

Nomenclatura de los compuestos binarios



5

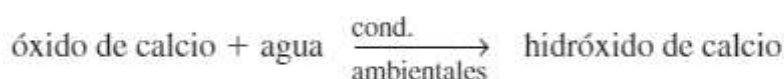
Funciones químicas

A excepción de los gases nobles, prácticamente todos los elementos se combinan entre sí. Existen compuestos de cualquier elemento con el oxígeno, y todos ellos se llaman óxidos, también existen compuestos de cualquier elemento con el flúor y se llaman fluoruros. El conjunto de compuestos que tienen en común la presencia de un elemento forman una “función química”.

Los compuestos que se clasifican dentro de una función química pueden tener diferentes propiedades físicas y químicas. Una función química aceptada es la de los óxidos. Dentro de este conjunto se reconocen algunos subconjuntos formados por:

- Óxidos reactivos
- Óxidos estables
- Óxidos cerámicos

Los óxidos reactivos se designan así porque pueden formar nuevos compuestos cuando, bajo las condiciones ambientales, reaccionan con otras moléculas presentes en el ambiente, como son el agua y el dióxido de carbono. Por ejemplo:



Los óxidos estables son los que no reaccionan con facilidad en el ambiente. Éstos son, por ejemplo, el óxido de hierro (III), el óxido de cinc (II) y el óxido de titanio (IV), que inclusive se usan como pigmentos en la preparación de pinturas para protección de superficies metálicas.

Los óxidos cerámicos son estables aun a altas temperaturas. Algunos ejemplos son el óxido de aluminio (III) y el óxido de circonio (IV).

En química inorgánica se reconocen cinco funciones químicas, a saber:

- Hidruros
- Óxidos
- Hidróxidos o bases
- Ácidos
- Sales



Clasificación de los compuestos por el número de elementos diferentes que contienen

Otra forma de agrupar los compuestos es mediante el número de elementos diferentes que contiene la fórmula de los mismos. Los compuestos **binarios** son los que tienen dos elementos diferentes, por ejemplo:

- El NaCl, cloruro de sodio, contiene dos elementos, el sodio y el cloro.
- El H₂O, agua, contiene dos elementos, el hidrógeno y el oxígeno.
- El Fe₂O₃, el trióxido de dihierro, contiene hierro y oxígeno.

Existen compuestos **ternarios**, que contienen tres elementos diferentes:

- El Ca(OH)₂, hidróxido de calcio, contiene calcio, oxígeno e hidrógeno.
- El CaCO₃, carbonato de calcio, contiene calcio, carbono y oxígeno.

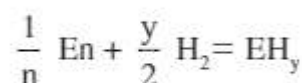
Existen compuestos con un mayor número de elementos, a los cuales se les llama **polielementales**:

- NaKC₂O₄, oxalato de sodio y potasio, contiene sodio, potasio, carbono y oxígeno.
- NaH₂PO₄, dihidrógeno fosfato de sodio, que contiene los elementos sodio, hidrógeno, fósforo y oxígeno.

En este capítulo estudiaremos la nomenclatura de las funciones químicas de los compuestos binarios.

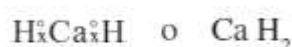
Hidruros

Son compuestos que contienen hidrógeno y otro elemento. Generalmente se obtienen por reacción directa entre los dos elementos:



donde EH_y es la **fórmula general** de los hidruros. Podemos ver que y es el número de átomos de hidrógeno que hacen falta para completar los octetos de los otros átomos en la molécula. Habrá dos casos:

Caso 1: Cuando E es un átomo de un metal, los electrones externos de E serán cedidos al hidrógeno, que adquirirá carga negativa y la configuración del helio (H:)⁻. Así, el hidruro de calcio será:



Todos los elementos que pertenecen a grupos periódicos con un número igual o menor que 14 actuarán con estado de oxidación formal positivo, siendo y este estado



de oxidación. Esto significa que estos elementos tienen mayor capacidad para donar electrones que el átomo de hidrógeno.

En los hidruros metálicos el hidrógeno está unido al metal en forma atómica. Como el hidrógeno se encuentra en la naturaleza formando la molécula H_2 , la reacción química necesitará y átomos de hidrógeno por cada molécula EH_y que se forme, y esto significa $y/2$ moléculas de H_2 . El coeficiente $y/2$ garantiza que en ambos miembros de la igualdad química exista el mismo número de átomos de hidrógeno. A la igualdad química que garantiza la existencia del mismo número de átomos en ambos miembros se le llama **ecuación estequiométrica**, y a cada uno de los coeficientes que preceden a las fórmulas químicas se les llama **coeficiente estequiométrico**. Cuando el coeficiente es 1 no se escribe, pues queda implícito.

La nomenclatura de los hidruros metálicos se hace con la palabra hidruro, la preposición “de”, el nombre del elemento y entre paréntesis, su estado de oxidación. Por ejemplo:

CsH = hidruro de cesio (I)

HgH_2 = hidruro de mercurio (II)

GaH_3 = hidruro de galio (III)

PbH_4 = hidruro de plomo (IV)

Cuando el elemento metálico sólo forma un estado de oxidación positivo, como es el caso del cesio, es optativo escribir su estado de oxidación. Así:

La fórmula CsH se refiere al hidruro de cesio (I) o simplemente, hidruro de cesio.

EJEMPLO 5.1

- Escriba la fórmula del hidruro de cobre (II).
- Escriba su representación de Lewis.
- Escriba la ecuación estequiométrica para la obtención del mismo compuesto.

Respuestas:

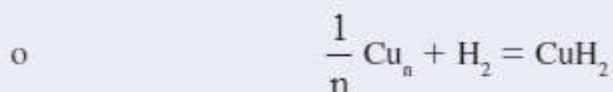
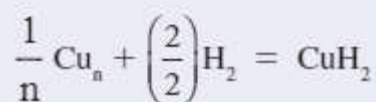
- Como se trata de cobre (II), el átomo tiene estado de oxidación formal +2 y se necesitarán dos especies hidruro H^- para neutralizar su carga, por tanto, la fórmula es:



- La representación de Lewis es:



c) La ecuación estequiométrica es:



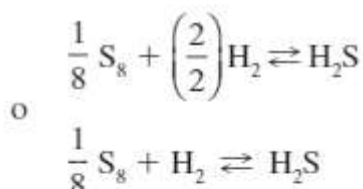
Caso 2: Cuando el elemento E es un no-metal, el hidrógeno cederá su electrón al átomo E para que éste complete su octeto, quedando el hidrógeno con carga formal positiva y el elemento E quedará invertido respecto al caso anterior. Se forma el nombre del compuesto con el nombre del no-metal (terminado en “uro”), la preposición “de” y la palabra hidrógeno. Por ejemplo, la representación de Lewis del sulfuro de hidrógeno es:



y la fórmula es H_2S . Nótese que en todas las fórmulas se escribe primero el símbolo del átomo que tiene estado de oxidación positivo.

Este caso ocurre con los elementos de los grupos 16 y 17.

La ecuación estequiométrica cambia sólo en que los elementos de los grupos 16 y 17 forman moléculas con un número de átomos pequeño y conocido. El azufre forma moléculas S_8 , por lo que la ecuación química para la obtención de su hidruro es:



EJEMPLO 5.2

Escriba:

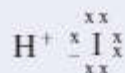
- La fórmula del yoduro de hidrógeno.
- Su representación de Lewis.
- La ecuación estequiométrica de obtención de este hidruro.

Respuestas:

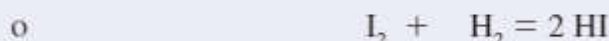
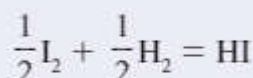
- En la tabla 5.1 podemos comprobar que el ion yoduro I^- , es mononegativo, por lo que sólo se necesitará un ion H^+ para obtener el compuesto neutro. La fórmula es HI.



b) El yodo pertenece al grupo 17 de la tabla periódica, por lo que tiene siete electrones externos. El ion yoduro tiene carga negativa, con lo cual completa el octeto de electrones. La representación del yoduro de hidrógeno es:



c) El yodo forma moléculas diatómicas. La ecuación estequiométrica es:



Hidruros con nomenclatura convencional

La composición química de muchos hidruros se conoce desde antes de la sistematización de la nomenclatura química, y la IUPAC acepta que se sigan utilizando sus nombres tradicionales. Por ejemplo, se utiliza el nombre **agua** en lugar de óxido de hidrógeno para el compuesto H_2O ; **metano** en lugar de hidruro de carbono para el CH_4 . En la tabla 5.1 se dan los nombres convencionales y sistemáticos de los hidruros.

En el caso del amoníaco se ha escrito el nombre sistemático hidruro de nitrógeno, que corresponde a la fórmula NH_3 . Sin embargo, se sabe que el hidrógeno es el extremo formalmente positivo de la molécula, por lo que debería llamarse nitruro de hidrógeno, con fórmula H_3N . Lo mismo ocurre con el metano, que debería llamarse carburo de hidrógeno, con fórmula H_4C . Esto es sólo una aclaración, puesto que el uso de las fórmulas NH_3 y CH_4 está aceptado y es universal.

Otros hidruros

Además de los hidruros ya vistos existen otros que pueden ser considerados “casos particulares”. Algunos de estos casos son:

Caso 1: Algunos elementos tienden a encadenarse consigo mismos en sus moléculas produciendo fórmulas E_nH_m . Esto ocurre principalmente con el carbono, silicio, nitrógeno, azufre y oxígeno. El análisis de los hidruros del oxígeno lo haremos al estudiar la función “óxidos”. Los demás los trataremos aquí brevemente.

a) Hidruros del carbono. El átomo de carbono tiende a formar cadenas largas de átomos de carbono mediante enlaces C—C. La representación de Lewis de tales cadenas es:

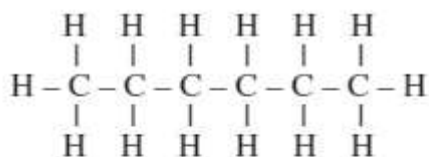




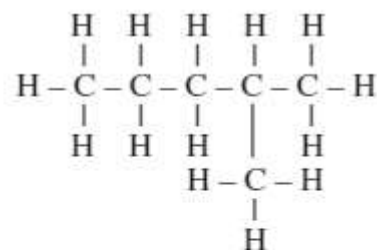
Tabla 5.1 Nombre convencional de algunos hidruros.

Hidruro	Nombre convencional	Nombre sistemático
H ₂ O	Agua	Óxido de hidrógeno
NH ₃	Amoniaco	Hidruro de nitrógeno
As H ₃	Arsina	Hidruro de arsénico
BH ₃	Borano	Hidruro de boro
SbH ₃	Estibina	Hidruro de antimonio
PH ₃	Fosfina	Hidruro de fósforo
GeH ₄	Germano	Hidruro de germanio
CH ₄	Metano	Hidruro de carbono
SiH ₄	Silano	Hidruro de silicio

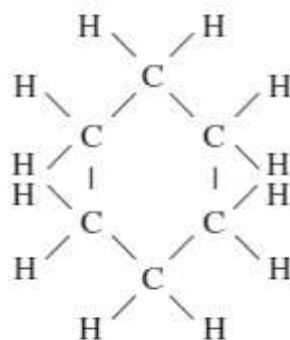
Si los electrones no-apareados de los átomos de carbono formaran una unión con hidrógeno, los átomos de carbono completarían sus octetos dando origen a los hidrocarburos, compuestos binarios con los que se inician los estudios en química orgánica.



hidrocarburo lineal



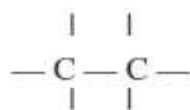
hidrocarburo ramificado



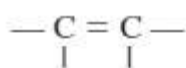
hidrocarburo cíclico



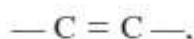
La unión de dos átomos de carbono puede contener sólo un enlace



dos enlaces



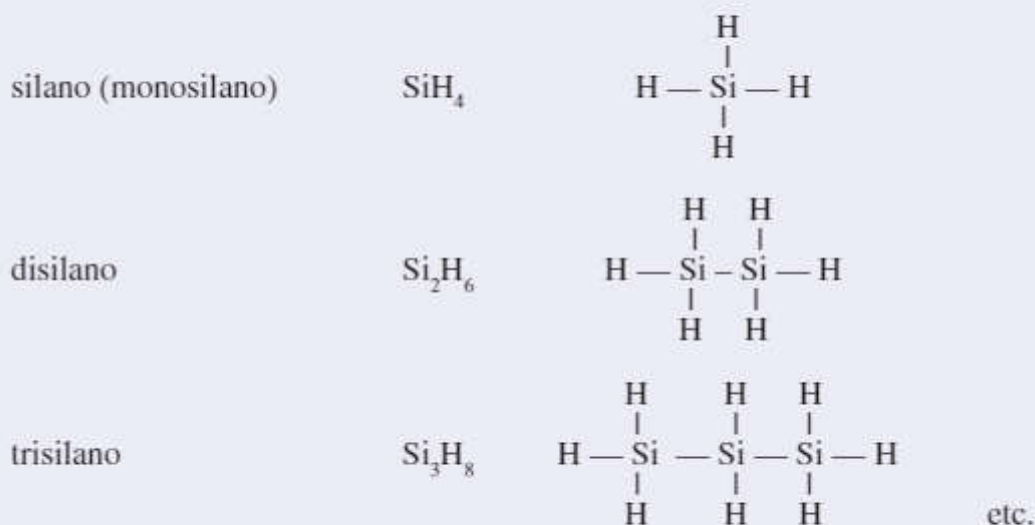
o tres enlaces



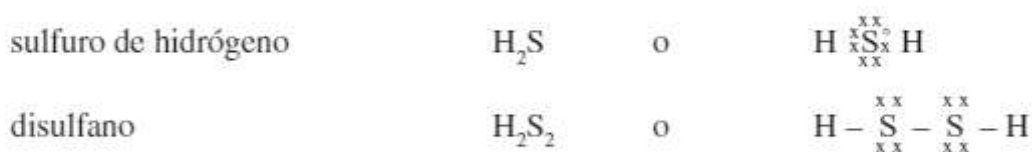
originando las funciones químicas orgánicas de los alcanos, los alquenos y los alquinos.

La nomenclatura de los compuestos orgánicos no se revisa en este capítulo.

b) Al igual que el carbono, el silicio forma cadenas lineales pero, a diferencia del carbono, no forma cadenas cerradas ni enlaces múltiples. Las cadenas de más de dos átomos de silicio son poco estables; la inestabilidad aumenta con el número de átomos de silicio encadenados. La nomenclatura de estos compuestos se basa en el nombre del **silano**, compuesto con un átomo de silicio; entonces el **disilano** tiene dos; el **trisilano** tiene tres, etc. Las fórmulas son:



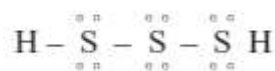
Un caso semejante es el de los sulfanos, en el que son los átomos de azufre los que se encadenan. El compuesto de menor tamaño es el sulfuro de hidrógeno H_2S ; el que tiene dos átomos de azufre se llama disulfano; el de 3, trisulfano, etc. En estos compuestos la estabilidad de los sulfanos llega hasta la cadena de ocho átomos de azufre. Las fórmulas son:



trisulfano

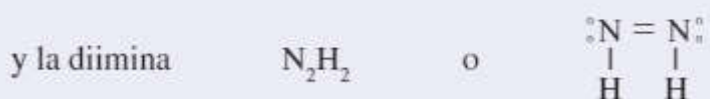
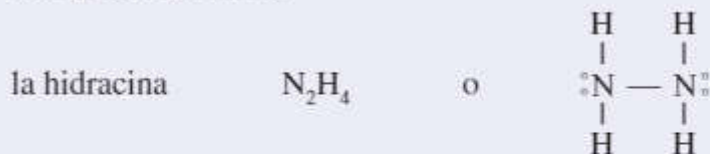


o

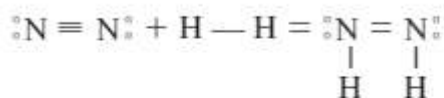


etcétera.

