

Universidad Nacional del Litoral
Secretaría Académica
Dirección de Articulación, Ingreso y Permanencia
Año 2014



Química

Conceptos fundamentales

Unidad 4. Formulación y nomenclatura

Daniel Alsina / Edgardo Cagnola / René Güemes / Juan Carlos Noseda / Héctor Odetti
Colaboradores: Andrea Pacífico / Liliana Zimmermann / Ema Cano de Candiotti

Revisión 2017: Edgardo Cagnola / Viviana Cova / Inés Granados / René Güemes / Isabel Nescier / Viviana Roldán / Lisandro Seluy

La Química dispone de un lenguaje propio: utiliza un sistema de símbolos, fórmulas y nombres para representar aspectos tales como la composición de la materia, su estado físico, sus transformaciones y las condiciones para que ocurran estas últimas.

De esta manera, así como la comunicación a través del lenguaje humano se realiza mediante palabras formadas según un alfabeto constituido de vocales y consonantes, la Naturaleza dialoga con nosotros en un lenguaje de sustancias químicas. Éstas son una combinación de elementos que se representan por “letras químicas” (símbolos), las cuales conforman “palabras químicas” (fórmulas), de tal modo que con poco más de cien símbolos se pueden representar millones de sustancias.

En el presente capítulo se brindarán detalles acerca de las reglas y criterios a seguir para la determinación de *fórmulas* y de *nombres* de las sustancias. Se introducirá el concepto de *número de oxidación* y se puntualizará su utilidad en la formulación y nomenclatura. Se remarcará una vez más la importancia de la ejercitación a los fines de la comprensión y aprendizaje de los conceptos involucrados.

4.1. Formulación y nomenclatura de sustancias inorgánicas

Como se mencionó en el Capítulo 1, una sustancia es una clase o tipo de materia que puede estar constituida por uno o más elementos, es decir, por átomos del mismo número atómico o por átomos de distinto número atómico.

Desde el punto de vista de la Química, toda sustancia puede ser identificada de dos maneras:

1. mediante su *fórmula química*, que es una representación simbólica en la que se consigna: a) el o los elementos constituyentes con sus símbolos correspondientes y b) la proporción en que participa cada elemento en la sustancia, indicada con un subíndice. Ejemplos: H_2 , SO_2 , Na_2CO_3 , CF_4 , $Ca(OH)_2$, BN.

2. mediante un *nombre*, que puede variar de acuerdo al idioma. Para los ejemplos indicados en el punto anterior: dihidrógeno, dióxido de azufre, carbonato de sodio, tetrafluoruro de carbono, hidróxido de calcio, nitruro de boro. En algunos casos puede utilizarse más de un nombre para una misma sustancia.

Por lo tanto, el estudiante de Química debe comprender los símbolos de los elementos y las correspondientes reglas para escribir nombres, fórmulas y ecuaciones químicas y ejercitarse en dicha actividad para poder acceder al aprendizaje de las mismas.

En este punto sería interesante realizar la analogía con quien está aprendiendo un idioma nuevo ¿qué actividades realiza?, ¿cómo se podría aprender una lengua nueva?

Ahora bien, en los comienzos de la Química como ciencia, el número de sustancias conocidas era muy reducido, por lo cual era posible memorizar sus nombres.

En la actualidad se sabe de la existencia de más de cinco millones de sustancias diferentes, número que, en función del permanente avance tecnológico llevado adelante por investigadores a partir de las demandas de la sociedad, se incrementa constantemente sin tener un límite previsible. Esto se ve reflejado en áreas tales como, entre otras, la industria farmacéutica con nuevos medicamentos, la industria petroquímica con diversos productos sintéticos, las agroquímicas con nuevos fertilizantes y plaguicidas, así como también las áreas de producción de nuevos materiales, como cerámicos y aleaciones. Por ello, se hizo necesario adoptar ciertas reglas que permitan la identificación de sustancias en forma clara, facilitando así la comunicación en el ámbito internacional.

De ahí que, al escribir la fórmula de un compuesto en un país, no habrá ninguna confusión al leer la misma en otro país, incluso en un idioma diferente.

