

CAPÍTULO 4

Los compuestos: fórmulas y nomenclatura

Laura E. Briand

En este capítulo reflexionaremos sobre la importancia de un lenguaje químico universal, presentaremos un método para formular sustancias químicas y las reglas de nomenclatura para nombrar compuestos inorgánicos.

Lectura inicial

Lxs primerxs químicxs, conocidxs como “alquimistas”, estaban principalmente interesadxs en la producción de nuevas sustancias o en la elaboración de nuevos procedimientos para la preparación de materiales preciosos a bajo costo. Por esta razón, un laboratorio alquímico clásico en Europa contenía uno o más hornos y entre las herramientas comunes de los alquimistas había fuelles y alicates (Fabbrizzi, 2008). Su objetivo principal no era desarrollar teorías para explicar los resultados de los experimentos.



Figura 4.1. *Alquimista en el horno (1312–1313), fresco realizado por Giotto encontrado en el Palazzo della Ragione en la ciudad de Padua en Italia.*

De hecho, el estudio cuantitativo de la materia era distante ya que lxs alquimistas aceptaban la idea de que la materia estaba compuesta por agua, tierra, fuego y aire. Lxs alquimistas simplemente describían sus experimentos y para ello utilizaban símbolos como los que se muestran en la figura 4.2.

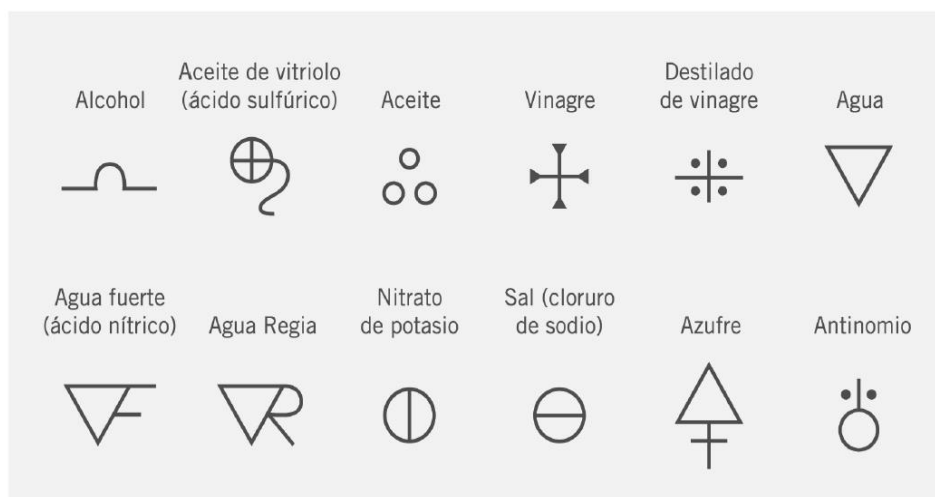


Figura 4.2. Símbolos utilizados por los alquimistas.

Se cree que los alquimistas utilizaban símbolos en vez de palabras porque la escritura resultaba más rápida y para resguardar las técnicas obtenidas en el laboratorio. En muchos casos no hay una relación directa entre el ícono y las propiedades de las sustancias que representan (con excepción del aceite que está representado con tres gotas).

La evolución de la alquimia a la química

La utilización de la balanza de precisión en el laboratorio de los alquimistas en el siglo XVIII permitió establecer la masa de reactivos y productos, con lo cual la disciplina se convirtió en cuantitativa. Así fue como Antoine Lavoisier (1743-1794) formuló la ley de la conservación de la masa, y más tarde John Dalton (1766-1844) enunció su teoría atómica.

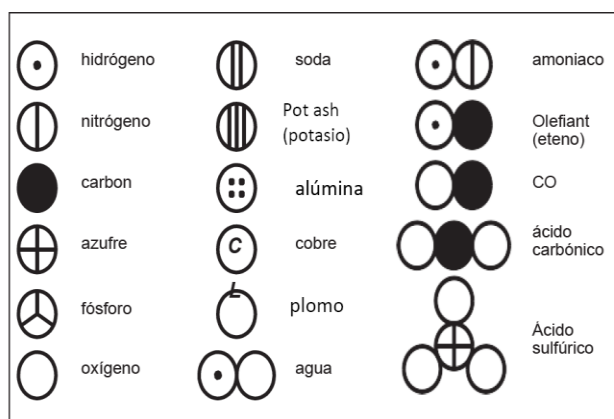


Figura 4.3. Algunos símbolos químicos y fórmulas presentados por John Dalton (1808).