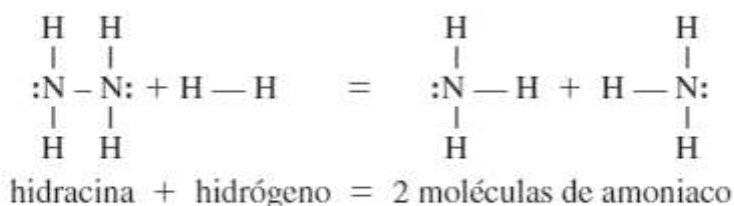
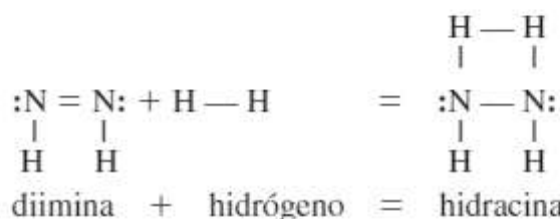
c) El nitrógeno forma el amoníaco ${}^{\cdot\cdot}\text{N}\text{H}_3$ y también hidruros con dos átomos de nitrógeno. Éstos son



Se supone que estos compuestos provienen de la hidrogenación sucesiva de la molécula de dinitrógeno N_2 o ${}^{\cdot\cdot}\text{N} \equiv \text{N}^{\cdot\cdot}$



dinitrógeno + hidrógeno = diimina



Existe un hidruro adicional que se conoce como **ácido hidrazoico**, cuya fórmula es HN_3 y su representación de Lewis es $\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}} = \overset{+}{\text{N}} = \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}}$.

Caso 2: Con algunos metales de los bloques *d* y *f* el hidrógeno parece **disolverse** en la malla que forman los átomos, más que **reaccionar** para dar un compuesto, aunque ambos fenómenos se pueden dar. El fenómeno de disolución en la malla que forman los átomos del metal se llama **oclusión**, y puede consistir en dos etapas: *a*) la formación de átomos de hidrógeno a partir de la molécula de hidrógeno H_2 , y *b*) la dispersión de estos átomos en la malla metálica:



- a) $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}\cdot$ separación de átomos de hidrógeno.
 b) $\text{M} + n\text{H}\cdot \rightarrow \text{M}(\text{H})$ dispersión de H en la malla metálica.

Una prueba de estos fenómenos es la falta de carácter estequiométrico de los hidruros formados. Por ejemplo, el titanio absorbe hidrógeno hasta llegar a la fórmula $\text{TiH}_{1.7}$ en lugar de llegar a la fórmula esperada de su estado de oxidación: TiH_4 . El circonio disuelve hidrógeno hasta la composición $\text{ZrH}_{1.9}$ en lugar de formar el ZrH_4 . A estos compuestos se les llama **hidruros no estequiométricos**.

Caso 3: el hidruro de boro BH_3 , llamado borano, no existe. En realidad existe el dímero llamado **diborano**, B_2H_6 . Sin embargo, en este dímero no hay enlaces boro–boro. Se ha sugerido que la representación de Lewis sea:



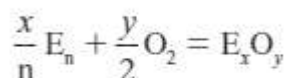
Cada átomo de boro tiene a su alrededor sus tres electrones externos, como corresponde a los elementos del grupo 13. Los hidrógenos que acompañan a cada boro completan a seis el número de electrones que rodea a cada átomo de boro. Sin embargo, en el diborano cada boro está rodeado de cuatro átomos de hidrógeno. Esto sólo se puede explicar si cada uno de los hidrógenos situados entre los dos átomos de boro **comparten sus electrones con estos dos átomos**. La situación es, entonces:



El modelo de Lewis indica que un enlace se forma cuando dos electrones son compartidos por dos átomos. En este caso hay **dos electrones compartidos por tres átomos**: (B — H — B). A esta situación singular se le llama **enlaces tricéntricos**.

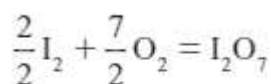
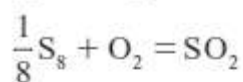
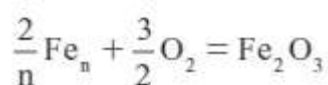
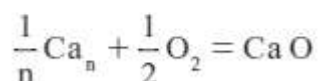
Óxidos

Las combinaciones de los elementos con el oxígeno producen compuestos llamados **óxidos**. Prácticamente cualquier óxido puede obtenerse de la reacción directa con el oxígeno y el elemento, aunque esta reacción no es la única forma para obtenerlos:



por ejemplo,





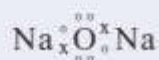
La fórmula general de los óxidos es E_xO_y . Para determinar los valores de x y de y se consideran las representaciones de Lewis, como veremos en los siguientes ejemplos.

EJEMPLO 5.3

Determine la fórmula del óxido de sodio.

Respuesta:

El sodio pertenece al grupo 1, por lo que su representación es Na^{\times} ; el oxígeno pertenece al grupo 16 y su representación es $\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$. Al oxígeno le faltan dos electrones para completar el octeto, y el sodio sólo puede aportar uno; por tanto, se necesitan dos átomos de sodio para completar el octeto del oxígeno:



y la fórmula será Na_2O , $x = 2$, $y = 1$.

Observe que 2 es el estado de oxidación formal del oxígeno y 1 el del sodio.

EJEMPLO 5.4

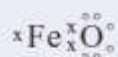
Determine la fórmula del óxido de hierro (III).

Respuesta:

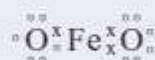
El hierro (III) puede perder tres electrones, y su representación de Lewis será:



Un átomo de hierro (III) con un átomo de oxígeno completará el octeto del oxígeno, pero se quedará un electrón en el hierro:



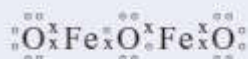
Si se adiciona otro átomo de oxígeno, éste no completará el octeto:



Un nuevo átomo de hierro completará el octeto del oxígeno, pero dejará electrones en el hierro:



Finalmente, un nuevo átomo de oxígeno, completará todos los octetos:



entonces, la fórmula será Fe_2O_3 , $x = 2$, $y = 3$

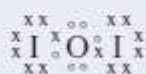
Observe que 2 es el estado de oxidación formal del oxígeno y 3 el estado de oxidación formal del hierro.

EJEMPLO 5.5

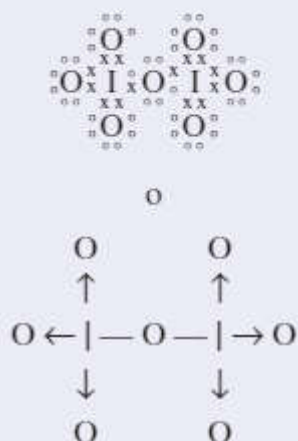
Determine la fórmula del óxido de yodo (VII).

Respuesta:

Para lograr el estado de oxidación +7 en el yodo es necesario que un átomo de éste pierda formalmente siete electrones, mientras que, como se recordará, el oxígeno puede capturar sólo dos electrones. Una primera aproximación al óxido de yodo es:



En esta fórmula el oxígeno ha formado el octeto y el yodo también, pero el yodo sólo tiene un estado de oxidación formal de +1. Si se adicionaran seis átomos de oxígeno a la fórmula, cada uno absorbiendo dos electrones del yodo en forma de enlaces dativos, todos los átomos formarían el octeto:



y la fórmula es I_2O_7 ; $x = 2$, $y = 7$. Obsérvese que 2 es el estado de oxidación del oxígeno y 7 el estado de oxidación del yodo.



Para generalizar los ejemplos anteriores se puede enunciar la siguiente **regla del intercambio de estados de oxidación**:

Cuando se forma un compuesto del tipo $A_x B_y$, x será igual al estado de oxidación formal de B, en tanto que y será igual al estado de oxidación formal de A.

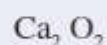
Nótese que para que opere la regla anterior, x y y deben ser **números primos entre sí**, como son 2 y 1, 2 y 3 o 2 y 7. Cuando esto no ocurre, es necesario simplificar la fórmula, dividiendo x y y por un mismo número, como se puede observar en los siguientes ejemplos:

EJEMPLO 5.6

Dé la fórmula mínima del óxido de calcio.

Respuesta:

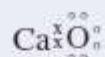
El calcio pertenece al grupo 2, por tanto, tiene dos electrones externos, y su estado de oxidación formal esperado es +2. Si se aplica la regla del intercambio de estados de oxidación, la fórmula que se obtiene es:



En este caso x y y son iguales a 2, por lo que la fórmula se puede simplificar a:



Con la representación de Lewis se puede comprobar que ésta es la fórmula mínima:



EJEMPLO 5.7

Dé la fórmula del óxido de azufre (IV).

Respuesta:

Al aplicar la regla se obtiene:



que se simplifica a:

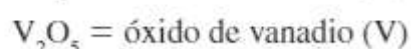
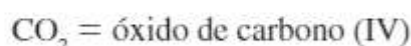
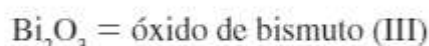
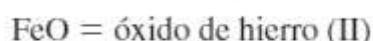
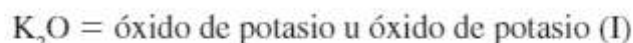


Existe al menos una representación de Lewis de esta fórmula que completa los octetos de cada átomo:



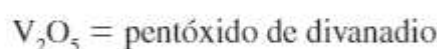
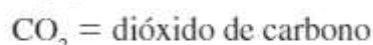
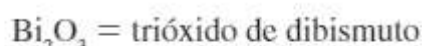
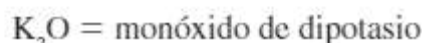
Nomenclatura de los óxidos

Hay varias formas de nombrar a los óxidos. La más sencilla es iniciar con la palabra **óxido**, seguida de la preposición “de”, el nombre del elemento que forma el óxido, y el estado de oxidación que presenta, escrito en número romano y entre paréntesis. Observe los siguientes ejemplos:

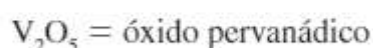
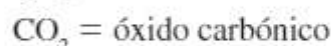
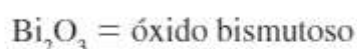
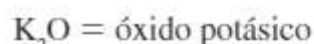


Cuando un elemento presenta sólo un estado de oxidación, como ocurre entre los que están en los grupos 1 y 2, puede omitirse el número romano del estado de oxidación. El estado de oxidación del elemento será el valor de y , excepto cuando este número se ha simplificado. Todas las fórmulas EO indican que el estado de oxidación de E es $+2$, todas las fórmulas EO_2 indican que el estado de oxidación de E es $+4$, y todas las fórmulas EO_3 indican que el estado de oxidación de E es $+6$.

Otra nomenclatura consiste en “leer” la fórmula: indicar con un prefijo el número de átomos de oxígeno, seguido de la palabra **óxido**, luego la preposición “de”, y con otro prefijo el número de átomos del otro elemento, con su nombre. Bajo estas reglas, los nombres para los ejemplos anteriores son:

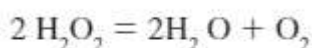


Otra nomenclatura, ya casi en desuso porque exige memorizar los diferentes estados de oxidación de los elementos, consiste en decir la palabra **óxido** seguida del nombre del ion en su estado de oxidación correspondiente. Para los mismos ejemplos anteriores se darían los nombres siguientes:



Nomenclatura de los peróxidos

El átomo estable del oxígeno en la naturaleza es el O_2 , que también se escribe como $O = O$. Algunos elementos donadores de electrones logran estabilizar un ion dioxígeno dinegativo, llamado peróxido con fórmula $—O—O—$. En realidad son pocos los peróxidos importantes en química inorgánica: el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , llamado comercialmente agua oxigenada, es muy poco estable y tiende a liberar oxígeno gaseoso:

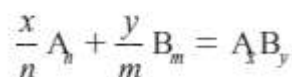


el peróxido de sodio, Na_2O_2 , comercialmente llamado “oxilita”, y el peróxido de bario, BaO_2 , que fue una de las principales materias primas para la preparación del H_2O_2 .

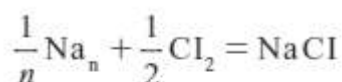
En todos los casos en los que aparezca la raíz *peroxi* o la palabra peróxido, ello indica que existe el grupo O_2^{2-} . Los anteriores son los más importantes como compuestos puros, pero el grupo aparece frecuentemente en otros compuestos.

Sales binarias

La mayor parte de los elementos situados del lado izquierdo de la tabla periódica se combinan directamente con los elementos situados en el lado derecho. Los del lado derecho producen iones negativos en estas combinaciones y los del izquierdo, iones positivos:



Los compuestos así formados se llaman **sales binarias**. Un ejemplo clásico es el cloruro de sodio:



La mayoría de los compuestos así formados son sólidos, cristalinos, blancos y parecidos a la sal de cocina o cloruro de sodio. Por esta razón las sales binarias se llaman también **sales halógenas** (el cloro es un elemento de los halógenos) o **sales haloideas** (porque las formas minerales de la sal común se llaman halitas).

Los valores x y y de la fórmula general $A_x B_y$ se obtienen de la regla de intercambios de estado de oxidación. La nomenclatura de las sales generalmente se forma enunciando el nombre del ion negativo, terminado en *-uro*, la preposición “de”, y el nombre del metal seguido por su número de oxidación (escrito en números romanos, entre paréntesis). Por ejemplo:

Ga As = arseniuro de galio (III)

Cd Te = telururo de cadmio (II)

Cu_2S = sulfuro de cobre (I)



Fe Cl_3 = cloruro de hierro (III)

Ag Br = bromuro de plata o bromuro de plata (I)

Las otras dos nomenclaturas, mencionadas para los óxidos, también son comunes para las sales. Los compuestos anteriores pueden tener los siguientes nombres:

Ga As = arseniuro de galio

Cd Te = telururo de cadmio

$\text{Cu}_2 \text{S}$ = sulfuro de dicobre

Fe Cl_3 = tricloruro de hierro

Ag Br = bromuro de plata

o

Ga As = arseniuro gálico

Cd Te = telururo cádmico

$\text{Cu}_2 \text{S}$ = sulfuro cuproso

Fe Cl_3 = cloruro férrico

Autoevaluación

- I. **Escriba la fórmula que corresponde a cada uno de los hidruros siguientes:**
 1. Hidruro de sodio
 2. Hidruro de magnesio
 3. Hidruro de paladio (II)
 4. Hidruro de talio (III)
 5. Bromuro de hidrógeno
 6. Sulfuro de hidrógeno
 7. Agua
 8. Amoniaco
 9. Metano
 10. Estibina
- II. **Demuestre, mediante el uso de representaciones de Lewis, que las fórmulas de los hidruros anteriores corresponden a moléculas estables.**
- III. **Escriba la ecuación química estequiométrica que da lugar a los hidruros del inciso I.**



IV. Escriba el nombre que corresponde a cada uno de los óxidos siguientes:

1. Li_2O
2. BaO
3. Fe_2O_3
4. CrO_3
5. Br_2O_5
6. SO_3
7. Na_2O_2
8. CO
9. SiO_2
10. As_2O_3

V. Escriba la reacción química estequiométrica que dé lugar a cada uno de los óxidos del ejercicio anterior.**VI. Escriba dentro del paréntesis el número que corresponda al nombre de la fórmula que se presenta:**

- | | | |
|-----------------------------|-----|-----------------------|
| 1. Hidruro de berilio (II) | () | PtO_2 |
| 2. Fluoruro de hidrógeno | () | Ag_2S |
| 3. Fosfina | () | PbO_2 |
| 4. Óxido de platino (IV) | () | BeH_2 |
| 5. Monóxido de cadmio | () | BaO_2 |
| 6. Dióxido de plomo | () | CoCl_3 |
| 7. Peróxido de bario | () | HF |
| 8. Cloruro de cobalto (III) | () | CdO |
| 9. Monofosfuro de monoindio | () | PH_3 |
| 10. Sulfuro de plata (I) | () | InP |

VII. Conteste las siguientes preguntas:

- a) ¿Cuál es la fórmula general de los polisilanos?
- b) ¿Cuál es la fórmula general de los polisulfanos?
- c) ¿Cuál es la fórmula general de los alcanos?



VIII. Dentro de cada espacio escriba la fórmula del compuesto que neutraliza las cargas de los iones que encabezan la hilera y la columna correspondientes.

	H ⁻	O ²⁻	Cl ⁻	S ²⁻	P ³⁻	C ⁴⁻	F ⁻
H ⁺							
Sr ²⁺							
Sc ³⁺							
Sn ⁴⁺							
As ⁵⁺							
Se ⁶⁺							
I ⁷⁺							

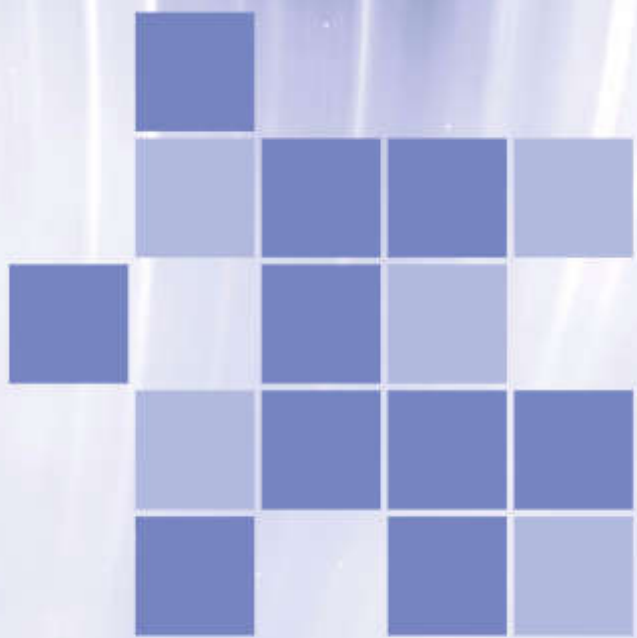
Muchos de los compuestos cuyas fórmulas aparecen en este cuadro no existen, se trata de un ejercicio para aplicar la regla del intercambio de estados de oxidación.