En tal sentido, la IUPAC (*Internacional Union Pure and Applied Chemistry*. Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), organismo internacional de Química, ha establecido un conjunto de recomendaciones que permiten la asignación de nombres y fórmulas para cada sustancia. Estas reglas o guías han sido establecidas con el pro-pósito de proveer normas de referencia a todas aquellas personas que desarrollen sus actividades en el ámbito de la Química o tengan relación con ella, tales como profesionales de las ciencias químicas, ingenieros, técnicos, estudiantes, bibliotecarios, etc. La comprensión y el aprendizaje de estas guías es un aspecto importante en la formación de los mismos y requiere de *permanente práctica*.

Aun así, ciertas sustancias han mantenido nombres históricos o tradicionales que no guardan relación con su fórmula y pueden variar según el idioma: *agua*, *amoníaco* y otras.

Un concepto útil para trabajar con nombres y fórmulas de sustancias es el *número de oxidación* de un átomo, el cual veremos a continuación.

4.2. Concepto de número de oxidación

El *número de oxidación* es una forma de indicar el estado de carga en el que se encuentra un átomo en una determinada sustancia o especie química. Ese estado de carga depende de qué átomos están combinados con él y de qué manera, es decir, qué tipo de enlace o unión química existe entre dichos átomos.

Cuando un átomo se une o combina con otro u otros utiliza uno o más de sus electrones para enlazarse. Esto puede ocurrir de distintas formas. En una de ellas, dichos electrones pueden cederse totalmente a otro átomo, y entonces se forman los iones de los que se habló anteriormente. Por ejemplo, un átomo de sodio (metal) puede *ceder* un electrón a un átomo de cloro (no metal), resultando un catión Na^+ y un anión Cl^- . Debido al hecho de que cargas de distinto signo se atraen, ambos iones se unen mediante fuerza de atracción y este enlace se denomina *iónico* o *electrovalente*.

Otra forma de combinación de los átomos se produce cuando éstos comparten electrones. Si se unen dos no metales, por ejemplo, un átomo de hidrógeno con un átomo de cloro, no habrá cesión de electrones de un átomo a otro como en el caso anterior. En cambio, compartirán un par de electrones y de esta manera quedarán enlazados. Este tipo de enlace se denomina *covalente*.

Veremos a continuación cómo se asigna el número de oxidación de los átomos en las dos situaciones indicadas anteriormente.

Cuando un átomo está como ion se le asigna un número de oxidación igual a su carga, por ejemplo:

- en el NaCl , el número de oxidación del sodio es +1 y el del cloro es -1;
- en el FeCl_2 , el número de oxidación del hierro es +2 y el del cloro es -1;
- en el FeCl_3 , el número de oxidación del hierro es +3 y el del cloro es -1.

En los dos últimos ejemplos (FeCl_2 y FeCl_3) se observa que por medio del número de oxidación es posible distinguir estados diferentes de un mismo elemento (Fe), y de esta manera se tiene una forma de diferenciar ambas sustancias mediante sus nombres, consignando los números de oxidación como números romanos entre paréntesis:

- FeCl_2 : cloruro de hierro (II)
- FeCl_3 : cloruro de hierro (III)

En estos casos en que un mismo metal puede tener dos números de oxidación diferentes, otra forma de distinguir estados de oxidación lo constituye el uso de la terminación *oso* para el caso de menor número de oxidación y la terminación *íco* para el mayor:

- $FeCl_2$: *cloruro ferroso*

- $FeCl_3$: *cloruro férrico*

Cabe destacar que en estos casos, para algunos metales cambia la raíz del nombre, por ejemplo:

- *hierro: ferroso o férrico (y no “hierroso” o “hiérrico”);*

- *cobre: cuproso o cúprico (y no “cobroso” o “cóbrico”);*

- *plomo: plumboso o plúmbico (y no “plomoso” o plómico”);*

- *estaño: estannoso o estánnico (y no “estañoso” o “estáñico”).*

De todos modos, se recomienda utilizar en estos casos, y en general para todos aquellos compuestos que contienen metal, la forma de nomenclatura que emplea número de oxidación.

