

INTRO. INTRO AL LENGUAJE QUÍMICO

La enorme cantidad de compuestos que maneja la química hace imprescindible la existencia de un conjunto de reglas que permitan nombrar de igual manera en todo el mundo científico un mismo compuesto. De no ser así, el intercambio de información sobre química entre unos y otros países sería de escasa utilidad. Los químicos, a consecuencia de una iniciativa surgida en el siglo pasado, decidieron representar de una forma sencilla y abreviada cada una de las sustancias que manejaban. La escritura en esa especie de clave de cualquier sustancia constituye su fórmula y da lugar a un modo de expresión peculiar de la química que, con frecuencia, se le denomina lenguaje químico. En este apéndice se recogen los elementos fundamentales de ese lenguaje referido, en este caso, a la química inorgánica.

CONCEPTOS FUNDAMENTALES

La formulación de un compuesto, al igual que su nomenclatura (esto es, la transcripción de su fórmula en términos del lenguaje ordinario), se rige por unas determinadas normas que han sido retocadas en los últimos años con el único propósito de conseguir un lenguaje químico lo más sencillo y a la vez general posible. Un organismo internacional, la I.U.P.A.C. (International Union of Pure and Applied Chemistry), encargado de tales menesteres, ha dictado unas reglas para la formulación y nomenclatura de las sustancias químicas.

Antes de proceder al estudio de tales reglas para cada tipo de compuesto es preciso conocer perfectamente los símbolos de los diferentes elementos químicos, base de esta forma de expresión. Una memorización previa de todos ellos resulta, pues, imprescindible. La fórmula química de un compuesto dado, además de indicar los elementos que lo constituyen, proporciona la relación numérica en que intervienen sus respectivos átomos (o iones). Tales números están relacionados con el de enlaces posibles de unos átomos (o iones) con otros y dan idea de la capacidad de combinación de los elementos en cuestión.

Número de oxidación

De forma general y a efectos de formulación, a cada elemento dentro de un compuesto se le asigna un número positivo o negativo denominado índice, número o *grado de oxidación*. Dicho índice, que puede considerarse como el número de electrones perdidos o ganados en el ion correspondiente (en el supuesto de que todos los compuestos fueran iónicos) tiene, no obstante, un carácter fundamentalmente operativo, pues sirve para deducir con facilidad las fórmulas de las diferentes combinaciones posibles.

La tabla 1 muestra los números de oxidación que se asignan a los elementos de más importancia. Cuando se analiza con detenimiento se advierte la existencia de ciertas relaciones entre el índice de oxidación de un elemento y su posición en el sistema periódico de modo que es posible deducir las siguientes reglas básicas:

- a) Los elementos metálicos tienen índices de oxidación positivos.
- b) Los elementos no metálicos pueden tener índices de oxidación tanto positivos como negativos.
- c) El índice de oxidación positivo de un elemento alcanza como máximo el valor del grupo (columna) al que pertenece dentro del sistema periódico. En el caso de que tome otros valores, éstos serán más pequeños, soliendo ser pares o impares según el grupo en cuestión sea par o impar.
- d) El índice de oxidación negativo de un elemento viene dado por la diferencia entre ocho y el número del grupo al que pertenece dentro del sistema periódico.

Es preciso aclarar que estos números se asignan a los diferentes elementos cuando se hallan formando un compuesto. El índice de oxidación de un elemento sin combinar es cero.

Al igual que sucedía con los símbolos, los números de oxidación deben memorizarse, puesto que junto con aquéllos constituyen los elementos básicos de toda la formulación química. Es conveniente hacerlo por grupos de elementos con igual índice de oxidación, ya que cuando elementos diferentes actúan con idénticos índices de oxidación, dan lugar a fórmulas totalmente análogas.

COMPUESTOS BINARIOS

Aspectos generales

Se denominan compuestos binarios aquellos que resultan de la combinación de dos elementos; por tal razón en sus fórmulas intervendrán tan sólo dos símbolos. Para fijar tanto el orden en el que éstos han de escribirse como en el que habrán de leerse, la I.U.P.A.C. ha tomado como base la siguiente secuencia de los diferentes elementos:

Metales, B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, I, Br, Cl, O, F.