IX. Indique el nombre de los compuestos formados en la tabla del ejercicio anterior. Escriba una reacción química estequiométrica que describa la obtención de estos compuestos a partir de sus elementos.

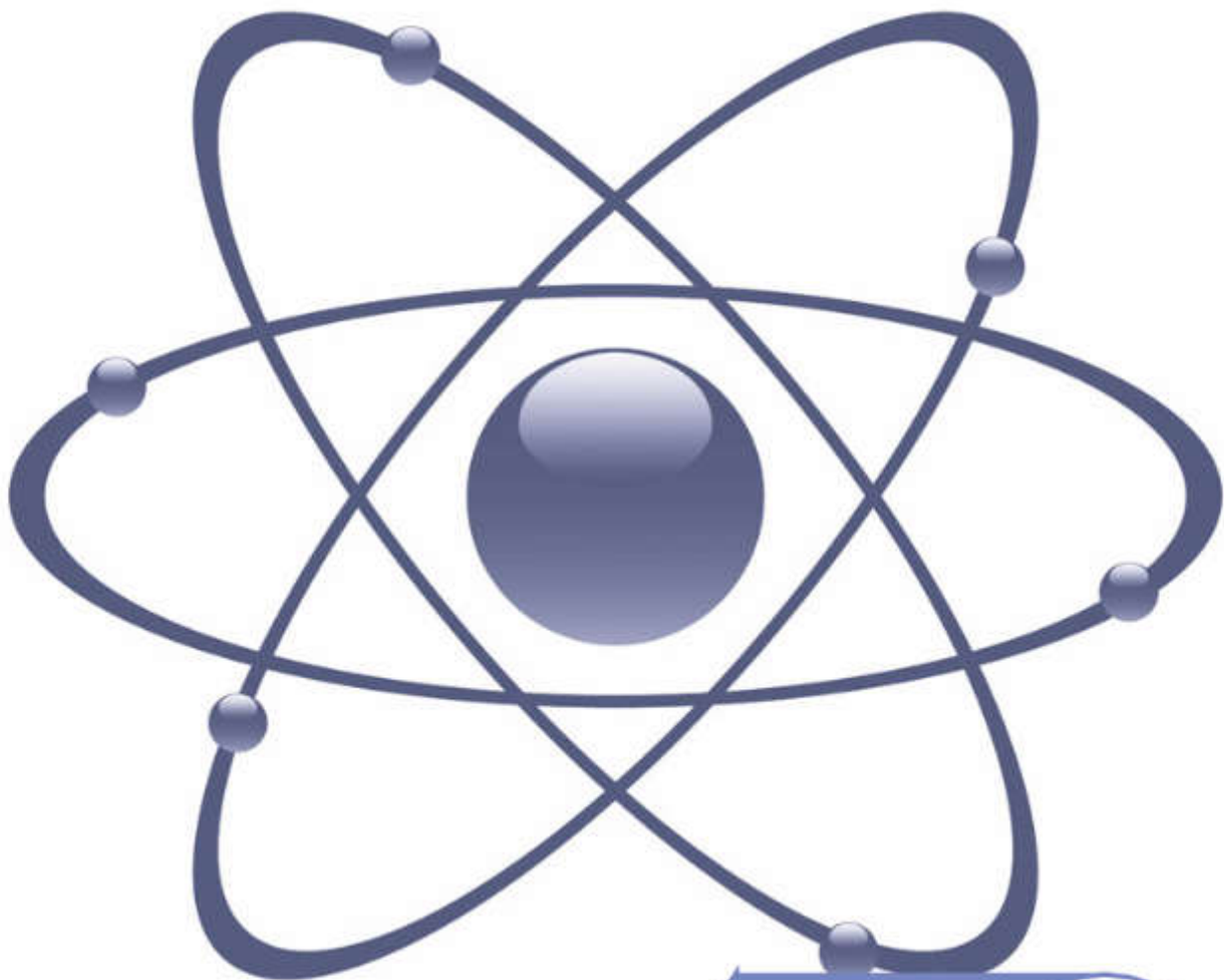
X. Investigación: Consulte en otros textos de química, diccionarios, o en documentos electrónicos, los siguientes conceptos:

- Enlace tricéntrico
- Compuestos electrodeficientes
- Función química
- Óxidos ácidos
- Óxidos básicos
- Cerámicos
- Oxilita
- Polvos de gas
- Estequiometría
- Oclusión
- Clatratos
- Calcógenos
- Cales
- Pirita
- Galena
- Cinabrio





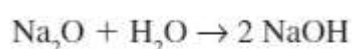
Compuestos ternarios



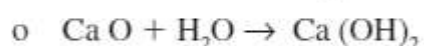
Hidróxidos metálicos

Son compuestos de fórmula general $M(OH)_y$, donde y es el estado de oxidación del ion metálico. Son ternarios porque contienen tres elementos: un elemento metálico, oxígeno e hidrógeno.

Algunos hidróxidos pueden obtenerse por la reacción de óxidos con agua, como en los ejemplos siguientes:

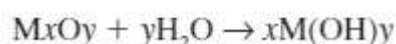


óxido de sodio + agua = 2 hidróxido de sodio



óxido de calcio + agua = hidróxido de calcio.

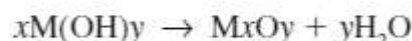
Una expresión general para las reacciones anteriores es:



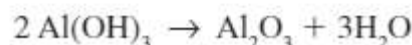
óxido metálico + agua = hidróxido metálico

Los índices x y y provienen de la fórmula del óxido.

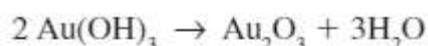
La reacción de un óxido con agua no es una forma general de obtención de hidróxidos. Algunas veces el óxido es más estable que el hidróxido y la reacción que se presenta es la opuesta a la anterior:



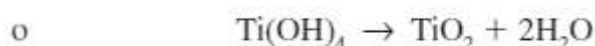
que ocurre regularmente cuando y es un valor alto, igual o mayor que 3, como en los casos siguientes:



2 hidróxido de aluminio = óxido de aluminio + 3 agua



2 hidróxido de oro = óxido de oro + 3 agua



hidróxido de titanio = óxido de titanio + 2 agua



hidróxido de platino (IV) = óxido de platino (IV) + 2 agua

La nomenclatura de estos compuestos se forma con la palabra hidróxido, la preposición “de” y el nombre del ion metálico. Por ejemplo:

$LiOH$ = hidróxido de litio (I) o hidróxido de litio.

$Mg(OH)_2$ = hidróxido de magnesio (II) o hidróxido de magnesio.

$Tl(OH)_3$ = hidróxido de talio (III) o hidróxido tálico.

Cuando el metal puede presentar varios estados de oxidación es posible utilizar la nomenclatura auxiliar, en la cual el nombre del ion metálico termina en *-ico* o en *-oso*, como en:



$\text{Fe}(\text{OH})_2$ = hidróxido ferroso o de hierro (II).

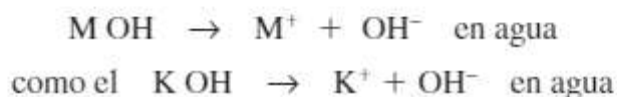
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ = hidróxido férrico o de hierro (III).

Hg OH = hidróxido mercurioso o de mercurio (I).

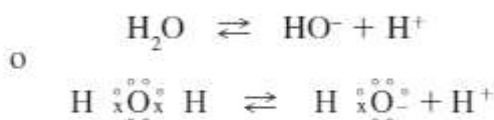
$\text{Hg}(\text{OH})_2$ = hidróxido mercúrico o de mercurio (II).

Nótese que en las fórmulas de tipo $\text{M}(\text{OH})$ se elimina el paréntesis y el subíndice 1, tal como en el NaOH , hidróxido de sodio, y el HgOH , hidróxido de mercurio (I). Así también cuando el ion metálico tiene sólo un estado de oxidación, se puede suprimir la información del estado de oxidación, como se hizo en el caso del $\text{Ca}(\text{OH})_2$, hidróxido de calcio, o en el $\text{Mg}(\text{OH})_2$, hidróxido de magnesio.

Sólo los hidróxidos de los elementos alcalinos son solubles en el agua. Además, éstos pueden formar iones con facilidad:

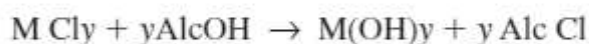


El ion OH^- recibe el nombre de hidroxilo u oxhidrilo, y puede suponerse que resulta de extraer un hidrógeno a la molécula del agua:



Las sustancias que al disolverse en agua son capaces de generar iones OH^- se llaman **bases**. Los hidróxidos de los metales alcalinos son bases y los de los metales alcalinotérreos (los de Mg, Ca, Sr y Ba) son bases muy débiles, pues casi no se disocian; además son poco solubles en agua. Los demás hidróxidos metálicos son casi totalmente insolubles, y no se comportan como bases.

Un método general para la obtención de hidróxidos metálicos insolubles es la reacción de la sal halógena del ion metálico (el cloruro, por ejemplo) con un hidróxido alcalino soluble:



M = ion metálico; Alc = ion de metal alcalino.

EJEMPLO 6.1

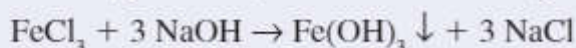
Escriba la fórmula del hidróxido de hierro (III) y sugiera el modo de obtenerlo.

Respuesta:

El ion hierro (III), Fe^{3+} , tiene tres cargas positivas. El ion hidroxilo OH^- tiene una carga negativa. Para conseguir la neutralidad de la molécula, cada ion hierro (III) debe asociarse a tres iones hidroxilo. La fórmula debe ser: $\text{Fe}(\text{OH})_3$



Se puede obtener con FeCl_3 y NaOH (disueltos ambos en agua):

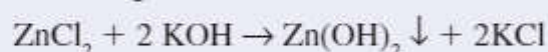


EJEMPLO 6.2

Escriba la fórmula del hidróxido de cinc y sugiera el modo de obtenerlo:

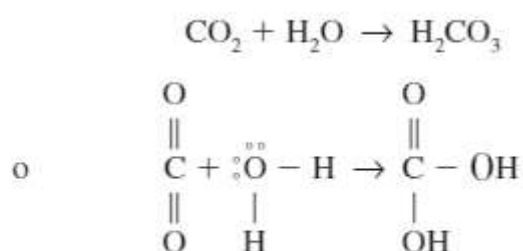
Respuesta:

El hidróxido de cinc, Zn(OH)_2 , se puede obtener de la manera siguiente:



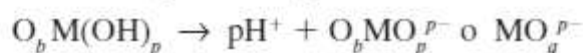
Oxiácidos

Otro tipo de óxidos reactivos con el agua son los óxidos de los no metales. Por ejemplo:

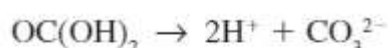


Una diferencia importante entre esta reacción y las anteriores es que cuando se trata de los óxidos metálicos, el producto siempre contiene uniones simples $\text{M}-\text{OH}$. En este caso no siempre se obtienen estas uniones, sino también enlaces $\text{M}=\text{O}$ o $\text{M}\rightarrow\text{O}$. Este hecho hace que la fórmula general de los compuestos sea H_pMO_q , donde p y q no siempre son iguales. Generalmente p (el número de átomos de hidrógeno) es menor que q (el número de átomos de oxígeno). Es muy difícil generalizar fórmulas para estos compuestos. Por esta razón se presenta en la tabla 6.1 la obtención, la fórmula y el nombre de los oxiácidos más comunes.

La mayor parte de los oxiácidos son solubles en agua y al disolverse forman iones. A diferencia de los hidróxidos que dan iones $\text{M}^{\text{y}+}$ y OH^- , la ruptura de las moléculas de oxiácidos ocurre en el enlace oxígeno-hidrógeno:



como en el siguiente caso:



Observe que $q = p + b$.

Por lo anterior la molécula se representa como H_pMO_q , con los átomos de hidrógeno separados de los de oxígeno, pues en la disociación en solución acuosa los hidrógenos actuarán como iones positivos.



Las sustancias que producen iones H^+ al ser disueltas en el agua se llaman ácidos. Las sustancias que aquí estudiamos se pueden llamar **ácidos oxigenados** u **oxiácidos**, porque contienen oxígeno en sus moléculas y producen iones H^+ al quedar disueltas en el agua.

Como la mayoría de los oxiácidos fueron preparados antes del desarrollo de la nomenclatura sistemática, recibieron el nombre del óxido no metálico correspondiente terminado en *-oso* o en *-ico*, como aparece en la tabla 6.1, y éste es el nombre común con que se les denomina. El nombre sistemático, poco empleado, se forma con la palabra "ácido", la raíz griega del número de oxígenos por molécula seguido de la partícula *-oxo-*, el nombre del elemento central terminado en *-ico* y su estado de oxidación encerrado en paréntesis. Por ejemplo, el ácido sulfúrico H_2SO_4 debería denominarse ácido tetraoxosulfúrico (VI).

EJEMPLO 6.3

Indique los nombres sistemáticos de los ácidos oxigenados del cloro.

Respuesta:

Según la tabla 6.1, los ácidos oxigenados del cloro son $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$ y $HClO_4$. En la siguiente lista observamos los nombres vulgares y sistemáticos de ellos.

Ácido	Nombre vulgar	Nombre sistemático
$HClO$	Ácido hipocloroso	Ácido monoxoclórico (I)
$HClO_2$	Ácido cloroso	Ácido dioxoclórico (III)
$HClO_3$	Ácido clórico	Ácido trioxoclórico (V)
$HClO_4$	Ácido perclórico	Ácido tetraoxoclórico (VII)

Hay una forma muy rápida para reconocer el estado de oxidación del elemento central en un ácido oxigenado con fórmula general H_pMO_q . Ésta consiste en realizar la operación $2q - p$.

Por ejemplo, en el ácido ortobórico H_3BO_3 , el estado de oxidación del boro es $2 \times 3 - 3 = 3$, y el nombre sistemático será: ácido trioxobórico (III). El caso inverso, dar la fórmula del ácido a partir del nombre, se analiza con los ejemplos siguientes:

Tabla 6.1 Nombres, fórmula y obtención de los oxiácidos.

Nombre	Fórmula	Obtención formal
Ácido hipocloroso	$HClO$	$Cl_2O + H_2O \rightarrow 2HClO$



Tabla 6.1 (Continuación).

Nombre	Fórmula	Obtención formal		
Ácido cloroso	HClO_2	$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HClO_2
Ácido clórico	HClO_3	$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HClO_3
Ácido perclórico	HClO_4	$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HClO_4
Ácido hipobromoso	HBrO	$\text{Br}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HBrO
Ácido bromoso	HBrO_2	$\text{Br}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HBrO_2
Ácido brómico	HBrO_3	$\text{Br}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HBrO_3
Ácido hipoyodoso	HIO	$\text{I}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HIO
Ácido yodoso	HIO_2	$\text{I}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HIO_2
Ácido yódico	HIO_3	$\text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HIO_3
Ácido peryódico	HIO_4	$\text{I}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HIO_4
Ácido sulfuroso	H_2SO_3	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	H_2SO_3
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	H_2SO_4
Ácido selenioso	H_2SeO_3	$\text{SeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	H_2SeO_3
Ácido selénico	H_2SeO_4	$\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	H_2SeO_4
Ácido teluroso	H_2TeO_3	$\text{TeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	H_2TeO_3
Ácido telúrico	H_2TeO_4	$\text{TeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	H_2TeO_4
Ácido nitroso	HNO_2	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HNO_2
Ácido nítrico	HNO_3	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HNO_3
Ácido hipofosforoso	H_3PO_2	$\text{P}_4\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	$4\text{H}_3\text{PO}_2$
Ácido fosforoso	H_3PO_3	$\text{P}_4\text{O}_6 + 6\text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	$4\text{H}_3\text{PO}_3$
Ácido fosfórico	H_3PO_4	$\text{P}_4\text{O}_{10} + 6\text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	$4\text{H}_3\text{PO}_4$
Ácido arsenioso	H_3AsO_3	$\text{As}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	$2\text{H}_3\text{AsO}_3$
Ácido arsénico	H_3AsO_4	$\text{As}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	$2\text{H}_3\text{AsO}_4$
Ácido antimónico	H_3SbO_4	$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	$2\text{H}_3\text{SbO}_4$
Ácido carbónico	H_2CO_3	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	H_2CO_3
Ácido ortosilícico	H_4SiO_4	$\text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	H_4SiO_4



Tabla 6.1 (Continuación).