Según Dalton, existía un número definido de elementos (36 elementos) formados por pequeñas partículas llamadas átomos. Además, los átomos de un elemento se combinan con los átomos de otro elemento para formar compuestos. Dalton representó simbólicamente a los elementos continuando con el estilo de los alquimistas (ver figura 4.3). Asimismo, describió los compuestos con fórmulas obtenidas con la combinación de los símbolos. En 1813, Jöns Jakob Berzelius inventó la notación química moderna en la cual (i) cada elemento se indica con la primera

letra mayúscula de su nombre en latín y (ii) si dos elementos poseen la misma letra inicial, entonces se utiliza también la segunda letra del nombre en latín en minúscula. Por lo tanto, lo que todavía llamamos símbolos de los elementos ya no son símbolos, sino abreviaturas.

IUPAC: la nomenclatura moderna



INTERNATIONAL UNION OF
PURE AND APPLIED CHEMISTRY

Según se comentó en el capítulo anterior, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) fue creada en 1919 por químicos de la industria y del ámbito académico con el fin de estandarizar las reglas de formulación y nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos y orgánicos, las masas atómicas, constantes físicas, el formato de las publicaciones y la edición de tablas con las propiedades de la materia. El objetivo principal de la nomenclatura química es proporcionar una metodología para asignar descriptores (nombres y fórmulas) de especies químicas para que puedan identificarse sin ambigüedad, lo que facilita la comunicación. En este sentido, la IUPAC publicó en 2005 un documento llamado *Nomenclature of Inorganic Chemistry, IUPAC recommendations 2005* con una serie de reglas para formular y nombrar compuestos inorgánicos. Estas reglas constituyen el eje temático de estudio de este capítulo.

Formulación de compuestos

En este apartado presentaremos las reglas que provee la IUPAC para la escritura de las fórmulas de los compuestos inorgánicos. La *fórmula empírica* provee la composición más simple del compuesto y se presenta como la combinación de símbolos de elementos químicos con sus correspondientes subíndices numéricos (Connelly, 2005). En este caso, los elementos se ordenan alfabéticamente con excepción de aquellos compuestos que contienen carbono e hidrógeno, en cuyo caso se nombra primero el carbono C y luego el hidrógeno H. A diferencia de la anterior, la *fórmula molecular* indica la composición real de un compuesto. En este caso, los elementos menos electronegativos se listan primero en la fórmula (Connelly, 2005). En la Tabla 4.1 se comparan las fórmulas empíricas y moleculares de varios compuestos químicos.

La formulación de los compuestos químicos involucra el conocimiento de las funciones químicas, es decir el conjunto de sustancias con propiedades similares como son: los óxidos, hidruros, peróxidos, los ácidos, las bases o hidróxidos y las sales. Las teorías que describen los comportamientos de los ácidos y las bases se discuten en el capítulo 7 de este libro.

Asimismo, es necesario conocer los estados o números de oxidación típicos de los elementos. Este concepto se discutirá en detalle en el capítulo 5 por lo cual, aquí sencillamente diremos que es la carga positiva o negativa que puede adquirir un átomo cuando se encuentra combinado con otros elementos.

Tabla 4.1. Fórmulas empíricas y moleculares

Fórmula molecular	Fórmula empírica
S ₈	S
S ₂ Cl ₂	ClS
H ₄ P ₂ O ₆	H ₂ O ₃ P
Hg ₂ Cl ₂	ClHg
N ₂ O ₄	NO ₂
HOCN	CHNO

A continuación, se listan los estados de oxidación más frecuentes de algunos elementos y compuestos típicos:

1. El hidrógeno posee en general estado de oxidación (+1).
2. El hidrógeno combinado con un metal presenta estado de oxidación (-1). Estos compuestos se denominan *hidruros metálicos* como son el hidruro de sodio, NaH, el hidruro de litio, LiH, el hidruro de calcio, CaH₂ y el hidruro de estroncio, SrH₂.
3. Los elementos alcalinos del grupo 1A presentan estado de oxidación (+1).
4. Los elementos alcalinos térreos del grupo 2A presentan estado de oxidación (+2).
5. Los metales poseen varios estados de oxidación positivos. Por ejemplo, el cobre (+1, +2); hierro, cobalto y níquel (+2; +3); cromo (+2, +3, +6), etc.
6. Los halógenos del grupo 7A poseen estado de oxidación (-1) cuando están combinados con elementos menos electronegativos como el hidrógeno y elementos metálicos formando los *halogenuros o haluros*. El fluoruro de hidrógeno, HF, cloruro de hidrógeno, HCl, bromuro de hidrógeno, HBr y el yoduro de hidrógeno, HI, son gaseosos en condiciones estándar. Estos gases disueltos en solución acuosa, se denominan *hidrácidos* (tabla 4.2). Son sustancias ácidas debido a su capacidad para liberar protones H⁺ en solución, como se discutirá en el capítulo 7.