Formulación

Para formular un compuesto binario se escribe en primer lugar el símbolo del elemento que se encuentra más a la izquierda en la anterior secuencia y a continuación el del otro. El número de oxidación del primer elemento, prescindiendo de su signo, se coloca como subíndice del símbolo del segundo elemento y viceversa, utilizando cifras de la numeración ordinaria. Si uno de ellos o ambos coinciden con la unidad se omiten. Si uno es múltiplo del otro se dividen ambos por el menor y los resultados correspondientes se fijan como subíndices definitivos.

Nomenclatura

El nombre de cualquier compuesto binario se establece citando en primer lugar y en forma abreviada el elemento situado en la fórmula más a la derecha seguido de la terminación *-uro* (excepto los óxidos); a continuación se nombra el elemento de la izquierda precedido de la preposición *de*. En el caso de que dicho elemento pueda actuar con distintos índices de oxidación se escribirá a continuación en números romanos y entre paréntesis, aquél con el cual interviene en la formación del compuesto (salvo el signo).

Otra forma de nomenclatura para los compuestos binarios, aceptada asimismo por la I.U.P.A.C., consiste en expresar el número de átomos de cada molécula, o lo que es lo mismo, sus subíndices, mediante los prefijos *mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*, *penta-*, etc. para los números 1, 2, 3, 4, 5, etc.

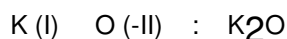
Las anteriores reglas generales de formulación y nomenclatura serán aplicadas a continuación a casos concretos que corresponden a diferentes tipos de compuestos binarios.

Compuestos binarios del oxígeno

Las combinaciones binarias del oxígeno con cualquier otro elemento del sistema periódico reciben el nombre de *óxidos*.

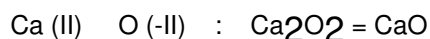
Ejemplos de formulación

Supongamos que se trata de formular el óxido de potasio. En primer lugar habrán de recordarse los respectivos índices de oxidación de los elementos oxígeno y potasio para después colocarlos en forma de subíndices intercambiados. Dado que el K, que es un metal, es anterior al O en la lista anteriormente citada, precederá a éste en la fórmula:

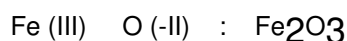


De forma análoga se procedería para los óxidos siguientes:

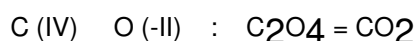
Óxido de calcio:



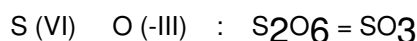
Óxido de hierro (III). El III indica el índice de oxidación que posee el Fe en este compuesto:



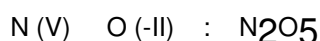
Óxido de carbono (IV). El carbono es anterior al oxígeno en la referida lista, por lo que su símbolo se escribirá en primer lugar:



Óxido de azufre (VI):



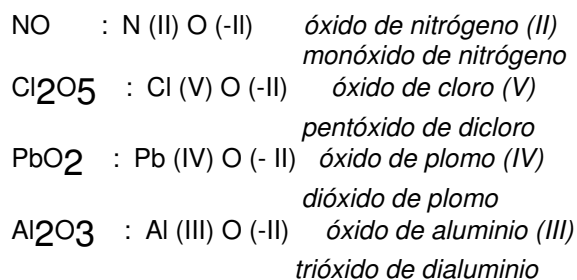
Óxido de nitrógeno (V):



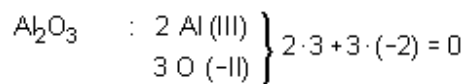
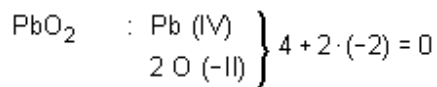
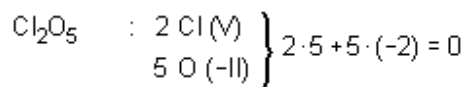
Ejemplos de nomenclatura

En general, el proceso será inverso al de formulación. Si se tratase de nombrar el Cl_2O , por los símbolos se reconocería que es un óxido de cloro; pero dado que el cloro actúa con diferentes índices de oxidación, al observar la ausencia de subíndice en el oxígeno concluimos que se trata, en este caso, del cloro (I), por lo que el nombre correcto será óxido de cloro (I). Asimismo podría haberse nombrado eligiendo la segunda forma de nomenclatura como el *monóxido de dicloro*.