Nombre	Fórmula	Obtención formal		
Ácido metasilícico	H_2SiO_3	$\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	H_2SiO_3
Ácido ortobórico	H_3BO_3	$\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	$2\text{H}_3\text{BO}_3$
Ácido metabórico	HBO_2	$\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\rightarrow	2HBO_2

EJEMPLO 6.4

Escriba la fórmula del ácido trioxosilícico (IV).

Respuesta:

La parte oxigenada del ácido se lee fácilmente: SiO_3 . La fórmula del ácido es entonces H_pSiO_3 . De la regla dada, $2q - p =$ estado de oxidación, se deduce que:

$$p = 2q - \text{estado de oxidación}$$

$$\text{o} \quad p = 2 \times 3 - 4 = +2$$

y la fórmula será H_2SiO_3 , que corresponde al ácido metasilícico.

EJEMPLO 6.5

Escriba la fórmula del ácido tetraoxosilícico (IV).

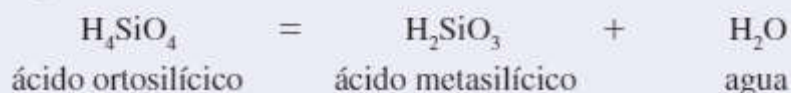
Respuesta:

Del nombre se obtiene que la fórmula del ácido es la siguiente: H_pSiO_4 . El valor de p se calcula:

$$p = 2q - \text{estado de oxidación} = 2 \times 4 - 4 = 4$$

Entonces, la fórmula es H_4SiO_4 , que corresponde al ácido ortosilícico.

En los ejemplos 6.4 y 6.5 se observa que la diferencia entre los ácidos **orto** y **meta** es que la fórmula del ácido meta contiene una unidad de H_2O menos que el ácido orto, pero el elemento central conserva el estado de oxidación;

**EJEMPLO 6.6**

Escriba la fórmula del ácido fosfórico.

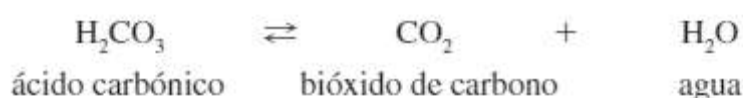
Respuesta:

La fórmula general corresponde a H_pPO_q .



Nótese que del nombre vulgar no se obtiene información sobre p , q o el estado de oxidación del elemento central, por lo que un recurso es consultar la tabla 6.1 o sus equivalentes; o simplemente recordar las fórmulas, como hacen los químicos.

En la tabla 6.1 se incluyó una columna de obtención formal para mostrar que el nombre del ácido proviene del nombre del óxido que se hidrata (las reglas de nomenclatura de óxidos terminados en *-oso* y en *-ico* se dieron en el capítulo anterior). Sin embargo, la ecuación de obtención que se presenta es sólo formal o ideal, ya que algunos óxidos no se hidratan o los ácidos no existen en la forma molecular que se les asigna, como es el caso de los ácidos sulfuroso y teluroso. Otras veces, el ácido es inestable y tiende a deshidratarse espontáneamente. Por ejemplo, el ácido carbónico:



Las soluciones de ácido carbónico, si bien son ácidas por contener iones H^+ , se comportan como soluciones acuosas de CO_2 , que es un gas, en agua. Es por esto que los refrescos “con gas” liberan burbujas al agitarse.

Los óxidos insolubles, como el As_2O_3 , el As_2O_5 , el TeO_2 , o los que se obtienen por la fácil deshidratación del oxiácido, como el CO_2 , vulgarmente reciben el nombre de “anhídridos”, que proviene de la palabra **anhidro**, que significa sin agua. Por ejemplo, el nombre vulgar del dióxido de carbono es anhídrido carbónico.

EJEMPLO 6.7

Escriba la fórmula del anhídrido sulfúrico.

Respuesta:

El anhídrido sulfúrico debe provenir de la deshidratación del ácido sulfúrico. Esta reacción es la inversa de la que aparece en la tabla 6.1 para la “obtención formal” del ácido. La reacción es



Por tanto, la fórmula del anhídrido sulfúrico es SO_3 y corresponde al trióxido de azufre (VI).

EJEMPLO 6.8

Escriba la fórmula del anhídrido bórico.



Respuesta:

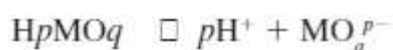
Cualquiera de los ácidos bóricos debe ser deshidratado para la obtención del anhídrido. Con ayuda de la tabla 6.1 puede escribirse, en forma invertida, la reacción



La fórmula del anhídrido es B_2O_3 , que corresponde al trióxido de diboro (III).

Nomenclatura de los aniones oxigenados

La disociación de los ácidos oxigenados produce, como ya hemos visto, iones hidrógeno H^+ y un ion molecular negativo que contiene al elemento central:



A este ion molecular se le conoce como **anión oxigenado**. El nombre de los aniones oxigenados proviene del nombre del ácido que les da origen, y se siguen las siguientes reglas:

- a) El anión que proviene de un ácido cuyo nombre termina en *-oso*, recibe el mismo nombre, terminado en *-ito*.

Por ejemplo, el anión del ácido nitroso, HNO_2 , se llama anión nitrito, NO_2^- .

- b) El anión que proviene de un ácido cuyo nombre termina en *-ico*, recibe el mismo nombre, terminado en *-ato*.

Por ejemplo, el anión del ácido peryódico, HIO_4 , recibe el nombre de anión peryodato, IO_4^- .

En la tabla 6.2 se presentan los nombres de los aniones oxigenados; también se incluye la nomenclatura sistemática en la que sólo cambia la terminación *-ico* del ácido por *-ato* del anión.

Tabla 6.2 Fórmulas y nombres de los aniones oxigenados.

Fórmulas	Nombre vulgar	Nombre sistemático
ClO^-	hipoclorito	Monoxoclorato (I)
ClO_2^-	Clorito	Dioxoclorato (III)
ClO_3^-	Clorato	Trioxoclorato (V)
ClO_4^-	Perclorato	Tetraoxoclorato (VII)

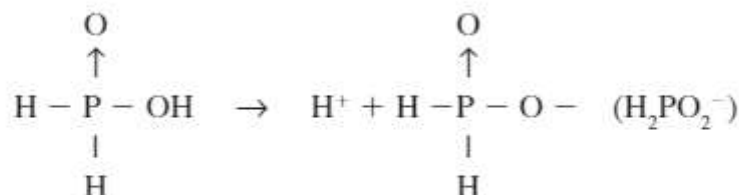


Tabla 6.2 (Continuación).

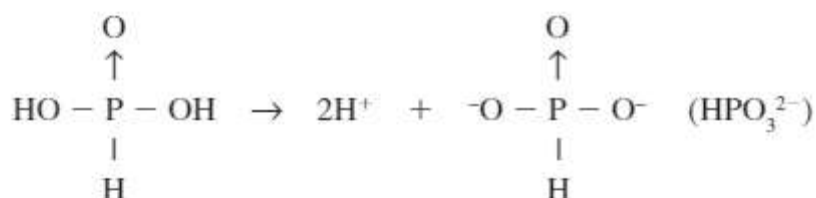
Fórmulas	Nombre vulgar	Nombre sistemático
BrO^-	Hipobromito	Monoxobromato (I)
BrO_2^-	Bromito	Dioxobromato (III)
BrO_3^-	Bromato	Trioxobromato (V)
IO^-	Hipoyodito	Monoxoyodato (I)
IO_2^-	Yodito	Dioxoyodato (III)
IO_3^-	Yodato	Trioxoyodato (V)
IO_4^-	Peryodato	Tetraoxoyodato (VII)
SO_3^{2-}	Sulfito	Trioxosulfato (IV)
SO_4^{2-}	Sulfato	Tetraoxosulfato (VI)
SeO_3^{2-}	Selenito	Trioxoselenato (IV)
SeO_4^{2-}	Seleniato	Tetraoxoselenato (VI)
TeO_3^{2-}	Telurito	Trioxotelurato (IV)
TeO_4^{2-}	Telurato	Tetraoxotelurato (VI)
NO_2^-	Nitrito	Dioxonitrato (III)
NO_3^-	Nitrato	Trioxonitrato (V)
H_2PO_2^-	Hipofosfito	Dihidrodioxofosfato (I)
HPO_3^{2-}	Fosfito	Monohidrotioxofosfato (III)
PO_4^{3-}	Fosfato	Tetraoxofosfato (V)
HAsO_3^{2-}	Arsenito	Monohidrotrioxoarseniato (III)
AsO_4^{3-}	Arseniato	Tetraoxoarseniato (V)
SbO_4^{3-}	Antimoniato	Tetraoxoantimoniato (V)
CO_3^{2-}	Carbonato	Trioxocarbonato (IV)
SiO_4^{4-}	Ortosilicato	Tetraoxosilicato (IV)
SiO_3^{2-}	Metasilicato	Trioxosilicato (IV)
BO_3^{3-}	Ortoborato	Trioxoborato (III)
BO_2^-	Metaborato	Dioxoborato (III)



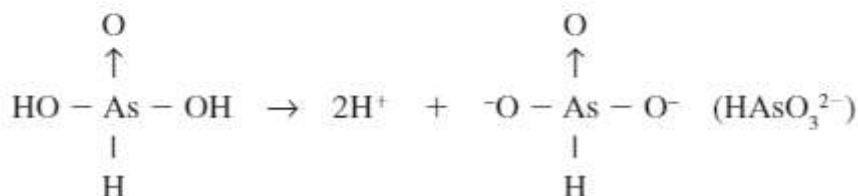
En la misma tabla se incluye la nomenclatura sistemática, en la cual sólo aparecen los casos singulares de los aniones hipofosfito (H_2PO_2^-), fosfito (HPO_3^{2-}) y arsenito (HAsO_3^{2-}), que contienen hidrógeno debido a que en la molécula de los ácidos hay hidrógenos unidos al elemento central. Estos hidrógenos no se pueden disociar, por lo que permanecen en el anión. Las reacciones de disociación, explicadas con representaciones de Lewis, son:



ácido hipofosforoso \rightarrow ion hidrógeno + ion hipofosfito (H_2PO_2^-)



ácido fosforoso = 2 ion hidrógeno + ion fosfito



ácido arsenioso = 2 ion hidrógeno + ion arsenito

Para una mejor comprensión de las estructuras de las moléculas de los ácidos y sus aniones oxigenados, en la tabla 6.3 se dan las representaciones de Lewis de los ácidos. El átomo de hidrógeno se representa como H^- , de tal modo que al ser separado de la molécula se formará el ion H^+ y el oxianión quedará marcado con el signo $-$ en los lugares que ocupó el hidrógeno.

EJEMPLO 6.8

Con ayuda de la tabla 6.3 dibuje la representación de Lewis del ion carbonato.

Respuesta:

El carbono pertenece al grupo del silicio. En la tabla 6.3 el grupo del silicio tiene dos ácidos: el ortosilícico [$\text{Si}(\text{OH})_4$] y el metasilícico (H_2SiO_3). El ácido carbónico tiene una fórmula similar a la del ácido metasilícico (H_2SiO_3).



El anión debe tener la misma estructura, eliminando los hidrógenos:



Tabla 6.3 Representaciones de Lewis de algunos oxiácidos.

Grupo del cloro:



ácido hipocloroso



ácido cloroso



ácido clórico



ácido perclórico

Grupo del azufre:



ácido sulfuroso



ácido sulfúrico

Oxiácidos del nitrógeno:



ácido nitroso



ácido nítrico

Grupo del fósforo:



ácido hipofosforoso



ácido fosforoso



ácido fosfórico

Grupo del silicio:



ácido ortosilícico



ácido metasilícico



Grupo del boro:



ácido ortobórico



ácido metabórico

EJEMPLO 6.9

Con ayuda de la tabla 6.3 dé la representación de Lewis del ion nitrato.

Respuesta:

El ion nitrato proviene del ácido nítrico. En la tabla 6.3 se encuentra su estructura después de eliminar a los iones hidrógeno:



Sales anfígenas

Las sales anfígenas son las que resultan de combinar iones metálicos (cationes) con aniones oxigenados. La fórmula general que les corresponde es:



donde y es el estado de oxidación del catión metálico M , y p es la carga formal del oxoanión, cuyo átomo central es M' . Los valores de p y de y , como estados de oxidación de M^{p+} y MO_q^{p-} , se intercambian siguiendo la regla del intercambio de los estados de oxidación analizada en el capítulo anterior. Son ejemplos de sales anfígenas:

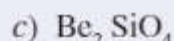
el yodato de potasio	$K IO_3$
el nitrato de calcio	$Ca(NO_3)_2$
el sulfato de sodio	$Na_2 SO_4$
el silicato de magnesio	$Mg SiO_3$
el fosfato de hierro (II)	$Fe_3 (PO_4)_2$
el carbonato de cobalto (III)	$Co_2 (CO_3)_3$

Para indicar el nombre de una sal anfígena se enuncia el nombre del oxianión, la preposición “de” y el nombre del catión, poniendo su estado de oxidación entre paréntesis, cuando proceda.



EJEMPLO 6.10

Indique el nombre de las siguientes sales:

**Respuesta:**

Con ayuda de la tabla 6.2 se pueden identificar los nombres de los oxianiones y su estado de oxidación p . Para determinar el estado de oxidación del metal se recurre a la regla del intercambio de estados de oxidación:

- a) Metaborato de litio o litio (I). El litio sólo presenta el estado de oxidación +1.
- b) Sulfato de níquel (II). La fórmula de la sal formada con Ni^{2+} y SO_4^{2-} debiera ser $\text{Ni}_2 (\text{SO}_4)_2$, pero ésta se simplifica.
- c) Ortosilicato de berilio. El único estado de oxidación que presenta el berilio es +2. La molécula tiene cuatro cargas positivas de dos iones berilio Be^{2+} , y cuatro cargas negativas del anión ortosilicato SiO_4^{4-} . La fórmula debería ser $\text{Be}_2 \text{SiO}_4$.

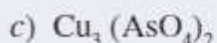
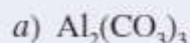
EJEMPLO 6.11

Escriba las fórmulas de las sales siguientes:

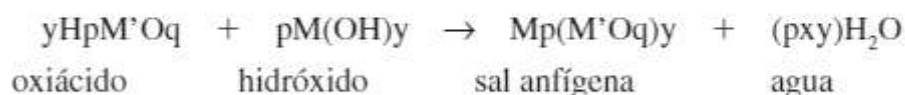
- a) Carbonato de aluminio.
- b) Perclorato de magnesio.
- c) Arseniato de cobre (II).
- d) Telurato de cadmio (II).

Respuestas:

La fórmula y la carga eléctrica de los oxoaniones se encuentran en la tabla 6.2. La fórmula y la carga eléctrica de los cationes se encuentran en la figura 4.3.



El método de obtención generalizado de las sales anfígenas consiste en hacer reaccionar al ácido que da origen al oxoanión con el hidróxido metálico que corresponde. La ecuación química general es:

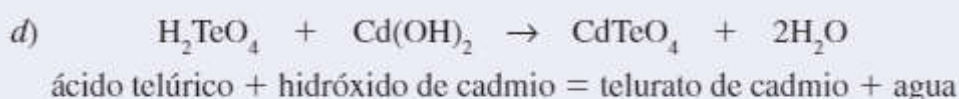
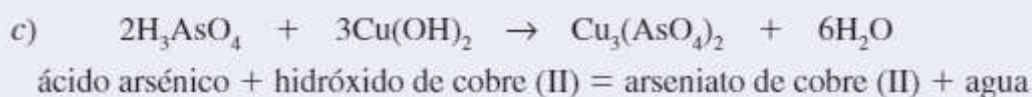
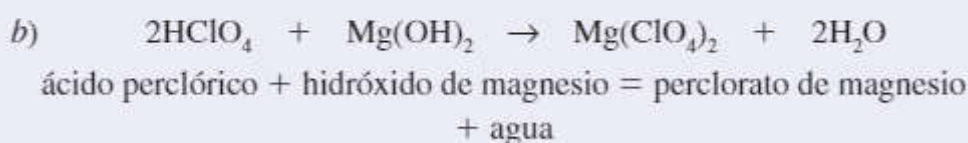


EJEMPLO 6.12

Escriba las reacciones de obtención de los compuestos dados en el ejemplo 6.11.

