidrogeno(trioxidoyodato)
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Dihidrogeno(tetraoxidosulfato)
HNO_2	Ácido nítrico	Hidrogeno(dioxidonitrato)
H_2CO_3	Ácido carbónico	Dihidrogeno(trioxidocarbonatoato)
$HMnO_4$	Ácido permangánico	Hidrogeno(tetraoxidomanganato)
H_3PO_4	Ácido fosfórico	Trihidrogeno(tetraoxidofosfato)

Capítulo 3

COMBINACIONES CON EL HIDRÓGENO

El hidrógeno, el elemento con menor radio atómico y sin un lugar claro dentro del sistema periódico, puede combinarse con metales y con no metales, dando lugar a:

3.1. HIDRUIROS METÁLICOS

Al reaccionar el hidrógeno con un metal se obtiene este tipo de compuestos. El hidrógeno al ser más electronegativo que los metales actúa con valencia -1. Se utilizan como agentes reductores, para almacenamiento de hidrógeno, agentes desecantes, en la fabricación de semiconductores,...

Se formulan escribiendo primero el símbolo del elemento metálico, después el hidrógeno e intercambiando sus valencias para que el compuesto sea eléctricamente neutro.

Al igual que los otros compuestos binarios existen dos nomenclaturas, la de prefijos multiplicativos o estequiométrica y la de números de oxidación. En la primera se escribe la palabra **hidruro** seguida del elemento metálico, teniendo en cuenta los prefijos para indicar el número de átomos de cada elemento; y en la segunda, se escribe primero la palabra **hidruro** y posteriormente, el nombre del metal indicando la valencia entre paréntesis y en números romanos.

Ejemplo	Prefijos multiplicadores	Números de oxidación
AlH_3	Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio
PbH_4	Tetrahidruro de plomo	Hidruro de plomo (IV)
CuH	Monohidruro de cobre	Hidruro de cobre (I)

3.2. HIDRUROS NO METÁLICOS

La combinación de un hidruro con un semimetal se trata de igual forma que cuando es con un metal, pero la reacción del hidrógeno con los elementos del grupo 16 y 17 da lugar a los conocidos **ácidos hidrácidos**, donde el hidrógeno lleva valencia +1.

- **Elementos del grupo 16 y 17:** Los elementos del grupo 16 y 17 son más electronegativos que el hidrógeno y actúan con número de oxidación negativo.

Se formulan escribiendo primero el simbolo del hidrógeno, después el del elemento no metálico y se intercambian las valencias. Se nombran añadiendo la terminación **-uro** al nombre del no metal y seguidamente, **de hidrógeno**.

En disolución acuosa, estos compuestos tienen propiedades ácidas y se les conoce con el nombre de **ácidos hidrácidos**. En este caso se nombran anteponiendo la palabra **ácido** y a continuación, la raíz del no metal con el sufijo **-hídrico**.

- **Otros hidruros no metálicos:** Se corresponden con aquellas combinaciones del hidrógeno con no metales distintos a los del grupo 16 y 17.

Se formulan de igual forma que hidruros metálicos pero para nombrarlos se utiliza, fundamentalmente, una nomenclatura tradicional dictada por la IUPAC.

Así, podemos tener,

Ejemplo	Prefijos multiplicadores	Nombre tradicional
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico(ac)
H ₂ S	Sulfuro de dihidrógeno	Ácido sulfhídrico (ac)
PH ₃	Trihidruro de fosforo	Fosfina
NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	Amoniaco
CH ₄	Tetrahidruro de carbono	Metano

3.2.1. SALES BINARIAS

Si a los ácidos hidrácidos les hacemos reaccionar con metales, pierden el hidrógeno y se obtienen las **sales binarias**, es decir, se obtiene un compuesto binario formado por un metal y un no metal.

Los iones correspondientes a los ácidos hidrácidos se encuentran en la tabla A.1. del capítulo 5. Se nombran añadiendo la terminación **-uro** al nombre del no metal.

Me he permitido la licencia de incluir en este apartado los compuesto binarios entre no metales ya que se formulan y se escriben de igual forma que las sales, la única puntualización es que hay que poner a la derecha de la fórmula al elemento más electronegativo y es el que marcará el nombre del compuesto.

Se utilizan las nomenclaturas estequiométrica y la del número de oxidación.

Ejemplo	Prefijos multiplicadores	Números de oxidación
HgCl ₂	Dicloruro de mercurio	Cloruro de mercurio (II)
FeCl ₃	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro (III)
Au ₂ S ₃	Trisulfuro de dioro	Sulfuro de oro (III)
NCl ₃	Tricloruro de nitrógeno	Cloruro de nitrógeno (III)

Capítulo 4

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS

METALES ¹	
Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag y NH ₄ ⁺	+1
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn y Cd	+2
Cu, Hg	+1, +2
Al	+3
Au	+1, +3
Fe, Co y Ni	+2, +3
Sn, Pb, Pt y Pd	+2, +4
Ir	+3, +4
Cr ⁽²⁾	+2, +3, +6
Mn ⁽³⁾	+2, +3, +4, +6, +7
V ⁽⁴⁾	+2, +3, +4, +5

(1) Números de oxidación principales de los elementos.

(2) El **Cromo** cuando actúa como No Metal utiliza la valencia +6.

(3) El **Manganeso** cuando actúa como No Metal utiliza las valencias +6 y +7.

(4) El **Vanadio** cuando actúa como No Metal utiliza la valencia +5.

NO METALES ¹	
H	+1, -1
F	-1
Cl, Br y I	-1, +1, +3, +5, +7
O ⁽²⁾	-2
S, Se y Te	-2, +2, +4, +6
N ⁽³⁾	-3, +1, +2, +3, +4, +5
P	-3, +1, +3, +5
As, Sb y Bi	-3, +3, +5
B	-3, +3
C	-4, +2, +4
Si	-4, +4

(1) Números de oxidación principales de los elementos.

(2) El **Oxígeno** actúa con valencia +2 cuando forma compuestos con el Fluor.

(3) El **Nitrógeno** tan sólo forma ácidos con las valencias +1, +3 y +5.

Capítulo 5

TABLAS INORGÁNICAS

A.1 TABLA DE ÁCIDOS HIDRÁCIDOS E IONES¹

HF	Á. fluorhídrico	F ⁻	Ión fluoruro
HCl	Á. clorhídrico	Cl ⁻	Ión cloruro
HBr	Á. bromhídrico	Br ⁻	Ión bromuro
HI	Á. yodhídrico	I ⁻	Ión yoduro
H ₂ S	Á. sulfhídrico	HS ⁻ S ²⁻	Ión hidrogenosulfuro Ión sulfuro
H ₂ Se	Á. selenhídrico	HSe ⁻ Se ²⁻	Ión hidrogenoseleniuro Ión seleniuro
H ₂ Te	Á. telurhídrico	HTe ⁻ Te ²⁻	Ión hidrogenotelururo Ión telururo
HCN	Á. cianhídrico	CN ⁻	Ión cianuro
NH ₃	<i>Amoniaco</i> ²	NH ₄ ⁺ NH ₂ ⁻	<i>Ión amonio</i> <i>Ión amiduro</i>

¹ Estas tablas se corresponden con los ácidos más comunes en química.

² Aunque el NH₃ no es ácido, es una base, me permito la licencia de incluirlo en esta tabla por su importancia.