Para los demás casos se procederá análogamente:



A propósito de los óxidos cabe señalar una cuestión que es de aplicación general para todo tipo de compuesto químico. Al igual que sucede con los átomos, la condición de molécula o de agrupación iónica equivalente lleva aparejada la neutralidad eléctrica. Por esta razón el número que resulta de la suma algebraica de los índices de oxidación de cada uno de los átomos que intervienen en la fórmula ha de ser igual a cero. Para conseguirlo los átomos de cada elemento han de intervenir en número suficiente como para que se compensen mutuamente los índices de oxidación. Tomando por ejemplo los casos anteriores se tiene:



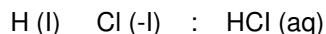
De acuerdo con esto y recordando que cada símbolo representa un átomo del correspondiente elemento, resulta fácil comprender el porqué de los subíndices, así como la razón del intercambio de los números de oxidación.

Compuestos binarios del hidrógeno

Tanto la nomenclatura como la formulación de tales compuestos se rige por las normas generales; sin embargo, es preciso hacer constar que las combinaciones binarias del hidrógeno con los elementos *F, Cl, Br, I, S, Se, Te*, que le siguen en la ordenación de la I.U.P.A.C., reciben el nombre especial de *hidrácidos*, pues tales compuestos, en solución acuosa, se comportan como ácidos. Por esta razón, cuando se hallan disueltos en agua se nombran anteponiendo la palabra *ácido* al nombre abreviado del elemento (que junto con el hidrógeno forma la combinación), al que se le añade la terminación *hídrico*. Los referidos elementos actúan en tal caso con su número de oxidación más bajo: -I para los cuatro primeros y -II para los tres últimos.

Ejemplos de formulación

Si se trata de averiguar la fórmula del *ácido clorhídrico*, inmediatamente habremos de reconocer que es una combinación binaria de cloro e hidrógeno en disolución acuosa (aq). Por preceder el H al Cl en la ordenación de la I.U.P.A.C. se escribirán, pues, en este orden:



He aquí algunos otros ejemplos:

Cloruro de hidrógeno:

Se trata del mismo compuesto, pero sin estar en disolución acuosa, por lo tanto será: HCl.

Se ha dicho cloruro de hidrógeno y no hidruro de cloro, pues para la nomenclatura el orden de prioridad que rige es inverso al de la formulación (se nombra en primer lugar el elemento situado más a la derecha en la fórmula).

Trihidruro de nitrógeno:

Esta forma de nomenclatura indica directamente que la proporción de hidrógeno a nitrógeno es de 3:1, luego la fórmula será: NH_3 .



Ejemplos de nomenclatura:

HI	<i>Ioduro de hidrógeno</i>
HBr (aq)	<i>Ácido bromhídrico</i>
H ₂ Se	<i>Seleniuro de hidrógeno</i>
PH ₃	<i>Trihidruro de fósforo</i>
CaH ₂	<i>Hidruro de calcio</i>
NaH	<i>Hidruro de sodio</i>

Sales binarias

Se las denomina en ocasiones genéricamente *sales en uro*, por ser ésta la terminación sistemática de su nombre. Son combinaciones iónicas de los no metales *F, Cl, Br, I, S, Se, Te*, con elementos metálicos. Tanto su formulación como su nomenclatura se ajusta estrictamente a las reglas generales dadas inicialmente.