Respuesta:

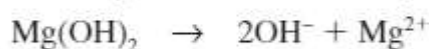
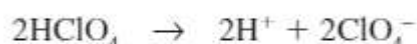
Aplicando el procedimiento generalizado:



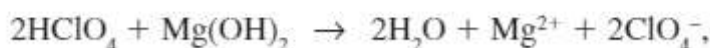
A este método de preparación se le conoce como **neutralización**, pues consiste en igualar las cantidades de iones H^+ que provienen del ácido con las cantidades de iones OH^- que provienen de las bases. La neutralización ocurre cuando la cantidad de ácido reacciona con una cantidad igual de base y el producto final es **neutro**, ya que



El proceso de neutralización puede mostrarse en forma más amplia. Si tomamos el ejemplo 6.12.b, la reacción global puede darse en las siguientes etapas:



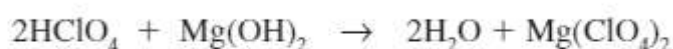
sumando:



los iones Mg^{2+} y ClO_4^- son de cargas opuestas, por lo que se atraen:



por tanto:



Autoevaluación

- I. Escriba la fórmula de los compuestos que se obtienen al unir los cationes que encabezan cada hilera con los aniones que encabezan cada columna:

	^-OH	NO_2^-	SO_4^{2-}	$HAsO_3^{2-}$	PO_4^{3-}	SiO_4^{4-}
Tl^+						
Rb_+						
Cu^{2+}						
Fe^{3+}						
Pb^{4+}						
Mn^{2+}						

- II. Escriba el nombre de los compuestos cuyas fórmulas quedaron en la diagonal sombreada.
- III. Escriba las representaciones de Lewis de los aniones del punto I.
- IV. Sugiera una reacción para la obtención de los compuestos cuyas fórmulas quedaron en la diagonal sombreada.
- V. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:
- Hidróxido de estaño (II).
 - Ácido tetraoxomangánico (VII) (ácido permangánico).
 - Ácido hipoantimonioso.
 - Anhídrido peryódico.
 - Ion dioxoaluminato (III) (ion metaaluminato).
 - Trioxovanadato (V) de amonio.
- VI. Sugiera una reacción de obtención para cada uno de los compuestos del ejercicio V.



VII. Escriba en el paréntesis el número que corresponde al nombre de la fórmula:

- | | | |
|---------------------------------------|-----|---------------------------|
| 1. Hipoclorito de calcio | () | BO_3^{3-} |
| 2. Hidróxido de potasio | () | H_3PO_2 |
| 3. Ácido fosforoso | () | KOH |
| 4. Ion ortoborato | () | HAsO_3^{2-} |
| 5. Hidróxido de estaño (IV) | () | Cu SO_4 |
| 6. Ion yodato | () | $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ |
| 7. Oxhidrilo | () | H_3PO_3 |
| 8. Ácido hipofosforoso | () | $\text{Sn}(\text{OH})_4$ |
| 9. Tetraoxosulfato (VI) de cobre (II) | () | IO_3^- |
| 10. Ion arsenito | () | OH^- |

VIII. Investigación: Consulte en otros textos de química, en diccionarios, o en documentos electrónicos los siguientes productos y explique su significado:

- Yeso
- Calomel
- Cal apagada
- Sal de epsom
- Plata córnea
- Celestita
- Argentita
- Azurita
- Bórax





Funciones compuestas

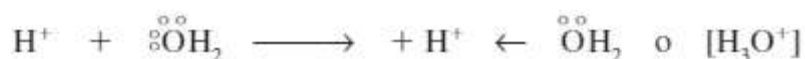


Cationes poliatómicos

Existen iones moleculares que tienen cargas positivas. A éstos les llamamos cationes poliatómicos. Hay dos formas de obtener cationes poliatómicos: *a)* por adición de un ion positivo a una molécula neutra, y *b)* por la extracción de un ion negativo a una molécula neutra. Vamos a analizar ambos casos.

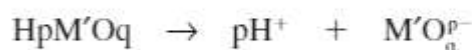
Caso *a)* Aniones protonados

Adición de un ion H^+ a una molécula neutra. Algunos hidruros son capaces de aceptar un ion hidrógeno H^+ . Para que esto ocurra, la molécula de hidruro debe tener pares de electrones no compartidos, tal es el caso de los hidruros de los grupos periódicos 15, 16 y 17. Por ejemplo, el agua puede aceptar un ion H^+ , según la reacción:

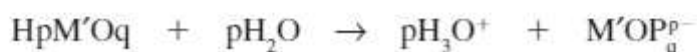


El catión H_3O^+ recibe el nombre de “ion hidronio”.

El ion H^+ proviene de la ionización de un ácido. En el capítulo anterior vimos que los oxiácidos se disocian produciendo iones H^+ :



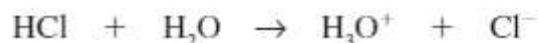
Sumando las ecuaciones anteriores obtenemos



Con ayuda de la última ecuación podemos definir:

Ácido es una sustancia que al disociarse produce iones H^+ . Otra definición es la siguiente: ácido es una sustancia que al reaccionar con el agua produce iones hidronio, H_3O^+ .

Los hidruros de los grupos 16 y 17 reaccionan con el agua para producir iones hidronio y son, por tanto, ácidos. Tomando como ejemplo al cloruro de hidrógeno:



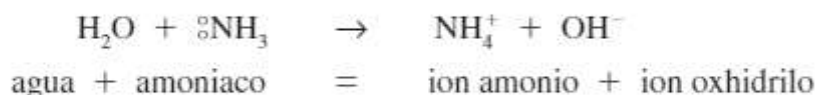
En la tabla 7.1 se enlistan los hidruros ácidos. Las soluciones acuosas de los hidruros ácidos se denominan “ácidos hidrácidos” o simplemente “hidrácidos”, y en su nomenclatura se incluye la palabra ácido, el nombre apocopado del no metal y la terminación “hídrico”. Su fórmula debe estar acompañada por la palabra “acuoso” (ac).



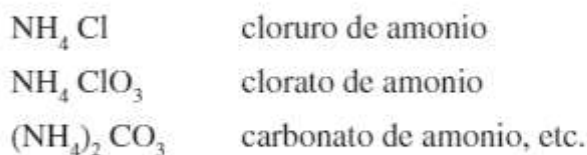
Tabla 7.1 Listado de los ácidos hidrácidos.

Fórmula	Nombre	Reacción con el agua		
HF(ac)	Ácido fluorhídrico	HF + H ₂ O	→	H ₃ O ⁺ + F ⁻
HCl(ac)	Ácido clorhídrico	HCl + H ₂ O	→	H ₃ O ⁺ + Cl ⁻
HBr(ac)	Ácido bromhídrico	HBr + H ₂ O	→	H ₃ O ⁺ + Br ⁻
HI(ac)	Ácido yodhídrico	HI + H ₂ O	→	H ₃ O ⁺ + I ⁻
H ₂ S(ac)	Ácido sulfhídrico	H ₂ S + H ₂ O	→	H ₂ O ⁺ + HS ⁻
H ₂ Se(ac)	Ácido selenhídrico	H ₂ Se + H ₂ O	→	H ₃ O ⁺ + HSe ⁻
H ₂ Te(ac)	Ácido telurhídrico	H ₂ Te + H ₂ O	→	H ₃ O ⁺ + HTe ⁻

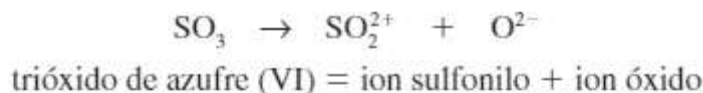
Los hidruros del grupo 15 tienen un par de electrones no compartido y su fórmula general es: EH₃. Al reaccionar estos hidruros con el agua absorben un ion hidrógeno, como se muestra:



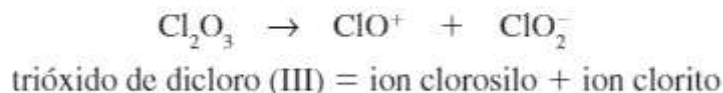
A estos hidruros se les llama “básicos” porque al reaccionar con el agua liberan un grupo ⁻OH. El hidruro protonado EH₄⁺ forma su nombre con el del no metal, terminado en “onio”. Aunque los hidruros de nitrógeno (amoníaco), el de fósforo (fosfina) y el de arsénico (arsina) producen los cationes amonio (NH₄⁺), fosfonio (PH₄⁺) y arsonio (AsH₄⁺), el único que es estable y está presente en compuestos importantes es el ion amonio NH₄⁺. En efecto, de este ion existen prácticamente todas las sales posibles:



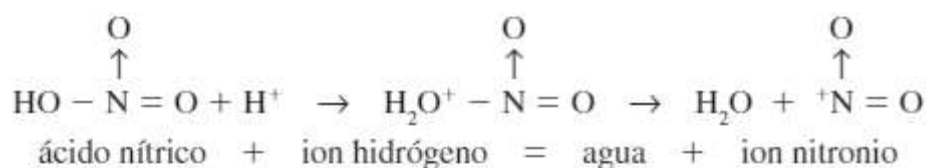
Caso b) Cationes oxigenados. La separación de un ion óxido de una molécula oxigenada puede dar lugar a un catión, por ejemplo:



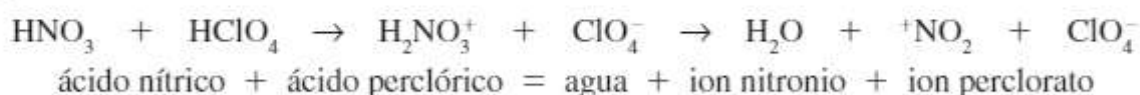
También la ruptura de un óxido puede dar lugar a un anión y un catión oxigenados:



y, finalmente, la protonación de un oxiácido, al eliminar agua, da lugar a cationes oxigenados:



El reactivo que cede el ion H^+ debe ser un ácido más fuerte que el ácido atacado. Para esto puede utilizarse el ácido perclórico, considerado el ácido más fuerte entre los que se han estudiado:



Los cationes oxigenados forman su nomenclatura con el nombre del elemento central y la terminación *-ilo*. Como la nomenclatura no es trivial, en la tabla 7.2 se dan nombres y fórmulas de los cationes oxigenados más comunes.

La fórmula general de estos cationes es MO_r^+ . El estado de oxidación del elemento central (sobre el cual están unidos los oxígenos y las cargas positivas) se puede calcular con la fórmula:

$$\text{estado de oxidación} = 2 \times r + s$$

Por ejemplo, para el ion sulfonio, SO_2^+ , el estado de oxidación del azufre = $2 \times 2 + 2 = 6$, que es uno de los estados de oxidación permitidos para el azufre. Para el ion nitronio, NO_2^+ el estado de oxidación del nitrógeno = $2 \times 2 + 1 = 5$.

Tabla 7.2 Nombres y fórmulas de los cationes oxigenados más comunes.

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
ClO^+	Clorosilo	VO^{2+}	Vanadilo
ClO_2^+	Clorilo	UO_2^{2+}	Uranilo
ClO_3^+	Perclorilo	CrO_2^{2+}	Cromilo
SO^{2+}	Sulfínilo o tionilo	CO^{2+}	Carbonilo
SO_2^{2+}	Sulfonilo o sulfurilo	PO^{3+}	Fosforilo
NO^+	Nitrosilo o nitrusonio	NO_2^+	Nitrosonilo o nitronio

EJEMPLO 7.1

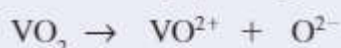
Indique el estado de oxidación del vanadio en el catión vanadilo y una posible reacción para su obtención.



Respuesta:

El catión vanadilo, (ver tabla 7.2), es el VO^{2+} . Su estado de oxidación es $2 + 2 = 4$.

El óxido que da origen al catión es el V_2O_4 o VO_2 , por lo que



dióxido de vanadio (IV) = ion vanadilo + ion óxido

La nomenclatura sistemática de estos cationes consiste en indicar con el prefijo griego correspondiente el número de oxígenos en la fórmula, seguido de la palabra “oxo”, el nombre del elemento central y su estado de oxidación escrito entre paréntesis:

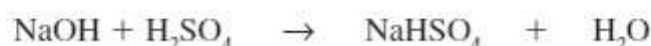
el ion clorosilo, ClO^+ es el monoxocloro (III)

el ion sulfonilo, SO_2^+ es el dioxoazufre (VI)

el ion nitrosilo, NO_2^+ es el dioxonitrógeno (V)

Sales ácidas

La neutralización parcial de un ácido puede dar lugar a una sal cuyo anión conserve algunos átomos de hidrógeno ionizables. Por ejemplo, en la reacción



hidróxido de sodio + ácido sulfúrico = sulfato ácido de sodio + agua

A esta reacción se le llama “neutralización parcial” debido a que sólo uno de los dos hidrógenos dissociables del ácido sulfúrico fue neutralizado. El anión que resulta de este proceso es el HSO_4^- , al que se nombra como “sulfato ácido”, puesto que aún puede disociar un ion hidrógeno:



ion sulfato ácido = ion hidrógeno + ion sulfato

Para que un ácido pueda formar sales ácidas es necesario que su fórmula contenga más de un átomo de hidrógeno ionizable. Los ácidos clorhídrico (HCl), clórico (HClO_3) y nítrico (HNO_3), por ejemplo, no pueden dar aniones ácidos porque sólo tienen un hidrógeno por neutralizar. En cambio, el ácido sulfúrico (H_2SO_4) puede dar un anión ácido (el sulfato ácido HSO_4^-) y el ácido fosfórico (H_3PO_4) puede dar dos aniones ácidos, el H_2PO_4^- y el HPO_4^{2-} . En la tabla 7.3 se muestran los nombres de los aniones ácidos comunes y sus fórmulas, derivadas del ácido del que provienen.

La nomenclatura sistemática consiste en indicar con un prefijo griego el número de átomos de hidrógeno que contiene el anión, seguido de la palabra “hidrógeno”, el nombre del anión y, entre paréntesis, el estado de oxidación del elemento central. Por



ejemplo, el ion HSO_4^- se debería llamar “hidrógeno tetraoxosulfato (VI)”, pero también se le llama “hidrógenosulfato”. El ion HS^- , que proviene del ácido sulfhídrico, se llama ion hidrógenosulfuro”.

Hay más de una nomenclatura trivial para los aniones ácidos. La más reciente consiste en formar el nombre del anión neutro seguido del prefijo griego que indica el número de hidrógenos en la fórmula, unido a la palabra “ácido”. Por ejemplo:

HSO_4^- :	sulfato monoácido o sulfato ácido,
HS^- :	sulfuro monoácido o sulfuro ácido,
H_2PO_4^- :	fosfato diácido y
HPO_4^{2-} :	fosfato monoácido.

Otra nomenclatura trivial muy utilizada consiste en:

- Cuando el ácido termina en *-hídrico*, el anión hidrogenado cambia la terminación por *-hidrato*. Por ejemplo, el HS^- proviene del H_2S , ácido sulfhídrico, por lo que su nombre es “ion sulfhidrato” (tabla 7.3).
- Los iones que provienen de ácidos oxigenados forman su nombre con el prefijo *bi-*. Por ejemplo: el HSO_4^- proviene del ácido sulfúrico H_2SO_4 , su nombre es bisulfato.

Esta nomenclatura no se utiliza cuando el anión ácido puede contener uno o más hidrógenos. Utilizando esta nomenclatura, el término “bifosfato” podría aplicarse a H_2PO_4^- o a HPO_4^- . Como no hay forma de diferenciarlos, en este caso, esta nomenclatura no es aplicable.

En los dos últimos iones de la tabla 7.3 se muestra una aparente incongruencia entre las reglas de nomenclatura. El dihidrógeno fosfito H_2PO_3^- aparece como fosfito monoácido, esto se debe a que el ion fosfito tiene por fórmula HPO_3^- , y el hidrógeno presente **no** es ionizable. Por esta razón, el fosfito sólo produce un anión ácido, el H_2PO_3^- , que es monoácido, aunque en la fórmula aparezcan dos hidrógenos. Lo mismo puede decirse del dihidrógeno aresnito.