También es posible asignar números de oxidación a átomos que comparten electrones con otros. Por ejemplo, en el caso del enlace de un átomo de hidrógeno con un átomo de cloro se puede considerar que aportan un electrón cada uno y comparten el par, situación que se puede simbolizar de la siguiente manera:



El par de puntos o la raya representan el par de electrones compartidos; la unidad representada simboliza una molécula de cloruro de hidrógeno.

El átomo de cloro tiene mayor tendencia que el hidrógeno a atraer electrones. Esto significa que el átomo de cloro es más *electronegativo* que el átomo de hidrógeno. Por ello, el par de electrones compartido estará mayor tiempo más cerca del cloro que del hidrógeno. Si ahora imaginamos que el átomo de cloro toma totalmente el par de electrones, quedaría con una carga negativa neta, $1-$, y el hidrógeno con una carga positiva neta, $1+$; éstos son los números de oxidación de cada átomo en esa molécula, es decir, que se le asigna al cloro número de oxidación -1 y al hidrógeno número de oxidación $+1$. De tal manera, en estos casos el número de oxidación de un átomo es la carga que le quedaría a dicho

átomo si los electrones compartidos se asignaran, imaginariamente, al átomo más electronegativo.

Se dan a continuación otros dos ejemplos de asignación de números de oxidación de átomos en las sustancias fluoruro de potasio (KF) y agua.

KF: teniendo en cuenta que su estructura puede representarse como:

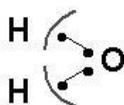


dado que ambos elementos se presentan como iones los números de oxidación serán iguales a sus cargas respectivas:

$$\text{n}^\circ \text{ oxid. del K} = +1$$

$$\text{n}^\circ \text{ oxid. del F} = -1$$

H₂O: el átomo de oxígeno comparte un par de electrones con cada uno de los átomos de hidrógeno, por lo tanto la estructura puede representarse así:



En este caso los átomos no están como iones; en cada enlace ambos átomos aportan un electrón, y como el átomo de oxígeno es más electronegativo que el átomo de hidrógeno se asignan al oxígeno los electrones como si los ganara totalmente, lo cual se indica mediante sendas líneas curvas. Surgen entonces los siguientes números de oxidación:

$$\text{N}^\circ \text{ oxid. del H en H}_2\text{O} = +1$$

$$\text{N}^\circ \text{ oxid. del O en H}_2\text{O} = -2$$

En ambas sustancias la suma de los números de oxidación de todos los átomos resulta cero puesto que tanto la unidad KF como la molécula H₂O son eléctricamente neutras.

El número de oxidación de un átomo depende del número y clase de átomos con los cuales está combinado. Así, por ejemplo, el número de oxidación asignable al oxígeno en el agua es -2 , pero en el compuesto OF₂ (los dos átomos de F unidos al de O, de manera similar al agua), el número de oxidación del O deberá

ser considerado como + 2, debido a que el flúor es más electronegativo que el oxígeno.

Los números de oxidación más comunes de los átomos de los distintos elementos se indican en la Tabla Periódica. Existe un conjunto de reglas útiles para facilitar la asignación o determinación del número de oxidación de los átomos. Dichas reglas se muestran a continuación en 4.2.1, y luego, en el ítem 4.2.2, se explicita una aplicación de los números de oxidación en la determinación de la fórmula de sustancias que contienen metal y no metal (o grupo de no metales).

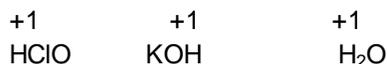
4.2.1. Reglas generales para la asignación de números de oxidación

1. El número de oxidación de cualquier elemento en una sustancia elemental es 0, por ejemplo en sustancias tales como: O₃, S₈, N₂, Na, Ca, etc.