7. Los halógenos también forman *oxoácidos* y *oxoaniones* con múltiples estados de oxidación positivos (+1, +3, +5, +7). Los oxoácidos son compuestos ternarios que contienen un elemento no metálico, oxígeno e hidrógeno. Por ejemplo, el oxoácido del bromo con estado de oxidación (+5) es el ácido brómico, HBrO_3 , y el oxoanión bromato, BrO_3^- , se genera por la pérdida del átomo de hidrógeno como protón, H^+ . La Tabla 4.3. muestra los oxoácidos y oxoaniones del cloro.

8. El oxígeno presenta generalmente el estado de oxidación (-2). Se combina con metales para generar *óxidos metálicos* (también llamados *óxidos básicos*) como el óxido de sodio, Na_2O , óxido de calcio, CaO , y óxido de litio, Li_2O . Estos óxidos reaccionan con agua para generar los *hidróxidos* o *bases* como el hidróxido de sodio, NaOH , hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, y el hidróxido de litio, LiOH .

Además, el oxígeno se combina con elementos no metálicos formando los *óxidos no metálicos* también, llamados *óxidos ácidos*. Entre ellos podemos nombrar: el óxido de azufre (II), SO , dióxido de azufre, SO_2 , y trióxido de azufre, SO_3 . Estos óxidos se combinan con agua para dar los oxoácidos.

9. El oxígeno adquiere estado de oxidación es (-1) cuando forma peróxidos como el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , peróxido de sodio, Na_2O_2 , y el peróxido de bario, BaO_2 .

10. El estado de oxidación del azufre puede ser negativo (-2) o positivo (+2, +4, +6) dependiendo de la electronegatividad del elemento con que esté combinado. Por ejemplo, si está combinado con hidrógeno o elementos metálicos, adquiere estado de oxidación (-2) como en el sulfuro de hidrógeno, H_2S , y el sulfuro de sodio, Na_2S . Sin embargo, si está combinado con oxígeno (más electronegativo que el azufre) presenta estados de oxidación positivos como ocurre en los óxidos no metálicos.

11. El nitrógeno presenta estados de oxidación (+1, +2, +3, +4, +5) y (-3). Combinado con oxígeno presenta estados de oxidación positivos como en el monóxido de dinitrógeno, N_2O , monóxido de nitrógeno, NO , dióxido de nitrógeno, NO_2 y el ácido nítrico, HNO_3 .

12. El estado de oxidación del carbono es (+4).

En el caso de las fórmulas de los compuestos binarios, se coloca en primer lugar (de izquierda a derecha) el elemento menos electronegativo y el número de átomos se indica con un subíndice. Cada átomo tendrá un subíndice que es el estado de oxidación del otro elemento con el que está combinado como se muestra en el ejercicio tipo 4.1. La fórmula de un compuesto neutro contendrá una cantidad de especies con carga positiva (cationes) y una cantidad de especies con carga negativa (aniones), de forma tal que la sumatoria sea nula. Sin embargo, si se trata de un ion, la sumatoria de las cargas debe ser igual a la carga del mismo.

Ejercicio tipo 4.1. Escribí la fórmula molecular de los compuestos binarios que se podrían formar entre el hierro y el azufre.

Resolución

El hierro es un elemento metálico que puede tener estados de oxidación (+2) y (+3). Mientras que el azufre es un no metal que adquirirá estado de oxidación (-2). Por lo tanto, es posible obtener dos compuestos entre estos elementos combinando los iones de forma tal que las cargas se anulen. Un ion Fe^{2+} tiene una carga +2 y un ión S^{2-} tiene una carga -2. La cantidad de cargas positivas es igual a las negativas, entonces la fórmula es FeS .

Luego, un ion Fe^{3+} tiene carga +3 así que se requieren dos iones para un total de +6 cargas y tres iones S^{2-} para anularlas. Así, la fórmula será Fe_2S_3 . Vemos que cada átomo lleva como subíndice el estado de oxidación de aquel con el que está combinado.