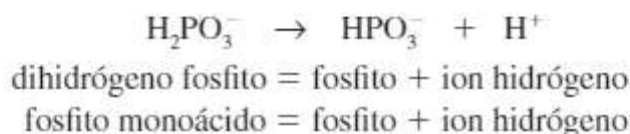


Tabla 7.3 Fórmulas, nombres y origen de los aniones ácidos comunes.

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre trivial	Origen
HS^-	Hidrógeno sulfuro	Sulfhidrato o bisulfuro	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$



Tabla 7.3 (Continuación)

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre trivial	Origen
HSe^-	Hidrógeno seleniuro	Selenhidrato	$\text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSe}^-$
HTe^-	Hidrógeno telururo	Telurhidrato	$\text{H}_2\text{Te} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HTe}^-$
HSO_3^-	Hidrógeno sulfito	Bisulfito	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$
HSO_4^-	Hidrógeno sulfato	Bisulfato	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$
HCO_3^-	Hidrógeno carbonato	Bicarbonato	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$
H_2PO_4^-	Dihidrogenofosfato	Fosfato diácido	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
HPO_4^{2-}	Hidrógeno fosfato	Fosfato monoácido	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
H_2AsO_4^-	Dihidrógeno arseniato	Arseniato diácido	$\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_4^-$
HAsO_4^{2-}	Hidrógeno arseniato	Arseniato monoácido	$\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{HAsO}_4^{2-}$
H_2PO_3^-	Dihidrógeno fosfito	Fosfito monoácido	$\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_3^-$
H_2AsO_3^-	Dihidrógeno arsenito	Arsenito monoácido	$\text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_3^-$

La fórmula de la sal ácida contendrá al anión ácido y al catión, de tal manera que al aplicar la regla del intercambio de estados de oxidación (o de “valencia” de los iones), produzca una molécula neutra. Ejemplos:

El hidrógeno sulfuro de sodio es: NaHS (o $\text{Na}^+ \text{HS}^-$)

El bisulfito de amonio es: $\text{NH}_4(\text{HSO}_3)$ (o $\text{NH}_4^+ \text{HSO}_3^-$)

El bicarbonato de calcio es: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ [o $\text{Ca}^{2+}(\text{HCO}_3^-)_2$]

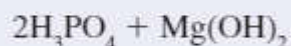
EJEMPLO 7.2

Escriba la fórmula y la reacción de obtención del dihidrogenofosfato de magnesio.

Respuesta:

a) el ion dihidrogenofosfato es el H_2PO_4^- (tabla 7.3); el ion magnesio es el Mg^{2+} ; la fórmula de la sal es $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

b) la reacción de obtención debe partir del ácido fosfórico y del hidróxido de magnesio. Según la fórmula de la sal, por cada átomo de magnesio hay dos átomos de fósforo, por lo que los reactivos deben ser:



Estos reactivos deben formar una **molécula** de la sal $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ y las moléculas de agua formadas en la neutralización parcial. El magnesio perdió dos grupos hidroxilo OH^- y cada ácido fosfórico perdió un ion H^+ (por la reacción $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4 + \text{H}^+$). Por tanto, se forman dos moléculas de agua:



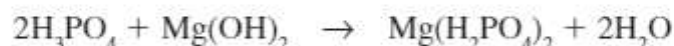
Sales básicas

El proceso de neutralización implica la formación de moléculas de agua a partir de un ácido y una base. Cuando todos los iones H^+ del ácido reaccionan con un número igual de iones hidroxilo, OH^- , se obtiene la sal neutra y moléculas de agua, como vimos en el capítulo anterior:

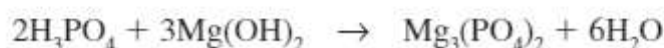


donde An es la fórmula del anión, que puede ser monoatómico o poliatómico.

Cuando la reacción ocurre con un número de moléculas de base **menor** que x o un número de moléculas de ácido **mayor** que y , la neutralización del ácido es parcial y se obtiene una sal ácida. En el ejemplo 7.2 se observa que la reacción es:

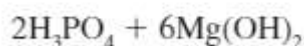


Si se compara con la obtención del fosfato de magnesio:



se observa que en el primer caso se utilizó menos hidróxido que el necesario para la neutralización.

Por lo contrario, si se usara un número de moléculas de ácido menor que y , o un número de moléculas de hidróxido mayor que x , la neutralización también será parcial y es posible que la sal formada contenga los iones OH^- que no reaccionaron. Por ejemplo, si hacemos reaccionar ácido fosfórico con hidróxido de magnesio en la siguiente proporción:

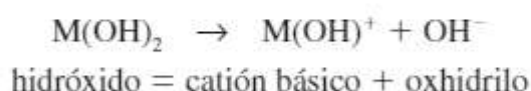


se tendrían seis iones H^+ y 12 iones OH^- , por lo que la sal formada debe contener los iones OH^- excedentes:

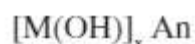


La sal cuyo catión contiene todavía iones OH^- se designa como “sal básica”. Para que un ion metálico pueda dar una sal básica es necesario que su estado de oxidación sea mayor que uno. Casi todas las sales básicas conocidas están formadas con iones metálicos con estado de oxidación $+2$ y, por tanto, la fórmula general de los cationes básicos es $\text{M}(\text{OH})^+$:



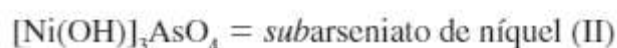
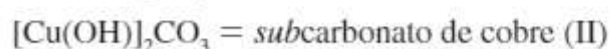
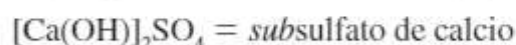
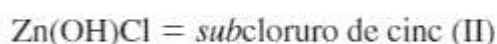


y la fórmula general de las sales básicas es

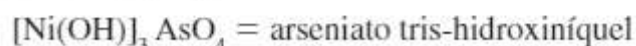
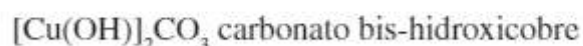
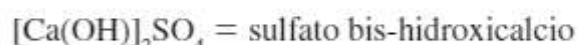


donde x es el número de cargas eléctricas del anión.

La nomenclatura trivial de la sal básica consiste en colocar el prefijo *sub-* al nombre de la sal neutra que le correspondería. Por ejemplo:



La nomenclatura sistemática consiste en dar al nombre del anión la raíz latina del número de cationes básicos presentes en forma de uni (número que se puede omitir), bis, tris, etc., la palabra hidroxí y el nombre del metal. Por ejemplo:



Algunos autores prefieren describir las sales básicas como la suma de una sal neutra y el hidróxido del metal. Por ejemplo:

- el cloruro hidroxícinc (II) puede representarse como 2Zn(OH)Cl o como $\text{ZnCl}_2 \cdot \text{Zn(OH)}_2$
- el carbonato bis-hidroxicobre (II) puede representarse como $[\text{Cu(OH)}]_2\text{CO}_3$ o como $\text{Cu CO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$
- el arseniato tris-hidroxiníquel (II) puede representarse como $2[\text{Ni(OH)}]_3 \text{AsO}_4$ o como $\text{Ni}_3(\text{AsO}_4)_2 \cdot 3\text{Ni(OH)}_2$

Obsérvese que cuando el anión tiene valencia impar, se duplica la fórmula.

EJEMPLO 7.3

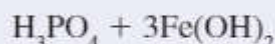
Escriba la fórmula del subfosfato de hierro (II) y la posible reacción de obtención.



Respuesta:

La fórmula debe contener al ion fosfato PO_4^{3-} y al catión básico $\text{Fe}(\text{OH})^+$. Mediante la regla del intercambio de estados de oxidación se obtiene $[\text{Fe}(\text{OH})]_3\text{PO}_4$. La fórmula anterior también puede ser representada como $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 3\text{Fe}(\text{OH})_2$, que es igual a dos veces $[\text{Fe}(\text{OH})]_3\text{PO}_4$.

La fórmula sistemática contiene tres átomos de hierro y uno de fósforo, por tanto, los reactivos deben ser:



El ácido fosfórico produce tres iones H^+ , y cada una de las moléculas de hidróxido ferroso puede dar un ion OH^- . Es por ello que, de la reacción se deben obtener tres moléculas de agua:

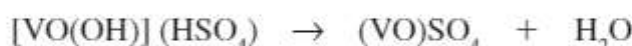
**EJEMPLO 7.4**

Indique el nombre que corresponde a la fórmula $[\text{Cr}(\text{OH})_2]\text{NO}_3$.

Respuesta:

En este caso, el catión metálico contiene más de un grupo OH. Su nombre sistemático debe indicar que el catión contiene dos grupos hidroxilo, por lo que el compuesto debe llamarse **nitrato de dihidroxicromo (III)**.

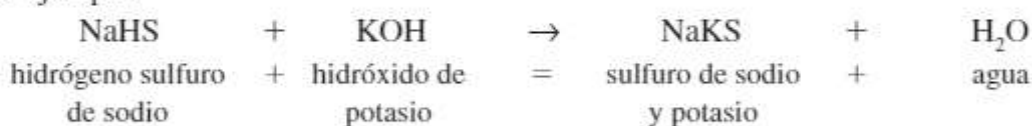
Está claro que una sal no puede ser ácida y básica simultáneamente, puesto que las sales ácidas contienen iones H^+ ionizables y las alcalinas contienen iones OH^- ionizables, que entre ellos se neutralizan. La sal $[\text{VO}(\text{OH})](\text{HSO}_4)$ no puede existir, ya que la reacción de neutralización ocurre de inmediato:



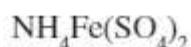
hidróxido de vanadilo + ion hidrógeno sulfato = sulfato de vanadilo + agua

Sales dobles**Sales de dos cationes**

Una sal ácida puede liberar iones H^+ . Si este ion fuera neutralizado por el hidróxido de un catión diferente al que posee la sal, el resultado sería una sal neutra con dos cationes. Por ejemplo:



Para que la fórmula de la sal doble cumpla con la regla del intercambio del estado de oxidación, es necesario que la suma de las cargas de los iones positivos sea igual a la carga de los aniones presentes. Por ejemplo, el sulfato de amonio y hierro (III) es



donde el catión amonio NH_4^+ tiene una carga positiva y el hierro (III) tiene tres cargas positivas. La suma de cargas positivas es 4. El ion sulfato SO_4^{2-} tiene dos cargas negativas, pero están presentes dos de dichos aniones por lo que la suma de cargas negativas es 4. La suma total de cargas es cero:

$$(+1) + (+3) + 2(-2) = 0$$

con lo que se cumple el principio de electroneutralidad de las moléculas.

La nomenclatura de estas sales se forma con el nombre del anión y el nombre de cada uno de los cationes presentes, con el estado de oxidación entre paréntesis. El orden para mencionar los cationes es el siguiente: se cita primero al que se encuentre más hacia la izquierda de la tabla periódica; si ambos cationes están en el mismo grupo, al que se encuentre más arriba en el grupo. Siempre precede el nombre del ion amonio. Por ejemplo:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$: sulfato de potasio y aluminio

NH_4MgPO_4 : fosfato de amonio y magnesio

$(\text{NH}_4)_2\text{Co}(\text{CO}_3)_2$: carbonato de amonio y cobalto (II)

Algunas veces las sales dobles son, en realidad, mezclas de dos sales neutras. El último de los ejemplos anteriores, el carbonato de amonio y cobalto (II), puede escribirse como $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \cdot \text{Co}(\text{CO}_3)$. Existe un mineral llamado **carnalita**, que es el cloruro doble de potasio y magnesio: $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2$ o KMgCl_3 . Estos compuestos no son en realidad sales dobles.

EJEMPLO 7.5

Escriba la fórmula y un método de obtención del sulfato de diamonio y hierro (II).

Respuesta:

La fórmula es $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. La suma de cargas eléctricas es $2 \times (+1) + (+2) + 2 \times (-2) = 0$, por lo que la fórmula es correcta.

Una reacción de obtención probable es:



Sales de dos aniones

La neutralización de una sal básica con un ácido de un anión diferente del que tiene la sal puede dar lugar a una sal de un catión y dos aniones diferentes. Los nombres de estos compuestos se forman con la indicación de los nombres de los aniones y el nombre del catión. Por ejemplo:

PbClF : cloruro fluoruro de plomo (II).

$\text{Ca}_3\text{F}(\text{PO}_4)_3$: fluoruro (tris) fosfato de pentacalcio (mineral: floroapatita).

$\text{Pb}_5\text{Cl}(\text{PO}_4)_3$: cloruro (tris) fosfato de pentaplomo (II) (mineral: piromorfita).

Ag_5SAs : sulfuroarseniuro de pentaplata (I).

EJEMPLO 7.6

Escriba la fórmula del sulfuro telururo de estaño (IV) y proponga un método de obtención.

Respuesta:

Por el nombre dado, la fórmula debe ser SnSTe . La suma de las cargas eléctricas es $(+4) + (-2) + (-2) = 0$, que cumple con el principio de electroneutralidad.

Una reacción de obtención probable será:



Sales hidratadas

Aunque en realidad no son compuestos puros, muchos sólidos cristalinos asocian moléculas de agua durante su formación. Estas moléculas de agua influyen en la textura y en algunas propiedades físicas de los sólidos cristalinos, como la transparencia y la solubilidad. Por ejemplo, el CaSO_4 , anhidrita, forma un sólido agregado de gránulos cúbicos; en cambio, el $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, yeso, se presenta en cristales generalmente prismáticos que pueden abrirse en capas. El yeso se forma por hidratación (adición de agua) de la anhidrita, operación en la que hay un aumento de 60% del volumen inicial.

Para señalar el número de moléculas de agua que contiene la fórmula mínima de una sal hidratada se indica el número de moléculas de agua mediante el prefijo griego correspondiente y la palabra hidrato después del nombre de la sal. Por ejemplo:

$\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$: sulfato de magnesio monohidrato

$\text{MgSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$: sulfato de magnesio tetrahidrato



$\text{MgSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$: sulfato de magnesio pentahidrato

$\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$: sulfato de magnesio hexahidrato

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$: sulfato de magnesio heptahidrato

Autoevaluación

I. **Relacione las fórmulas de la columna de la izquierda con los nombres que les corresponden.**

- | | | |
|---|-----|-----------------------------------|
| 1. PH_4^+ | () | Hidrógeno fosfato de calcio |
| 2. H_3O^+ | () | Sulfato de amonio y potasio |
| 3. $\text{H}_2\text{S}(\text{ac})$ | () | Sulfhidrato de amonio |
| 4. ClO_2^+ | () | Ion fosfonio |
| 5. CaHPO_4 | () | Sulfato de cobre pentahidrato |
| 6. NH_4HS | () | Ion hidronio |
| 7. $[\text{Be}(\text{OH})]_2\text{SiO}_3$ | () | Ácido sulfhídrico |
| 8. NH_4KSO_4 | () | Cloruro fluoruro de mercurio (II) |
| 9. HgClF | () | Submetasilicato de berilio |
| 10. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ | () | Clorilo |

II. **De las siguientes sales, escriba dentro del paréntesis: *n* para la que sea neutra, *a* para la que sea ácida y *b* para la que sea básica.**

- () CrO_2Cl_2
- () $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- () $\text{Hg}(\text{OH})\text{NO}_3$
- () $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 3\text{Zn}(\text{OH})_2$
- () NOHSO_4

III. **En los espacios correspondientes escriba la fórmula de los siguientes compuestos e indique su nombre sistemático.**

Nombre trivial	Fórmula	Nombre sistemático
1. Cloruro de sulfurilo	_____	_____



2. Bisulfito de amonio _____
3. Subsulfato de manganeso (II) _____
4. Fosfato sódico dodecahidrato _____
5. Arsenito de litio y cesio _____

IV. Proponga la reacción de obtención del:

- a) Cloruro de amonio
- b) Bicarbonato de calcio
- c) Dioxinitrógeno (V)
- d) Cloruro de dihidroxialuminio (III)
- e) Fosfato de amonio y magnesio

V. Complete las siguientes reacciones.

1. $\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{_____} + \text{I}^-$
2. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{_____} + \text{NO}_3^-$
3. $\text{Br}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{_____} + \text{BrO}_3^-$
4. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{CaHPO}_4 + \text{_____} \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{_____}$
6. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{_____} + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{_____} + 2 \text{_____}$
8. $\text{NaHSO}_4 + \text{:NH}_3 \rightarrow \text{_____}$
9. $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{_____} + 2\text{H}_2\text{O}$
10. $\text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{_____}$

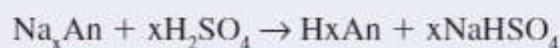
VI. Indique a qué clase de compuestos pertenecen las siguientes fórmulas generales.