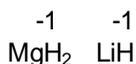
2. El número de oxidación del hidrógeno combinado es 1+, por ejemplo:

Programa de Ingreso **UNL** / Curso de Articulación Disciplinar: Química 5

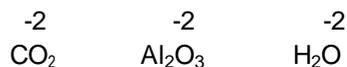
Química. Conceptos fundamentales/ **Unidad 4.** Formulación y nomenclatura



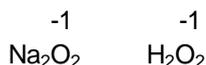
excepto en los hidruros (unido a un metal), donde su n° de oxidación es 1-



3. El n° de oxidación del oxígeno combinado es 2-, por ejemplo



pero puede diferir en otros casos como en los peróxidos, donde su n° de oxidación es 1-



4. El número de oxidación de un elemento que se encuentra como ion monoatómico es igual a la carga del ion, por ejemplo:

número de oxidación del Cl como Cl⁻ : -1,

número de oxidación del S como S^{2-} : -2

número de oxidación del Ca como Ca^{2+} : +2

número de oxidación del Al como Al^{3+} : +3

5. En los iones poliatómicos la suma de los números de oxidación de todos los átomos intervinientes es igual a la carga del ion.

$$\sum n^{\circ}s \text{ oxid (ion)} = \text{carga del ion}$$

Ejemplo:

para el ion carbonato, CO_3^{2-} , debe cumplirse

$$\sum n^{\circ}s \text{ oxid(ion)} = -2$$

es decir que:

$$1 \times n(C) + 3 \times n(O) = -2$$

Expresiones como la anterior pueden utilizarse para determinar el número de oxidación de uno de los átomos, por ejemplo el carbono, asignando al resto de los átomos números de oxidación de acuerdo con las reglas preestablecidas:

$$n(C) + 3 \times n(O) = -2$$

$$n(C) + 3 \times (-2) = -2$$

$$n(C) - 6 = -2$$

$$n(C) = -2 + 6$$

$$n(C) = +4$$

6. En las unidades de sustancia, que son eléctricamente neutras, la suma de los números de oxidación de todos los átomos intervinientes debe ser cero.

Un ejemplo para este caso sería pensar en que para hallar el número de oxidación del nitrógeno en el ácido nítrico (HNO_3) planteamos la sumatoria de los números de oxidación de los elementos y la igualamos a 0; luego despejamos el número de oxidación buscado.

$$\sum n^{\circ}\text{s oxid} = 0$$

$$1 \times n(\text{H}) + 1 \times n(\text{N}) + 3 \times n(\text{O}) = 0$$

$$1 \times (+1) + 1 \times n(\text{N}) + 3 \times (-2) = 0$$

$$n(\text{N}) - 5 = 0$$

$$n(\text{N}) = +5$$

4.2.2. Determinación de la fórmula de sustancias por intercambio de cargas o números de oxidación

Importante: este método de determinación de fórmulas de sustancias es recomendado para los casos de *sustancias que contienen: metal y no metal (o grupo de no metales)*. Es aplicable en otros casos pero con precaución.

Se basa en el hecho de que las sustancias, y por lo tanto sus unidades formularias, deben ser eléctricamente neutras.

Se indican los pasos a seguir tomando en consideración un ejemplo.

Ejemplo:

- *Determinar la fórmula del óxido de hierro (III)*

a) Se determina la carga o número de oxidación que poseen el metal y el no metal (o grupo de no metales) en el compuesto:



b) Se escribe primero el metal y luego el no metal (o grupo de no metales) teniendo en cuenta lo siguiente:

- como subíndice del metal: se escribe el número correspondiente a la carga o número de oxidación del no metal (o grupo de no metales), sin el signo;
- como subíndice del no metal (o grupo de no metales): se escribe el número correspondiente a la carga o número de oxidación del metal, sin el signo.

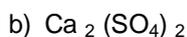


De esta manera se igualan las cargas eléctricas positivas y negativas en la unidad formular, es decir: 2×3 cargas positivas = 3×2 cargas negativas.

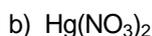
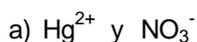
c) Si es posible, se simplifican ambos números dividiendo por un divisor común, sin involucrar en esta operación a subíndices internos del grupo de no metales.

Se muestran a continuación otros ejemplos:

• *Determinar la fórmula del sulfato de calcio*



• *Determinar la fórmula del nitrato de mercurio (II)*



4.3. Reglas generales de nomenclatura y escritura de fórmulas

En la Tabla 4.1 que se presenta a continuación se sistematiza la siguiente información:

- en la primera columna se consignan distintas sustancias clasificadas según su composición;
- en la segunda columna se indica cómo se escribe la fórmula correspondiente y,
- en la tercera columna se indican una o más formas de nombrar las sustancias; en algunos casos se rotulan con a) y b) dos alternativas posibles, siendo la opción a) la forma más recomendada para el uso.