En el caso de los oxoácidos, existe un orden tradicional de los elementos en sus fórmulas en el que los átomos de hidrógeno "reemplazables" (átomos de hidrógeno unidos al oxígeno) se enumeran primero, seguidos del átomo central y finalmente el oxígeno. La fórmula general de los oxoácidos es H_mXO_n donde el hidrógeno tiene estado de oxidación (+1), el átomo central X tiene estado de oxidación positivo y el oxígeno (-2). Para construir la fórmula, colocamos primero el átomo central X^{a+} , luego se adicionan átomos de oxígeno para superar las cargas positivas ($a+$) y finalmente, se agregan átomos de hidrógeno para neutralizar el exceso de carga negativa. El ejercicio tipo 4.2. muestra la construcción de un oxoácido según ese método.

Ejercicio tipo 4.2. Escribí la fórmula del oxoácido correspondiente al azufre con estado de oxidación (+6).

Resolución

El azufre es el átomo central S^{6+} y aporta seis cargas positivas. Se necesitan 4 iones O^{2-} para superar las cargas positivas del átomo central. Quedan dos cargas negativas que se neutralizan con dos átomos de hidrógeno. La fórmula es H_2SO_4 .

Según comentamos antes, los óxidos básicos se combinan con agua para generar los hidróxidos cuya fórmula general es $\text{M}(\text{OH})_n$ donde M^{n+} es un metal y el grupo OH^- se denomina ion oxhidrilo o hidroxilo.

Los hidróxidos reaccionan con ácidos para dar una sal y agua, como discutiremos en el Capítulo 7. La fórmula de las sales se construye con los aniones que provienen del ácido (hidrácidos y oxoácidos) y con los cationes provenientes de hidróxidos, formando compuestos neutros. El principio de ordenamiento de los iones en la fórmula es: (i) todos los constituyentes electropositivos preceden a todos los constituyentes electronegativos; (ii) dentro de cada uno de los dos grupos de componentes, se utiliza el orden alfabético.

Ejercicio tipo 4.3. Escribí la fórmula de la sal que se forma por la reacción de NaOH y HCl.

Resolución

La reacción del hidróxido de sodio y el ácido HCl produce agua y una sal constituida por el catión Na^+ y el anión Cl^- , cuya fórmula es NaCl.

Algunos ejemplos de fórmulas de sales son:

1. CuSO_4
2. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
4. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
5. MgF_2
6. CoCl_2

El compuesto $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ corresponde a una sal que posee agua (denominada sal hidratada o hidrato). En estos casos el agua está separada de la fórmula del compuesto por un punto. De este mismo modo, se expresan las sales dobles ($\text{BF}_3 \cdot \text{NH}_3$) y los óxidos dobles ($\text{Ta}_2\text{O}_5 \cdot 4\text{WO}_3$) llamados compuestos de adición.

En los ejemplos 3 y 4 se observan fórmulas de sales que poseen paréntesis: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ y $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. El paréntesis se utiliza para incluir grupos de átomos (los grupos pueden ser iones, grupos sustituyentes, ligandos o moléculas), para evitar ambigüedades o cuando el grupo posee un subíndice.

Ejercicio tipo 4.4. Escribí la fórmula de la sal que se podría formar por la reacción de $\text{Al}(\text{OH})_3$ y HNO_3 .

Resolución

El ácido nítrico HNO_3 genera el oxoanión nitrato NO_3^- (ver la Tabla 4.2). El hidróxido de aluminio produce el catión Al^{3+} que tiene tres cargas positivas por lo cual, son necesarios tres oxoaniones para neutralizarlas. La fórmula de la sal es $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

La carga de un ion se indica con un superíndice ubicado en la parte superior derecha como: A^{n+} y A^{n-} (notar que la notación A^{+n} y A^{-n} es incorrecta). La carga de los iones compuestos por dos o más elementos que constituyen entidades de coordinación en una sustancia, se escriben entre corchetes y la carga se indica con un superíndice según se explicó anteriormente. Por ejemplo:

1. Cu^+
2. Cu^{2+}
3. NO^+
4. $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

5. As^{3-}
6. CN^-
7. $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$

Fórmula empírica y fórmula molecular

Como se mencionó previamente, un compuesto puede escribirse en su formato de fórmula empírica, también llamada mínima, o de fórmula molecular. La fórmula empírica, que expresa la mínima relación de números enteros de moles de átomos de cada elemento que existe en una determinada sustancia, puede establecerse a partir de los datos experimentales de composición centesimal de cualquier compuesto desconocido, que se obtienen por ejemplo, mediante las técnicas conocidas como *gravimetrías* (*gravis*: pesado; *metros*: medición). El ejercicio tipo 4.5 muestra el cálculo de las fórmulas mínima y molecular a partir de los porcentajes de los elementos.