Ejemplos de formulación:

Cloruro de sodio: Na (I) Cl (-I) : NaCl

Ioduro de plata: Ag (I) I (-I) : AgI

Cloruro de hierro (III): Fe (III) Cl (-II) : FeCl₃

Tetracloruro de carbono: CCl₄

Sulfuro de cinc: Zn (II) S (-II) : Zn₂S₂ = ZnS

Ejemplos de nomenclatura

PbCl₄ : Pb (IV) Cl (-I) *cloruro de plomo (IV)*

tetracloruro de plomo

Al₂S₃ : Al (III) S (-II) *sulfuro de aluminio (III)*

trisulfuro de dialuminio

KCl *cloruro de potasio*

CuI : Cu (I) I (-I) *ioduro de cobre (I)*

LiBr *bromuro de litio*

COMPUESTOS SEUDOBINARIOS: ...

En química existen algunos compuestos que sin ser binarios se pueden asimilar a ellos por ser la combinación de un grupo poliatómico iónico, siempre fijo, y un ion variable de signo contrario. Los hidróxidos son los compuestos seudobinarios de mayor importancia.

Un hidróxido está formado por la combinación del grupo hidroxilo OH⁻ con un ion positivo, por lo general metálico. El grupo OH⁻ es un caso típico de ion poliatómico negativo y a efectos de nomenclatura se trata como si fuera un solo elemento con grado de oxidación (-I); de ahí que los

Al nombre abreviado del *elemento central X* se le antepone la palabra *ácido* y se le hace terminar en *-oso* o en *-ico*, según que dicho elemento actúe con el índice de oxidación menor o mayor respectivamente. Esta regla, que es válida únicamente para el caso de que el elemento posea dos diferentes grados de oxidación positivos, puede extenderse al caso de que tenga cuatro, sin más que combinar los prefijos *hipo-* y *per-* con los sufijos *-oso* e *-ico* de la siguiente manera:

<i>ácido hipo</i> <i>oso</i>	para el grado de oxidación	más bajo
<i>ácido</i> <i>oso</i>	para el inmediato superior	
<i>ácido</i> <i>ico</i>	para el siguiente	
<i>ácido per</i> <i>ico</i>	para el grado de oxidación	más alto

Por otra parte, cuando de un mismo óxido resultan varios ácidos por adición de un número diferente de moléculas de agua, para diferenciarlos, se les añade el prefijo *meta-* u *orto-*, según su contenido en agua sea el menor o el mayor respectivamente.

Existe, no obstante, una segunda forma de nomenclatura especialmente recomendada por la I.U.P.A.C. por su sencillez y su carácter sistemático. Consiste en nombrar en primer lugar la palabra *oxo* precedida de los prefijos *di-*, *tri-*, *tetra-*, etc. en el caso de que el subíndice del oxígeno en la fórmula del ácido sea 2, 3, 4, etc. A continuación se escribe el *nombre del elemento central* en forma abreviada unido a la terminación *-ato* y tras indicar entre paréntesis el grado de oxidación con el que actúa dicho elemento, se añade la palabra *hidrógeno* precedida de la preposición *de*. La determinación en cualquier caso del número de oxidación se realiza bien en base a la electroneutralidad de la molécula, o por comparación de la fórmula con la correspondiente de la tabla 2.

Ejemplos de nomenclatura

Si se trata de nombrar el oxoácido de fórmula H_2SO_4 se identificará primero el elemento central que en este caso es el azufre; consultando la tabla 1 se observa que puede actuar con dos números de oxidación positivos distintos IV y VI. Comparando la fórmula dada con las de la tabla 2 se concluye que actúa con el número de oxidación VI (el mayor) en la formación de este compuesto. Según la nomenclatura tradicional será, pues, el ácido sulfúrico. Si se emplea la nomenclatura sistemática su nombre será tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno.

HClO: el Cl puede actuar con los siguientes grados de oxidación positivos: I, III, V, VII. Para determinar con cuál interviene en este caso se recurre a la condición de electroneutralidad:

$$1(\text{H}) + n(\text{Cl}) - 2(\text{O}) = 0$$

luego $n(\text{Cl}) = 1$. Será pues el *ácido hipocloroso*, o lo que es lo mismo, el *oxoclorato (I) de hidrógeno*.