Tabla 4.1 Fórmulas y nomenclatura de sustancias

SUSTANCIA	FÓRMULA	NOMENCLATURA
<p><i>Sustancias simples</i></p> <p>Constituidas por un único elemento químico.</p>	<p>Símbolo del elemento con el subíndice correspondiente.</p> <p>Ejemplos:</p> <p style="text-align: center;">S₈ O₃ O₂ Ca</p>	<p>a) Nombre del elemento precedido de un prefijo numeral (di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona, deca) indicativo del número de átomos de la fórmula.</p> <p>S₈ octaazufre O₂ dióxígeno O₃ trióxígeno Ca calcio</p> <p>b) Nombre del elemento o nombre especial.</p> <p>S₈ azufre O₂ oxígeno O₃ ozono Ca calcio</p>
Oxidos (elemento + oxígeno)		
<p><i>Óxidos de metales</i></p> <p>Combinación metal-oxígeno.</p>	<p>Primero el metal, luego el oxígeno, con los subíndices correspondientes (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplos:</p> <p>CaO FeO Fe₂O₃</p>	<p>a) Se indica como "óxido" y el metal con su número de oxidación si es necesario.</p> <p>CaO óxido de calcio FeO óxido de hierro (II) Fe₂O₃ óxido de hierro (III)</p> <p>b) Mediante sufijos oso-ico</p> <p>FeO óxido ferroso Fe₂O₃ óxido férrico</p>

<p>Óxidos de no metales</p> <p>Combinación no metal-oxígeno</p>	<p>No metal y oxígeno con los subíndices correspondientes, de acuerdo al nombre</p> <p>Ejemplos</p> <p>N_2O_4</p> <p>SO_3</p>	<p>Empleo de prefijos numerales:</p> <p>N_2O_4 tetraóxido de dinitrógeno.</p> <p>SO_3 trióxido de azufre.</p>
<p>Hidruros (elemento + hidrógeno)</p>		
<p>Hidruros de metales</p> <p>Combinación de metal e hidrógeno.</p>	<p>Primero el metal y luego el hidrógeno (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplos:</p> <p>CaH_2</p> <p>CuH</p>	<p>a) CuH hidruro de cobre(I)</p> <p>CaH_2 hidruro de calcio</p> <p>b) CuH hidruro cuproso</p>
<p>Hidrácidos</p> <p>H unido a no metales de los grupo 16 o VIA, excepto O, y grupo 17 o VIIA.</p> <p>Otros hidruros de no metales</p>	<p>Primero el hidrógeno (con subíndice 2 para grupo 16 y 1 para grupo 17) y luego el no metal.</p> <p>Ejemplos:</p> <p>H_2S</p> <p>HCl</p> <p>Ejemplos:</p> <p>NH_3</p> <p>PH_3</p> <p>CH_4</p>	<p>H_2S: sulfuro de hidrógeno o ácido sulfhídrico</p> <p>HCl: cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico</p> <p>amoníaco</p> <p>fosfina</p> <p>metano</p> <p>(nombres tradicionales impuestos por el uso)</p>