Puede ocurrir que dos sustancias diferentes compartan una misma fórmula empírica. Es el caso de ciertos hidrocarburos insaturados:

Propeno, C_3H_6

Buteno, C_4H_8 \rightarrow comparten la fórmula empírica CH_2

Penteno, C_5H_{10}

Si calculamos la razón entre la masa molar de cada hidrocarburo y la masa de su fórmula empírica, hallaremos un número entero que, al multiplicar los coeficientes de la fórmula empírica, permite obtener la fórmula molecular:

$$\frac{\text{masa molar del propeno}}{\text{masa de } \text{CH}_2} = \frac{42 \text{ g}}{14 \text{ g}} = 3 \quad \rightarrow \quad (\text{CH}_2) \times 3 = \mathbf{C_3H_6}$$

$$\frac{\text{masa molar del buteno}}{\text{masa de } \text{CH}_2} = \frac{56 \text{ g}}{14 \text{ g}} = 4 \quad \rightarrow \quad (\text{CH}_2) \times 4 = \mathbf{C_4H_8}$$

$$\frac{\text{masa molar del penteno}}{\text{masa de } \text{CH}_2} = \frac{70 \text{ g}}{14 \text{ g}} = 5 \quad \rightarrow \quad (\text{CH}_2) \times 5 = \mathbf{C_5H_{10}}$$

Ejercicio tipo 4.5. Al realizar el análisis gravimétrico de un determinado compuesto químico, se ha encontrado la siguiente composición centesimal: 69,98 % en Ag; 16,22 % en As; 13,80 % en O. Determinar su fórmula empírica. Si la masa molar de la sustancia es 463,0 g, ¿cuál es su fórmula molecular?

Resolución

Los datos de composición centesimal que nos brinda el enunciado pueden interpretarse de la siguiente manera:

Cada 100 g del compuesto → 69,98 g son de Ag
 → 16,22 g son de As
 → 13,80 g son de O

Para la determinación de la fórmula empírica, debemos expresar estas masas en términos de moles de átomos de cada elemento. A este fin, dividimos las masas de cada elemento por su respectiva masa atómica (MA):

$$\frac{69,98 \text{ g de Ag}}{MA \text{ Ag}} = \frac{69,98 \text{ g de Ag}}{108 \text{ g/mol}} = 0,6480 \text{ moles de Ag}$$

$$\frac{16,22 \text{ g de As}}{MA \text{ As}} = \frac{16,22 \text{ g de As}}{75 \text{ g/mol}} = 0,2263 \text{ moles de As}$$

$$\frac{13,80 \text{ g de O}}{MA \text{ O}} = \frac{13,80 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 0,8625 \text{ moles de O}$$

Para encontrar la proporción en moles de los elementos en el compuesto y obtener así la fórmula empírica, se deben relacionar las cantidades de moles presentes en la sustancia. Una forma sencilla de hacerlo es buscar el cociente entre los moles de cada elemento presentes en 100 g de compuesto y los moles de aquel compuesto presente en menor proporción, que en nuestro ejemplo es el As:

$$\frac{0,6480 \text{ moles de Ag}}{0,2263 \text{ moles}} = 2,863 \Rightarrow 3$$

$$\frac{0,2263 \text{ moles de As}}{0,2263 \text{ moles}} = 1 \Rightarrow 1$$

$$\frac{0,8625 \text{ moles de O}}{0,2263 \text{ moles}} = 3,811 \Rightarrow 4$$

Notar que el resultado de esta operación se redondea al número entero más cercano, ya que los moles de átomos en los compuestos se combinan en números enteros. De acuerdo con los cálculos, la *fórmula empírica* del compuesto analizado es: Ag_3AsO_4 .

Luego, a partir de la masa molar (peso molecular) del compuesto estudiado, es posible averiguar su fórmula molecular. Para ello, se busca la relación entre las masas de estas fórmulas, de forma de encontrar cuántas veces se encuentra la fórmula empírica contenida en la fórmula molecular. De acuerdo con el enunciado, la masa molar del compuesto desconocido es 463 g/mol:

$$\frac{463 \text{ g}}{(3 \times 108 + 75 + 4 \times 16) \text{ g}} = \frac{463 \text{ g}}{463 \text{ g}} = 1$$

En este caso, las fórmulas empírica y molecular coinciden, el compuesto es Ag_3AsO_4 .

Nomenclatura de compuestos inorgánicos

De acuerdo con la IUPAC hay tres sistemas de nomenclatura que son de importancia primordial en la química inorgánica. En este sentido, las metodologías utilizadas para nombrar las sustancias químicas se denominan: nomenclatura de composición, de adición y de sustitución.