1. MO_r^{s+} _____
2. H_xAn _____
3. HpMOq _____



4. $[M(OH)_n]_x An_{y-n}$ _____
5. $MM'An$ _____
6. $aMAn \cdot bMAn'$ _____
7. $MH_{x-y}A'n$ _____
8. MO_q^{p-} _____

VII. H_xAn es la fórmula generalizada de un ácido. Una forma general para la obtención de ácidos es la reacción de una sal M_xAn con un ácido fuerte como el sulfúrico H_2SO_4 . La ecuación general es:



Aplique la fórmula general en la obtención de:

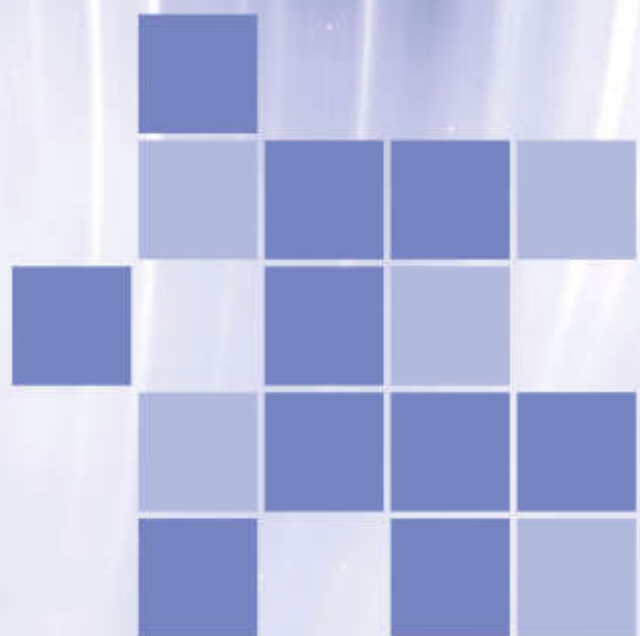
- a) el ácido sulfuroso H_2SO_3
- b) el ácido sulfhídrico H_2S
- c) el ácido bórico H_3BO_3
- d) el ácido hipoyodoso HIO

Compruebe que en cada reacción se cumpla el balance de átomos.

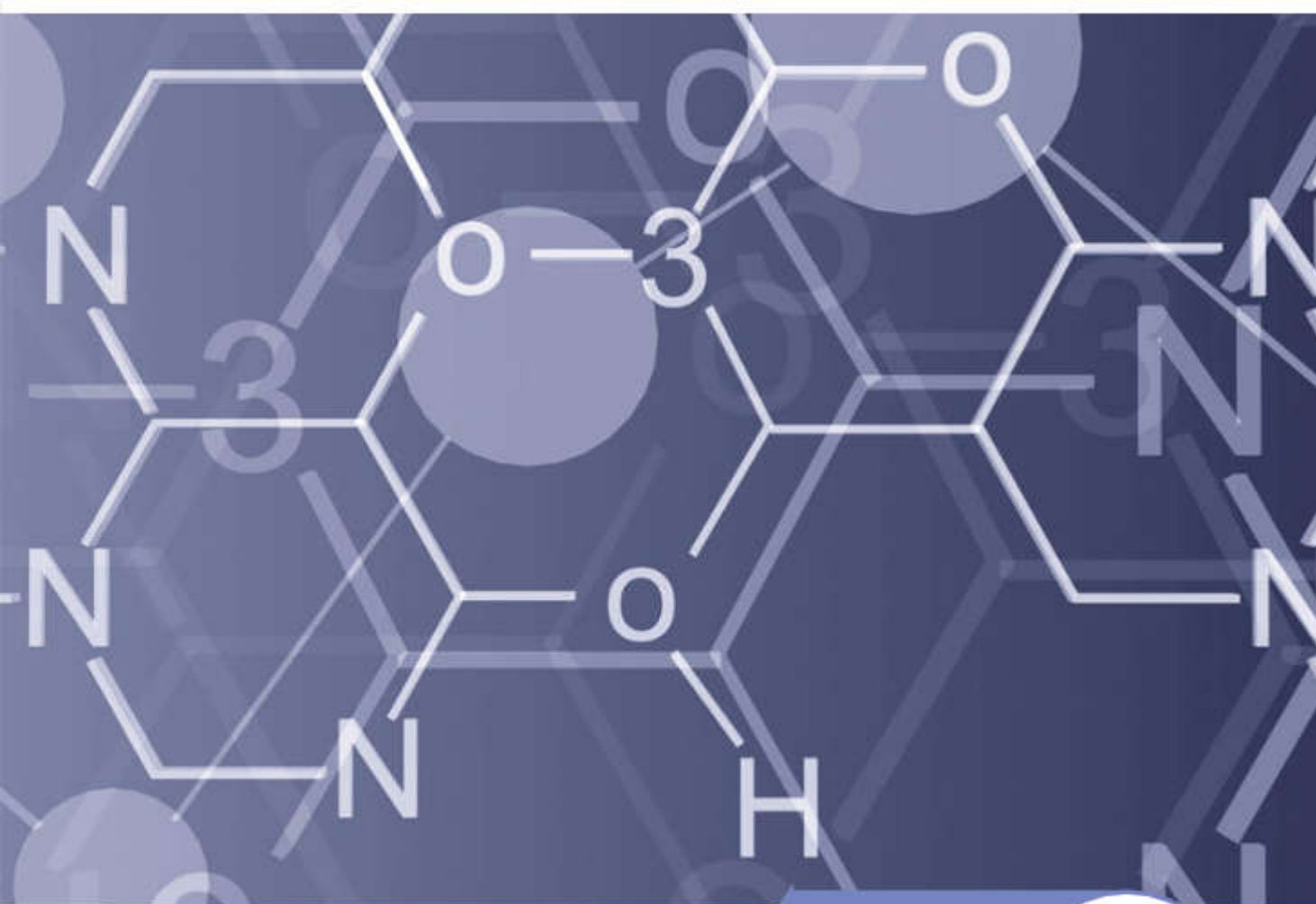
VIII. **Investigación.** Consulte en la bibliografía o en documentos electrónicos los siguientes términos:

- Cremor tártaro
- Albayalde
- Yeso
- Mica
- Caolín





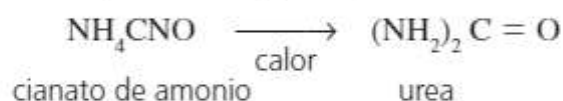
Introducción a la nomenclatura de los compuestos orgánicos



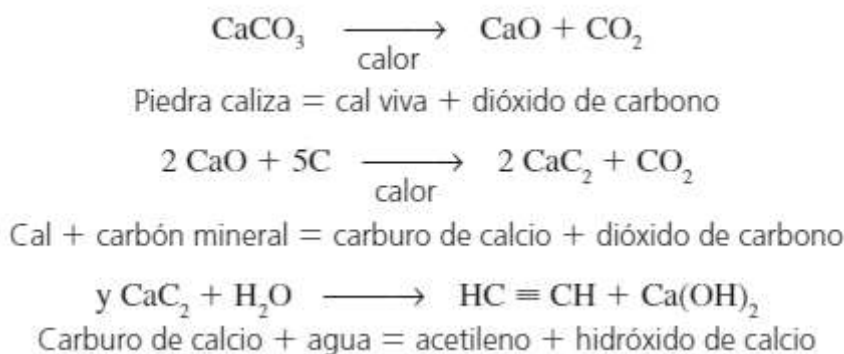
Compuestos orgánicos

Durante mucho tiempo se ha discutido cómo dar una definición de “compuestos orgánicos” que englobe su inmensa variedad. Por algún tiempo se denominó a la química orgánica como “química del carbono” debido a la observación de que todos los compuestos orgánicos contienen a este elemento como parte fundamental de sus esqueletos. Sin embargo, la química del carbono es más amplia que la “orgánica”, pues también contiene algunos compuestos inorgánicos, entre los que se incluye a los carburos, carbonatos, halogenuros y óxidos de carbono, entre otros compuestos.

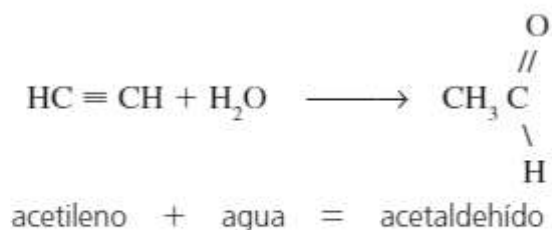
Antiguamente se decía que la química orgánica agrupaba a los compuestos que tenían su origen en los seres vivos u “organismos”. Aunque es cierto que durante la etapa inicial de la química orgánica los compuestos de interés estaban relacionados con los seres vivos, el progreso de esta ciencia ha conducido al desarrollo de muchos compuestos sintéticos, que siguen siendo considerados “orgánicos”, como los plásticos y otros polímeros, los freones, los pigmentos, muchos medicamentos, etc. Además, la hipótesis de que los compuestos orgánicos sólo podían ser sintetizados en los organismos cayó por tierra cuando se logró la síntesis de la urea (un compuesto “orgánico”) a partir del cianato de amonio (un compuesto “inorgánico”):

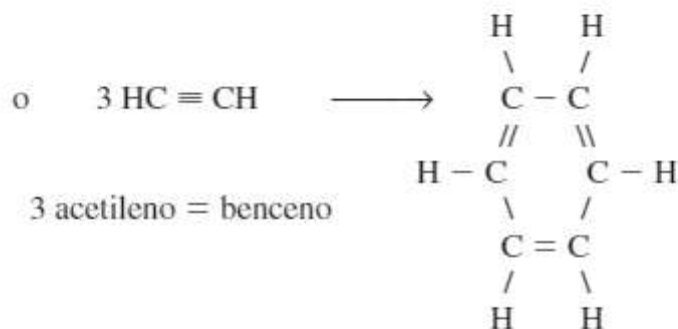


Otro compuesto “puente” entre las definiciones tradicionales de la química orgánica e inorgánica es el acetileno, $\text{HC} \equiv \text{CH}$, la fórmula nos muestra que el acetileno podría incluirse entre los compuestos inorgánicos como un hidruro de dicarbono. El acetileno se obtiene a partir de materiales inorgánicos: piedra caliza, carbón mineral y agua:



A partir del acetileno se pueden obtener varios compuestos orgánicos:





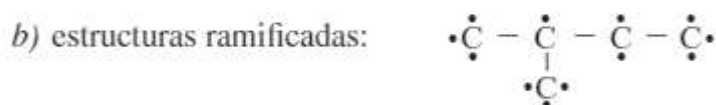
Se han reconocido varios cientos de miles de compuestos “orgánicos”, de los cuales se producen industrialmente unos 14 mil, entre disolventes, colorantes, plásticos, medicamentos, aglomerantes, etc. Aparte de éstos, los químicos desarrollan o identifican cada año cientos de nuevos compuestos. La tarea de identificar, clasificar y reconocer las propiedades físicas y químicas de los compuestos nuevos no es sencilla. En este capítulo daremos sólo las bases de la nomenclatura y clasificación de los compuestos orgánicos, sin pretender ser exhaustivos ni suficientes.

Características del carbono en los compuestos orgánicos

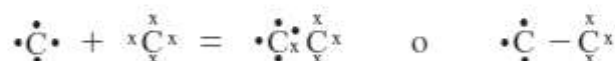
1. El átomo de carbono tiende a formar cuatro enlaces químicos en los compuestos orgánicos. Esta característica tiene su origen en la configuración electrónica del átomo de carbono: ${}_6\text{C} = [\text{He}]2s^2 2p^2$, con cuatro electrones externos, cuya representación de Lewis es:



2. Los átomos de carbono pueden unirse entre ellos mismos. Esta capacidad de combinación es el origen de la gran cantidad de compuestos “orgánicos”. La unión de átomos de carbono puede conducir a estructuras lineales, ramificadas y cíclicas:



3. La unión entre dos átomos de carbono se realiza compartiendo uno, dos o tres pares de electrones. Cuando la unión ocurre por la compartición de un par de electrones, cada átomo de carbono aporta un electrón y se dice que se forma un enlace simple o sencillo:

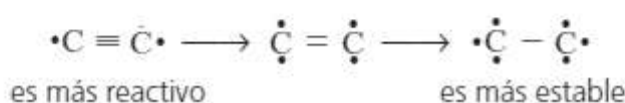


El enlace formado es **covalente** y resulta difícil de romper. Esta propiedad confiere al esqueleto de átomos de carbono gran estabilidad en las reacciones químicas.

La unión realizada con **dos** o **tres** pares de electrones produce un **doble** o un **triple** enlace covalente. En estas uniones cada átomo aporta el mismo número de electrones:

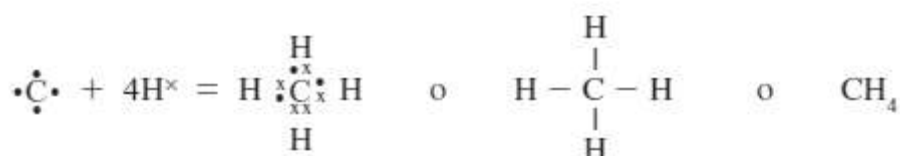


La fuerza de atracción de los átomos hacia los electrones que forman el doble o el triple enlace es **menor** que la que ejercen hacia los electrones que forman el enlace sencillo. Por esta razón los compuestos que contienen dobles o triples enlaces son **más reactivos** que los que contienen sólo enlaces sencillos:

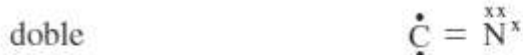
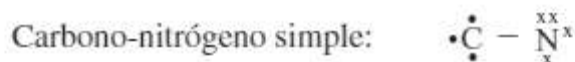
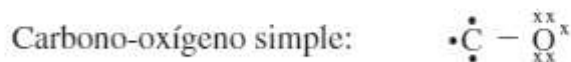


4. Los electrones no apareados de los esqueletos de átomos de carbono forman enlaces simples, dobles o triples con otros elementos, según la capacidad de combinación de cada uno. Los elementos que comúnmente participan en la formación de compuestos orgánicos son el **hidrógeno**, el **oxígeno**, el **nitrógeno**, el **fósforo**, los **halógenos** y el **azufre**. Las combinaciones con los demás elementos de la tabla periódica son poco frecuentes, aunque no por ello dejan de dar origen a compuestos importantes.

El enlace más frecuente es el que se forma con el hidrógeno:



La línea (—) describe siempre a un enlace covalente e implica la compartición de dos electrones. Otros enlaces frecuentes son:



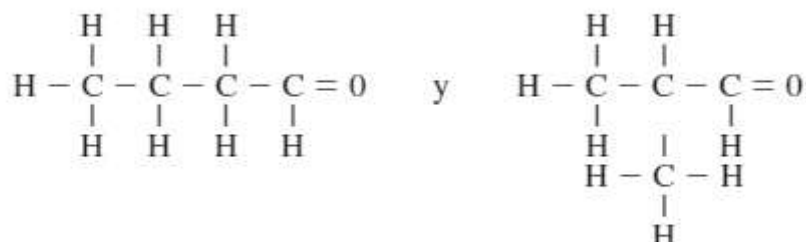
El conjunto de compuestos que se caracteriza por contener un tipo particular de enlace define una **función química**. Por ejemplo, los compuestos que sólo tienen



uniones C–H forman los **hidrocarburos**. Si **uno** de los enlaces fuera C–OH, el compuesto se llama **alcohol** y todos los alcoholes tienen al menos un enlace C–OH.

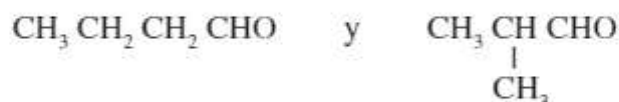
5. Las fórmulas de los compuestos pueden dar distintos grados de información respecto a la estructura de las moléculas:

Las **fórmulas desarrolladas** indican la posición de cada uno de los enlaces que contiene la molécula. Por ejemplo:



son dos compuestos **diferentes** que tienen el mismo número de átomos, pero distinta distribución: se dice que los dos compuestos anteriores son **isómeros**.

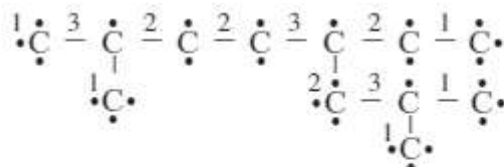
Las fórmulas **semidesarrolladas** no describen cada uno de los enlaces, sino la forma en que se unen los **grupos atómicos** dentro de las moléculas. Las fórmulas semidesarrolladas de los isómeros anteriores son:



Nótese que se elimina la representación de los enlaces horizontales. Las anteriores son representaciones más compactas y cómodas que las desarrolladas, aunque se pierde la información de la forma en la que están unidos carbono, hidrógeno y oxígeno en el último grupo de cada molécula.