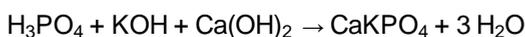
Hidróxidos		
<p>Combinaciones de fórmula $M(OH)_n$ donde M es metal y OH corresponde al anión hidróxido</p>	<p>$M(OH)_n$ siendo n igual al número de oxidación del metal. (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplos:</p> <p>NaOH</p> <p>$Fe(OH)_2$</p> <p>$Cu(OH)_2$</p>	<p>NaOH hidróxido de sodio</p> <p>a) $Fe(OH)_2$ hidróxido de hierro (II)</p> <p>$Cu(OH)_2$ hidróxido de cobre (II)</p> <p>b) $Fe(OH)_2$ hidróxido ferroso</p> <p>$Cu(OH)_2$ hidróxido cúprico</p>
Oxoácidos		
<p>Compuestos constituidos por hidrógeno, no metal y oxígeno (por lo menos un hidrógeno unido a oxígeno).</p>	<p>Se escriben: el hidrógeno y luego el grupo no metal-oxígeno, que corresponde al oxoanión.</p> <p>Ejemplos:</p> <p>HNO_3</p> <p>H_2SO_4</p> <p>El número de átomos de H es igual a la carga (sin signo) del oxoanión correspondiente.</p>	<p>Se usa la palabra "ácido" y la raíz del no metal con sufijos "oso" o "ico" (dos números de oxidación del no metal) y si es necesario prefijos "hipo" y "per", etc.</p> <p>Ejemplos:</p> <p>HNO_3 ácido nítrico (anión correspondiente: nitrato, NO_3^-)</p> <p>HNO_2 ácido nitroso (anión correspondiente: nitrito, NO_2^-)</p> <p>H_2SO_4 ácido sulfúrico (anión correspondiente: sulfato, SO_4^{2-})</p>

Sales (Combinaciones de catión y anión distinto de hidruro y óxido)		
<p>Sales no oxigenadas</p> <p>Se ven aquí ejemplos de tipo binario: combinación metal y no metal distinto de H u O.</p>	<p>Primero el metal, luego el no metal (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplos Li_2S CoBr_2</p> <p>Metal: corresponde al catión; no metal: corresponde al anión</p>	<p>Li_2S: sulfuro de litio</p> <p>CoBr_2: a) bromuro de cobalto (II) b) bromuro cobaltoso</p>
<p>Oxosales neutras</p> <p>Combinación de oxoanión con catión. (Suelen llamarse oxosales neutras).</p>	<p>Se escribe primero el catión, luego el grupo de no metal y oxígeno, con los subíndices correspondientes (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplos:</p> <p>$\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$</p> <p>El catión puede ser un metal o un catión poliatómico.</p>	<p>Se nombran según el oxoanión (ver Tabla 4.3) y el metal.</p> <p>A su vez: para el nombre del oxoanión se reemplaza el sufijo del oxoácido (ver Tabla 4.3) correspondiente: ico → ato, oso → ito.</p> <p>Ejemplos: $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ nitrito de bario (oxoanión: nitrito)</p> <p>$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ a) carbonato de hierro (III) b) carbonato férrico (oxoanión: carbonato)</p>

<p>Oxosales ácidas</p> <p>Combinación de un catión con un oxoanión que mantiene uno o más hidrógenos del oxoácido. (Segunda columna Tabla 4. 3).</p>	<p>Se escribe primero el catión, luego el grupo formado por hidrógeno - no metal - oxígeno, con los subíndices correspondientes (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplo: NaHCO₃</p>	<p>NaHCO₃</p> <p>a) hidrógenocarbonato de sodio b) bicarbonato de sodio o carbonato ácido de sodio</p>
<p>Sales mixtas</p> <p>Combinación de más de un catión, con un oxoanión o anión no oxigenado</p> <p>ver aclaración ampliada (*)</p>	<p>Se escriben los cationes primero, luego el anión correspondiente (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p>	<p>CaKPO₄</p> <p>a) Fosfato de calcio y potasio b) Ortofosfato de calcio y potasio</p>
<p>Otros compuestos</p>		
<p>Compuestos de dos no metales distintos de hidrógeno y oxígeno</p>	<p>Se escribe primero el elemento menos electronegativo</p> <p>Ejemplos: CCl₄ As₂S₅</p>	<p>Uso de prefijos numerales para ambos elementos si es necesario.</p> <p>CCl₄ tetracloruro de carbono As₂S₅ pentasulfuro de diarsénico</p>

(*) Sales mixtas:

Se designan como sales mixtas a las obtenidas a partir de la reacción de ácidos polipróticos con distintos hidróxidos. Por ejemplo:



En la Naturaleza es corriente encontrarlas en distintos minerales como por ejemplo el silicato de calcio y magnesio en la arcilla.