La **nomenclatura de composición** se fundamenta en la estequiometría de la sustancia (Connelly, 2005). En este caso, los componentes de la sustancia ya sean elementos o iones poliatómicos, se nombran con prefijos numéricos que brindan información de la fórmula empírica o molecular del compuesto.

En el caso de los compuestos binarios se nombra primero el elemento electronegativo (con la terminación “uro”) y luego el elemento electropositivo. Ambos nombres estarán afectados por prefijos multiplicadores (mono, di, tri, tetra, penta, etc.) que indican la cantidad de estos elementos en la fórmula.

Los siguientes son ejemplos típicos de este sistema de nomenclatura:

1. Trioxígeno, O_3
2. Cloruro de sodio, $NaCl$
3. Tricloruro de fósforo, PCl_3
4. Pentabismuturo de trisodio, Na_3Bi_5
5. Cianuro de sodio, $NaCN$
6. Cloruro de amonio, NH_4Cl
7. Óxido de nitrógeno o monóxido de nitrógeno, NO
8. Tetraóxido de trihierro, Fe_3O_4

El nombre de un catión monoatómico es el del elemento con la carga entre paréntesis. Mientras que los cationes poliatómicos, se nombran colocando el prefijo multiplicador al nombre del elemento neutro. Veamos algunos ejemplos:

1. Cr^{3+} , cromo(3+)
2. H^+ , hidrógeno(1+)
3. Hg_2^{2+} , dimercurio(2+)
4. S_4^{2+} , tetraazufre(2+)

Algunos pocos cationes heteropoliatómicos poseen nombres vulgares no sistemáticos que son aceptados como el amonio NH_4^+ y el oxonio H_3O^+ (comúnmente denominado hidronio).

Los nombres de los aniones (especies monoatómicas o poliatómicas con una o más cargas negativas) terminan en: “uro”, si el anión proviene de un hidruro; “ato”, si proviene de una especie heteropoliatómica nombrada por adición, y en algunos pocos casos se utiliza la terminación “ito”. La carga del anión se indica entre paréntesis con la excepción de los aniones monoatómicos en los que la indicación de la carga puede obviarse como se verá en los siguientes ejemplos.

La **nomenclatura de adición** considera que las sustancias están formadas por un átomo (o átomos) central rodeado de otros grupos elementos denominados ligandos, por lo tanto, el nombre de los compuestos se construye colocando el nombre de los ligandos como prefijos del nombre del átomo o átomos central/les.

A continuación, se presentan las fórmulas y nombres de algunos aniones comunes. En algunos casos hay nombres alternativos que no se ajustan a las reglas de nomenclatura pero que son aceptados por la IUPAC y se utilizan habitualmente. Estos serán discutidos más adelante.

1. NO_2^- , dioxidonitrato(1-), o nitrito
2. S_2^{2-} , disulfuro(2-)
3. Cl^- , cloruro
4. O^{2-} , óxido(2-), u óxido
5. N^{3-} , nitruro(3-), o nitruro
6. O_2^- , dióxido(1-), o superóxido (nombre alternativo aceptado por la IUPAC).
7. O_2^{2-} , dióxido(2-), o peróxido (nombre alternativo aceptado por la IUPAC).
8. I_3^- , triyoduro(1-)
9. HCO_3^- , hidrogeno(trioxidocarbonato)(1-), o hidrogenocarbonato
10. $\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}$, dihidrogeno(tetraoxidofosfato)(2-), o dihidrogenofosfato
11. SO_3^{2-} , trióxidosulfato(2-), o sulfito (aceptado y no sistemático)
12. ClO^- , clorurooxigenato(1-), o hipoclorito (aceptado y no sistemático)
13. ClO_3^- , trioxidoclorato(1-), o clorato (aceptado y no sistemático)

El sistema de **nomenclatura basado en la composición** de una sustancia (sistema estequiométrico), puede generalizarse para nombrar los compuestos (de dos o más componentes) considerando que los nombres de los constituyentes electronegativos (aniones) del compuesto preceden a los electropositivos (cationes) en el nombre completo. Si hay varios componentes electropositivos y/o electronegativos, se nombran en orden alfabético, con excepción del hidrógeno, que se indica al final de los constituyentes electropositivos si se encuentra actuando como tal. Asimismo, la proporción de los constituyentes se indica con prefijos multiplicadores, como se discutió anteriormente para los compuestos binarios. Veamos algunos ejemplos:

1. Na_2CO_3 , trioxidocarbonato de disodio, o carbonato de sodio
2. IBr , bromuro de yodo
3. KMgCl_3 , tricloruro de magnesio y potasio
4. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, bis(hidrogenocarbonato) de calcio

Una metodología adicional para nombrar los compuestos es a través de la indicación del número de carga, que es un número cuya magnitud es la carga iónica o bien el estado (número) de

oxidación. Este último se indica con números romanos entre paréntesis inmediatamente después del nombre del elemento. Por ejemplo:

1. N_2O , óxido de nitrógeno(I)
2. MnO_2 , óxido de manganeso(IV)
3. FeSO_4 , sulfato de hierro(II)
4. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, sulfato de hierro(III)
5. SF_6 , fluoruro de azufre(VI)
6. HgCl_2 , cloruro de mercurio(II)

Nomenclatura de los hidrácidos, oxoácidos y oxoaniones

Según se discutió anteriormente, los haluros disueltos en solución acuosa tienen propiedades ácidas. Estos compuestos, denominados hidrácidos, se nombran anteponiendo la palabra “ácido” y reemplazando la terminación “uro” del elemento por “hídrico”. La Tabla 4.2. muestra la fórmula y los nombres de los hidrácidos.

Tabla 4.2. Fórmulas y nombres de los hidrácidos

Hidrácido	Nombre
HF	ácido fluorhídrico
HCl	ácido clorhídrico
HBr	ácido bromhídrico
HI	ácido yodhídrico
H_2S	ácido sulfhídrico

Los oxoácidos y los oxoaniones derivados de ellos, pueden nombrarse a partir de las reglas de la nomenclatura estequiométrica sistemática que se discutieron en la sección anterior. Sin embargo, la IUPAC acepta nombres comunes de los oxoácidos que contienen la palabra “ácido” y que utilizan prefijos (“per” e “hipo”) y sufijos (“oso” e “ico”), y sus combinaciones, para indicar el estado de oxidación del átomo central. En la siguiente tabla se presentan los nombres de algunos oxoácidos comunes y los oxoaniones que se derivan de ellos.

Según se aprecia en la Tabla 4.3, en el caso de un átomo central con múltiples estados de oxidación (como es el caso de los halógenos), el nombre del oxoácido con mayor estado de oxidación (típicamente +7) contendrá el prefijo “per” y el sufijo “ico”. Mientras que el oxoácido, con el menor estado de oxidación (típicamente +1) presenta el prefijo “hipo” y el sufijo “oso”. Los compuestos con los estados de oxidación intermedios (o aquellos oxoácidos cuyo átomo central poseen dos estados de oxidación posible) contendrán los sufijos “ico” y “oso”.

Los oxoaniones derivados de los ácidos cuyo nombre termina en “oso” o “íco” se nombran con el sufijo “ito” o “ato”, respectivamente (se mantienen los prefijos “hipo” y “per”).

Algunos oxoaniones con propiedades redox (como se discutirá en el capítulo 8) son:

1. MnO_4^- , permanganato
2. CrO_4^{2-} , cromato
3. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, dicromato
4. $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, tiosulfato
5. $\text{S}_4\text{O}_6^{4-}$, tetrationato

Tabla 4.3. Fórmulas y nombres de los oxoácidos más comunes y sus oxoaniones derivados

oxoácido	Nombre	oxoanión	nombre
HClO_4	ácido perclórico	ClO_4^-	perclorato
HClO_3	ácido clórico	ClO_3^-	clorato
HClO_2	ácido cloroso	ClO_2^-	clorito
HClO	ácido hipocloroso	ClO^-	hipoclorito
H_2SO_4	ácido sulfúrico	HSO_4^-	hidrogenosulfato
		SO_4^{2-}	sulfato
H_2SO_3	ácido sulfuroso	HSO_3^-	hidrogenosulfito
		SO_3^{2-}	sulfito
H_2CO_3	ácido carbónico	HCO_3^-	hidrogenocarbonato
		CO_3^{2-}	carbonato
HNO_3	ácido nítrico	NO_3^-	nitrato
HNO_2	ácido nitroso	NO_2^-	nitrito
H_3PO_4	ácido fosfórico	H_2PO_4^-	dihidrogenofosfato
		HPO_4^{2-}	hidrogenofosfato
		PO_4^{3-}	fosfato
H_3PO_3	ácido fosforoso	H_2PO_3^-	hihidrogenofosfito
		HPO_3^{2-}	hidrogenofosfito
		PO_3^{3-}	fosfito

Ejercicio propuesto 4.1. Completá la siguiente tabla con las fórmulas o el nombre de los compuestos según corresponda.