HBrO₄: el Br puede actuar con los números de oxidación positivos I, III, V, VII. Aplicando la condición de electroneutralidad se tiene:

$$1(\text{H}) + n(\text{Br}) - 4 \cdot 2(\text{O}) = 0$$

luego $n(\text{Br}) = 8 - 1 = 7$. Será, pues, el *ácido perbrómico*, o lo que es lo mismo, el *tetraoxobromato (VII) de hidrógeno*.

De forma análoga se procederá en los casos siguientes:

HNO_3 *ácido nítrico*



trioxonitrato (V) de hidrógeno
ácido sulfuroso
trioxosulfato (IV) de hidrógeno

Ejemplos de formulación

Ácido nitroso: el nitrógeno puede actuar con índices de oxidación positivos III y V. La terminación *-oso* hace referencia al más bajo de los dos, luego observando la tabla 2 se puede concluir que se trata del HNO_2 .

Trioxoclorato (V) de hidrógeno: la indicación explícita del índice de oxidación (V) permite formular con rapidez el compuesto: HClO_3 .

Ácido carbónico: el sufijo *-ico* indica que el carbono actúa en este compuesto con índice de oxidación (IV). Su fórmula será por tanto: H_2CO_3 .

Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno: HMnO_4

Oxosales

Resultan de la sustitución del hidrógeno en los oxoácidos por átomos metálicos. Al igual que las sales binarias son compuestos iónicos. El ion positivo o catión es un ion monoatómico metálico, pero a diferencia de aquéllas, el ion negativo o anión es un ion poliatómico, esto es, una agrupación de átomos con exceso de carga negativa. Si a efectos de formulación y nomenclatura dicho grupo se considera como si fuera un elemento, las cosas se simplifican mucho, pues se procede prácticamente como si se tratara de un compuesto binario del catión y del anión.

La fórmula del anión se obtiene haciendo perder a la del ácido sus átomos de hidrógeno y asignándole por consiguiente igual número de cargas negativas. En cuanto al nombre, se obtiene cambiando la terminación *-oso* del ácido por *-ito* y la *-ico* por *-ato* y sustituyendo la palabra *ácido* por la de ion. Los prefijos, si los hubiere, permanecen inalterados. Si se desea proceder utilizando la nomenclatura sistemática bastará anteponer al nombre del ácido la palabra *ion* y suprimir *de hidrógeno*. En la tabla 3 se muestran algunos ejemplos.

Formulación

Para formular las oxosales se escribe primero el símbolo del elemento metálico y a continuación el anión sin hacer explícita su carga. Seguidamente se escriben como subíndices los respectivos números de oxidación intercambiados, como si se tratara de un compuesto binario (se considera como número de oxidación del anión su carga eléctrica).

Nomenclatura

El nombre de las oxosales se forma anteponiendo el del anión poliatómico correspondiente al del elemento metálico, precedido de la preposición *de* y seguido del número de oxidación en el caso de que el metal pueda actuar con más de uno.

Ejemplos de nomenclatura:

Carbonato de calcio $\text{Ca (II) (CO}_3^{2-})$ $\text{Ca}_2(\text{CO}_3)_2 = \text{CaCO}_3$

Sulfato de hierro(III): $\text{Fe (III) (SO}_4^{2-})$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Trioxonitrato(V) de potasio K(I) (NO₃) KNO₃

Tetraoxoclorato(VII) de aluminio Al (II) (ClO₄) Al(ClO₄)₃

Ejemplos de formulación

Hg(NO ₃) ₂	: Hg (II) NO ₃ ⁻	<i>nitrato de mercurio (II); trioxonitrato (V) de mercurio</i>	<i>(II)</i>
ZnSO ₃	: Zn (II) SO ₃ ²⁻	<i>sulfito de cinc; trioxosulfato (IV) de cinc</i>	
MgCO ₃	: Mg (II) CO ₃ ²⁻	<i>carbonato de magnesio; trioxocarbonato (IV) de</i>	<i>magnesio</i>
Pb(SO ₄)	: Pb (IV) SO ₄ ²⁻	<i>sulfato de plomo (IV); tetraoxosulfato (VI) de</i>	<i>plomo (IV)</i>