En la Tabla 4.2 se muestran algunos aniones simples de uso frecuente; en la Tabla 4-3 se detallan los oxoácidos y sus correspondientes oxoaniones. Puede observarse que a la terminación ico de un oxoácido corresponde la terminación ato del oxoanión, y a la terminación oso del oxoácido corresponde la terminación ito para el oxoanión.

En cursos posteriores de Química se verán reglas y criterios adicionales de formulación y nomenclatura, ampliando la información aquí brindada. Como se mencionara anteriormente, la formulación y la nomenclatura constituyen parte del lenguaje de la Química, y para poder aprenderlas es muy necesario *ejercitarse continuamente*.

Tabla 4.2 Aniones simples de uso frecuente

Fórmula del anión	Nombre del anión
F^-	Fluoruro
Cl^-	Cloruro
Br^-	Bromuro
I^-	Yoduro
H^-	Hidruro
O^{2-}	Óxido
S^{2-}	Sulfuro
CN^-	Cianuro
OH^-	Hidróxido(*)

(*) Se recomienda nombrarlo "hidróxido" y no "oxhidrilo"

Tabla 4.3 Oxoácidos más comunes y oxoaniones correspondientes

Oxoácido	Oxoanión con H	Oxoanión Sin H
H ₂ SO ₄ Ácido Sulfúrico	HSO ₄ ⁻ Hidrógenosulfato	SO ₄ ²⁻ Sulfato
Ácido Sulfuroso	HSO ₃ ⁻ Hidrógenosulfito	SO ₃ ²⁻ Sulfito
HNO ₃ Ácido Nítrico	-	NO ₃ ⁻ Nitrato
HNO ₂ Ácido Nitroso	-	NO ₂ ⁻ Nitrito
H ₂ CO ₃ Ácido Carbónico	HCO ₃ ⁻ Hidrógenocarbonato	CO ₃ ²⁻ Carbonato
H ₃ PO ₄ Ácido Fosfórico	H ₂ PO ₄ ⁻ Dihidrógenofosfato HPO ₄ ²⁻ Monohidrógenofosfato	H ₃ PO ₄ Fosfato
HClO Ácido Hipocloroso	-	ClO ⁻ Hipoclorito
HClO ₂ Ácido Cloroso	-	ClO ₂ ⁻ Clorito
HClO ₃ Ácido Clórico	-	ClO ₃ ⁻ Clorato
HClO ₄ Ácido Perclórico	-	ClO ₄ ⁻ Perclorato

Con subrayado simple se indican las terminaciones en “ico” y “ato” y con subrayado doble las terminaciones en “oso” e “ito”.

EJERCITACIÓN

Presentamos a continuación un conjunto de ejercicios destinados a consolidar el aprendizaje de los conceptos y procedimientos contenidos en los distintos capítulos de este texto. En este sentido, la resolución de ejercicios y problemas constituye una parte esencial del proceso de aprendizaje, razón por lo cual te sugerimos que efectúes la resolución de los mismos para afianzar aprendizajes teóricos. En la ejercitación propuesta se indican las respuestas de algunos de los ejercicios que poseen resultado numérico.

Es relevante remarcar que una vez obtenido un resultado numérico, es *muy importante* analizarlo cuidadosamente para verificar si guarda coherencia con lo que se de-sea determinar. Por ejemplo, un resultado de una masa de un átomo igual a 38 gramos, indica error en el procedimiento efectuado, dado que un átomo nunca podría tener un valor de masa tan grande.

Además, los resultados numéricos deben expresarse con su correspondiente unidad.

Ejercitación Unidad 4

4-1. Buscar los números de oxidación que pueden presentar los siguientes elementos: sodio, calcio, boro, fósforo, flúor.

4-2. ¿Qué característica tienen en común las formas de nomenclatura recomendadas en la Tabla 4-1 para los compuestos que contienen metal (elementos a la izquierda de la diagonal quebrada de la Tabla Periódica)?