Compuesto	Nombre
	Sulfato ferroso
NO_2	
	Hidróxido de amonio
	Arseniato de potasio
NiH_2	
$\text{Co}(\text{OH})_3$	
	Óxido áurico
KMnO_4	
	Óxido de plomo(IV)
Li_3PO_4	
	Hidrogeno sulfuro de sodio
	Hidróxido mercúrico
FeS	
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	
	Carbonato de calcio
	Ácido clórico
BaO	
HIO	
	Dicromato de potasio
Na_2HPO_3	
	Nitrito de níquel (II)
	Trióxido de diarsénico
	Hidrógeno sulfato de magnesio
	Peryodato de cesio
NH_3	

Ejercicio propuesto 4.2. Escribí la fórmula de las siguientes sales.

Nombre	fórmula
Nitrito de bario	
Hidrogeno sulfito de sodio	
Cloruro de hierro (III)	
Fluoruro cúprico	
Dihidrógeno fosfato de aluminio	
Nitrato de níquel (III)	
Sulfato mercurioso	

Ejercicio propuesto 4.3. Escribí el nombre clásico de los siguientes oxoaniones.

anión	nombre
SO_4^{2-}	
SO_3^{2-}	
NO_3^-	
NO_2^-	
HPO_4^{2-}	
HSO_4^-	
HSO_3^-	
H_2PO_4^-	

Ejercicio propuesto 4.4. Escribí la fórmula y el nombre de todos los oxácidos formados por el bromo.

Número de oxidación	fórmula	nombre

Respuestas de los ejercicios propuestos

Ejercicio propuesto 4.1.

Compuesto	Nombre
FeSO_4	Sulfato ferroso
NO_2	óxido de nitrógeno(IV)
NH_4OH	Hidróxido de amonio
K_3AsO_3	Arseniato de potasio
NiH_2	Hidruro de níquel(II)
$\text{Co}(\text{OH})_3$	Hidróxido de cobalto(III)
Au_2O_3	Óxido áurico
KMnO_4	Permanganato de potasio
PbO_2	Óxido de plomo(IV)
Li_3PO_4	Fosfato de litio

NaHS	Hidrogeno sulfuro de sodio
Hg(OH)₂	Hidróxido mercúrico
FeS	Sulfuro de hierro(II)
Cu(NO₃)₂	Nitrato de cobre(II)
CaCO₃	Carbonato de calcio
HClO₃	Ácido clórico
BaO	Óxido de bario
HIO	Ácido hipoyodoso
K₂Cr₂O₇	Dicromato de potasio
Na₂HPO₃	Hidrogeno fosfito de sodio
Ni(NO₂)₂	Nitrito de níquel (II)
As₂O₃	Trióxido de diarsénico
Mg(HSO₄)₂	Hidrógeno sulfato de magnesio
Cs(IO₄)	Peryodato de cesio
NH₃	amoníaco

Ejercicio propuesto 4.2.

Nombre	fórmula
Nitrito de bario	Ba(NO₂)₂
Hidrogeno sulfito de sodio	NaHSO₃
Cloruro de hierro(III)	FeCl₃
Fluoruro cúprico	CuF₂
Dihidrógeno fosfato de aluminio	Al(H₂PO₄)₃
Nitrato de níquel(III)	Ni(NO₃)₃
Sulfato mercurioso	Hg₂SO₄

Ejercicio propuesto 4.3.

Nombre	fórmula
SO₄²⁻	Sulfato
SO₃²⁻	Sulfito
NO₃⁻	Nitrato
NO₂⁻	Nitrito
HPO₄²⁻	Hidrógeno fosfato
HSO₄⁻	Hidrógeno sulfato
HSO₃⁻	Hidrogeno sulfito
H₂PO₄⁻	Dihidrógeno fosfato

Ejercicio propuesto 4.4.

Número de oxidación	fórmula	nombre
+1	HBrO	Ácido hipobromoso
+3	HBrO ₂	Ácido bromoso
+5	HBrO ₃	Ácido brómico
+7	HBrO ₄	Ácido perbrómico

Referencias

Fabbrizzi, L. (2008). Communicating about matter with symbols: evolving from alchemy to chemistry. *Journal of Chemical Education*, 85, 1501-1511.

IUPAC, International Union of Pure and Applied Chemistry. Recuperado de <https://www.iupac.org>.

Connelly, N.G., Damhus, T., Hartshorn, R. M., Hutton, A. T. (2005). Nomenclature of Inorganic Compounds. IUPAC recommendations. Gran Bretaña: RSC Publishing.