4-3. Dar el nombre de las sustancias cuya fórmula se indica:

Cr₂O₃ Al(OH)₃ H₂SO₄ Cu(NO₃)₂ KHCO₃ H₂S MgH₂ N₂O₅
 PCl₅ Ca(HSO₄)₂ RbOH SnCl₂ Ag₂O SF₄ O₃ Cl₂O₅ Na₂SO₃

4-4. Escribir la fórmula de las sustancias cuyo nombre se indica:

ácido nítrico, sulfuro de cinc, monóxido de carbono, óxido de calcio, hidróxido de cromo (II), dióxido de nitrógeno, óxido férrico, nitrato mercúrico, cianuro de sodio, hidruro de hierro (II), monóxido de nitrógeno, ácido clorhídrico, sulfato de aluminio.

4-5. En la lista siguiente se presentan sustancias de uso muy frecuente en Química, identificadas mediante su fórmula o su nombre: amoníaco, hidróxido de sodio, CO, ácido sulfúrico, KOH, cloruro de sodio, HNO₃, hidróxido de calcio, ácido clorhídrico, Na₂SO₄, hidrógenocarbonato de sodio, dióxido de carbono, hierro, carbonato de sodio.

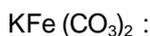
Confeccionar un cuadro donde se consigne, para cada una de ellas: la fórmula, uno o más nombres, el grupo de sustancias al que pertenece según la Tabla 4-1, y si se trata de una sustancia simple o compuesta.

4-6. Escribir dos ejemplos en cada uno de los siguientes casos:

- molécula diatómica formada por átomos del mismo elemento,
- molécula diatómica formada por átomos de diferentes elementos,
- molécula poliatómica formada por átomos del mismo elemento,
- molécula poliatómica formada por átomos de distintos elementos.

¿Cuáles de estos ejemplos corresponden a sustancias simples y cuáles a sustancias compuestas?

4-7. Para las siguientes sales mixtas dar el nombre o la fórmula según corresponda:



Ortofosfato de calcio y amonio

Sulfato de sodio y aluminio

4-8. Dar el nombre

- | | | |
|--|------------------------------------|---------------------------------------|
| a) Fe | f) K ₂ CrO ₇ | k) CaBr ₂ |
| b) H ₂ SO ₄ | g) S ₈ | l) HCl |
| c) (NH ₄) ₂ CO ₃ | h) K ₃ PO ₄ | m) CoS |
| d) HClO | i) O ₃ | n) BeH ₂ |
| e) HNO ₂ | j) HBrO ₂ | o) Cu(HCO ₃) ₂ |

4-9. Escribir la fórmula

- | | |
|-------------------------|-----------------------------|
| a) metano | g) bromuro de mercurio (II) |
| b) cloruro de amonio | h) heptaóxido de dicloro |
| c) Sulfuro de hidrógeno | i) óxido de cromo (II) |

- d) Óxido de calcio
e) bicarbonato de aluminio
f) hidrógenofosfato de plata
j) sulfato de plomo (IV)
k) hidróxido de estaño (II)
l) hidruro de hierro (III)

4-10. Dar el nombre o la fórmula según corresponda:

- a) $\text{Ti}(\text{HSO}_3)_4$ b) dihidrógenofosfato de amonio c) perbromato de talio (III)
d) NH_4HSO_4 e) cloruro de estaño (IV) f) $\text{Ni}(\text{ClO}_4)_3$ g) FePO_4

Bibliografía

- Atkins, Peter W.** *Química General*. Omega SA, 1992.
- Bottani, E.** [et ál.]. *Química General*. Centro de Publicaciones, Universidad Nacional del Litoral, 2001.
- Brescia, Frank** [et ál.]. *Fundamentos de Química*. Continental S, 1975.
- Brown, Theodore** [et ál.]. *Química, la ciencia central*. 5ta edición. Prentice-Hall Hispanoamericana SA, 1993
- Chang, Raymond.** *Química*. 7ma edición. Mc Graw Hill, 2002.
- Chemical Education Material Study** (editor: George Pimentel). *Química, una ciencia experimental*. Reverté, 1966.
- Moledo, L., Rudelli, M.** *Dioses y demonios en el átomo. De los rayos X a la bomba atómica*. Sudamericana, 1996
- Parry, Robert** [et ál.]. *Química*. Reverté SA, 1973.
- Whitten, Kenneth** [et ál.]. *Química General*. 5ta edición. McGraw Hill, 1998.