Las **fórmulas condensadas** sólo describen la composición química de la molécula, pero sin indicar la distribución de los átomos. Los dos isómeros anteriores tienen la misma fórmula condensada $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. Nótese que una fórmula condensada puede representar a compuestos diferentes.

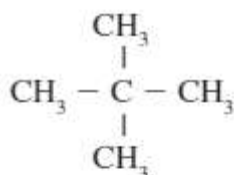
6. Se llama **orden de combinación de un átomo de carbono al número de uniones que tenga con otros átomos de carbono**. En el siguiente esqueleto se marca con 1 a los carbonos **primarios** (que son los que están unidos a un solo átomo de carbono), con 2 a los **secundarios** (unidos a otros dos átomos de carbono) y con 3 a los **terciarios**:



Los átomos de carbono de orden **cero** no están unidos a otros átomos de carbono, sino a otros elementos como el hidrógeno (CH_4), el oxígeno (CO_2 o H_2CO), etc. En



estos casos las moléculas poseen sólo un átomo de carbono. Existen también los átomos de carbono **cuaternarios**, cuando están unidos a cuatro átomos de carbono vecinos. El carbono central del neopentano es un ejemplo.



Según se deduce de la regla 1, no puede existir un orden de combinación superior a cuatro.

Hidrocarburos

Son compuestos que sólo contienen carbono e hidrógeno. Según la estructura de los esqueletos de átomos de carbono que contengan se pueden clasificar como: *a)* alcanos, *b)* alquenos, *c)* alquinos, *d)* hidrocarburos cíclicos y *e)* hidrocarburos aromáticos.

Alcanos

Los **alcanos** o parafinas son hidrocarburos de cadena lineal o ramificada. Los hidrocarburos lineales más sencillos tienen nombres particulares:

CH_4 , metano

CH_3CH_3 , etano

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$, propano

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$, butano

Los que siguen en cuanto al número de átomos de carbono se nombran con el prefijo griego que indica dicho número de átomos de carbono y la terminación *-ano*. Cuando los esqueletos son lineales se antepone la letra *n* y un guión (*n-*). Por ejemplo:

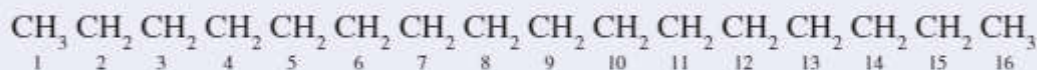
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$, *n*-pentano

EJEMPLO 8.1

Escriba la fórmula semidesarrollada del *n*-hexadecano.

Respuesta:

El compuesto debe contener 16 átomos de carbono en estructura lineal:



Para cadenas muy largas, existe otra fórmula semidesarrollada de un n-alcano que consiste en escribir dentro de un paréntesis el número de grupos $-\text{CH}_2-$ (llamado metileno), que se repiten. Por ejemplo:



El hidrocarburo más corto que puede tener una ramificación es el butano:

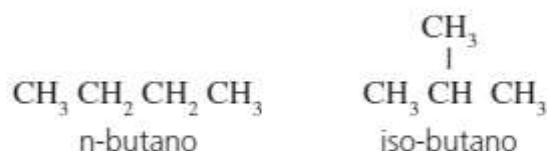
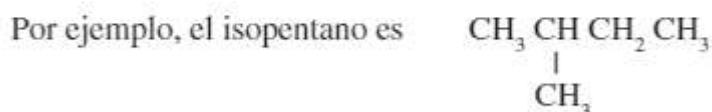
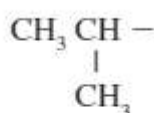


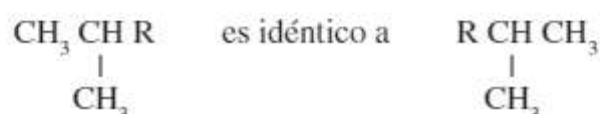
TABLA 8.1 Raíces de los nombres de los hidrocarburos de acuerdo con el número de átomos de carbono que contienen.

No.	Nombre	No.	Nombre	No.	Nombre	No.	Nombre
1	Meta	6	Hexa	11	Endeca	22	Doeicosa
2	Eta	7	Hepta	12	Dodeca	30	Triconta
3	Propa	8	Octa	13	Trideca	31	Entriconta
4	Buta	9	Nona	20	Eicosa	40	Tetraconta
5	Penta	10	Deca	21	Eneicosa	etc.	

El nombre de la última fórmula indica que el compuesto es un isómero del butano, obtenido por ramificación. A partir de esta fórmula se puede obtener todo un conjunto de iso-alcenos que se caracteriza por la distribución de los tres átomos carbonos terminales, según la estructura:



donde R es un trozo lineal de alcano que contiene tres átomos de carbono **menos** que el isoeneano. Está claro que



Aquí R tiene la forma de un hidrocarburo al que le falta un átomo de hidrógeno y, en su lugar, tiene un electrón no-apareado, que servirá para unirse al resto de la molécula. A esta especie se le llama **radical**. Los radicales de los alcanos se nombran sustituyendo la terminación *-ano* del nombre del alcano, por la terminación *-il* o *-ilo*. En la tabla 8.2 se dan nombres y fórmulas de los radicales alquilo de presencia frecuente en los compuestos orgánicos.

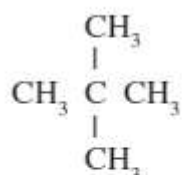
Tabla 8.2 Nombres y fórmulas de algunos radicales alquilo de uso frecuente.

$\text{CH}_3\bullet$	metil(o)	$\text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH}_2 \text{ CH}_2\bullet$	n-butil(o)
$\text{CH}_3 \text{ CH}_2\bullet$	etil(o)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \text{ CH CH}_2\bullet \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	isobutil(o)
$\text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH}_3\bullet$	n-propil(o)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH}\bullet \end{array}$	2-(n-butil)(o)
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \text{ CH}\bullet \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	isopropil(o)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \text{ C}\bullet \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	2-(2-metilpropil)(o)

Se pueden enumerar los átomos de carbono de un hidrocarburo, como se hizo en el ejercicio 8.1. Cuando el hidrocarburo no es lineal, el átomo de carbono número 1 es el más cercano a la ramificación. Por ejemplo, en el caso del isopentano, se puede escribir



En cualquiera de las representaciones el carbono 1 es el más cercano a la ramificación. El nombre sistemático del isopentano es **2-metilbutano**. Puede existir otro isómero del pentano, que es el 2, **2-dimetilpropano**:



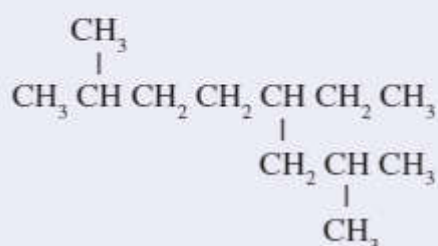
La nomenclatura sistemática de los alcanos ramificados consiste, entonces, en:



- 1) Dada la fórmula desarrollada o semidesarrollada, elíjase el esqueleto de átomos de carbono que sea más largo. El carbono 1 de este esqueleto es el que se encuentra más cercano a una ramificación.
- 2) Indíquese el nombre de los radicales alquilo que forman las ramificaciones de la cadena seleccionada. El orden de la enumeración de los radicales debe hacerse alfabéticamente, separándolos con guiones, excepto el último que debe ir unido al del alcano que corresponde a la cadena más larga.
- 3) Antes del nombre de cada radical hay que escribir el número del átomo de carbono que lo soporta. Se pueden usar los prefijos di, tri, tetra, etc., para indicar que hay 2, 3, 4, etc., radicales iguales, por ejemplo 2, 2, 3-trimetil. Se inserta un guión entre el número del átomo de carbono que soporta al radical y el nombre de la cadena principal.

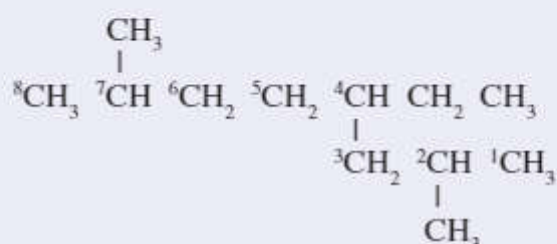
EJEMPLO 8.2

Asigne el nombre sistemático al alcano siguiente:



Respuesta:

- 1) La cadena más larga contiene ocho carbonos. La posición 1 corresponde al extremo que dé los números de sustitución más pequeños. Por observación se decide que sea el último grupo metil escrito:



- 2) La cadena tiene tres ramificaciones; un grupo metil en posición 2, otro en posición 7 y un grupo etil en posición 4. El nombre sistemático es:

4-etil - 2,7-dimetiloctano



EJEMPLO 8.3

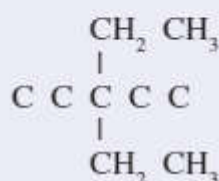
Escriba la fórmula semidesarrollada del 3,3-dietilpentano.

Respuesta:

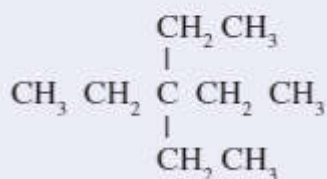
- 1) Escriba en forma lineal la cadena de carbonos más larga; enumere los átomos de 1 a 5:



- 2) En la posición 3 hay dos radicales etilo. Escríbalos:



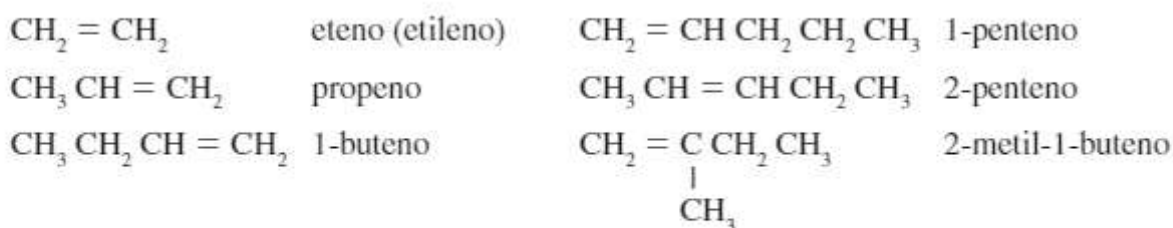
- 3) Complete el esqueleto con átomos de hidrógeno. Cada átomo de carbono primario (o terminal) debe tener tres hidrógenos, los intermedios (o secundarios) dos y los sustituidos o ramificados deben completar a cuatro el número de uniones del carbono. Los enlaces horizontales no se escriben:

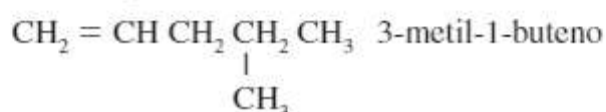
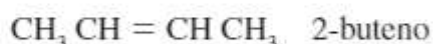


La fórmula general de los alcanos es $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, donde n es el número de átomos de carbono. En el último ejemplo se obtiene la fórmula condensada C_9H_{20} .

Alquenos

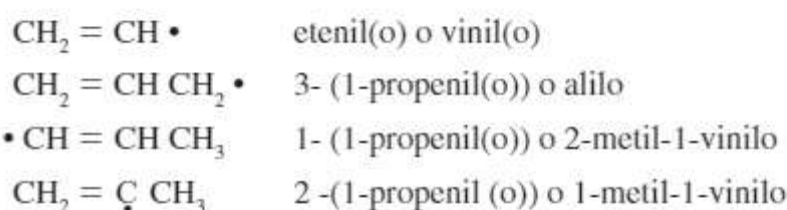
Los **alquenos** son hidrocarburos que se caracterizan por contener al menos un doble enlace en su molécula. Su nomenclatura es muy semejante a la de los alcanos, pero terminan su nombre en *-eno*. Además, se necesita un número adicional para indicar el número del átomo de carbono que soporta al doble enlace. En los alquenos, el carbono 1 es el extremo de la cadena más cercano al doble enlace. Los nombres de los alquenos más cortos son:





Las últimas cinco fórmulas muestran los diferentes isómeros del penteno. La última fórmula muestra que el carbono 1 es el más cercano al doble enlace y no el más cercano a la ramificación.

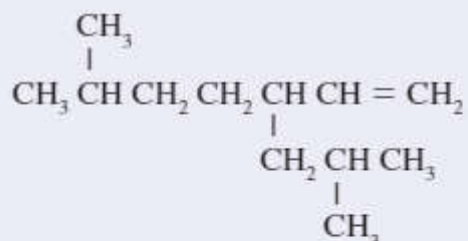
Existen los radicales alqueno que se obtienen formalmente por la eliminación de un átomo de hidrógeno (H^\bullet) a un alqueno. Los más frecuentes son:



En el caso de estructuras más ramificadas, el hidrocarburo base es la cadena más larga que contenga al doble enlace. Véase el siguiente ejemplo.

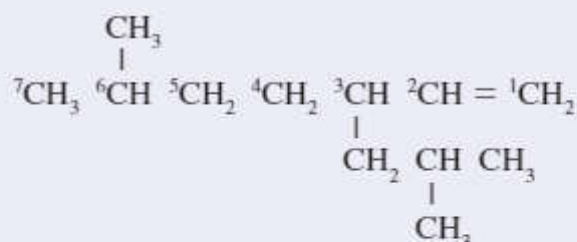
EJEMPLO 8.4

Indique el nombre del hidrocarburo siguiente:



Respuesta:

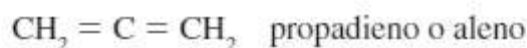
- 1) La cadena más larga que contiene al doble enlace tiene siete átomos de carbono. La posición 1 corresponde al extremo que contiene al doble enlace. Esta molécula es un hepteno ramificado:



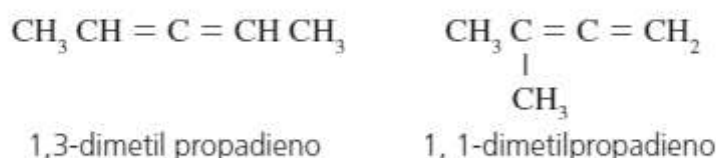
- 2) En la posición 6 hay un metil. En la posición 3 se encuentra un radical $-\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2$ cuyo nombre es 2 -metil-1 -propil.
- 3) El nombre del hidrocarburo es

3-(2 -metil - 1-propil) - 6-metil - 1-hepteno

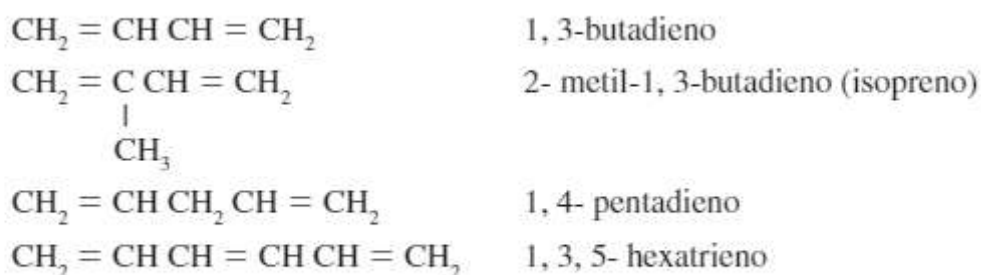
Los alquenos pueden tener más de un doble enlace. Los que tienen dos dobles enlaces se llaman dienos, los que tienen tres, trienos, etc. Se usa el término polienos para los que tienen varios dobles enlaces. En los dienos se presentan dos casos importantes: los que tienen los dos dobles enlaces soportados en el mismo átomo de carbono y los que no los tienen así. Los primeros se llaman alenos en virtud de que la molécula más pequeña de dieno, el propadieno, tiene este nombre particular:



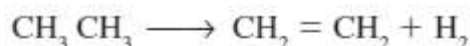
Los hidrocarburos que contienen esta estructura forman su nombre como si fueran hidrocarburos ramificados del aleno. Por ejemplo:



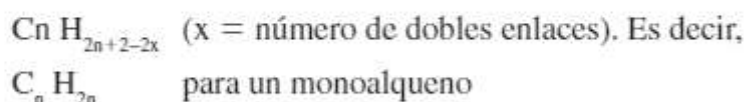
En los otros casos se sigue la nomenclatura de los hidrocarburos ramificados, anteponiendo al nombre del alqueno lineal los números que señalan a los átomos de carbono que soportan los dobles enlaces y el nombre del alqueno terminado en dieno, trieno, etc:

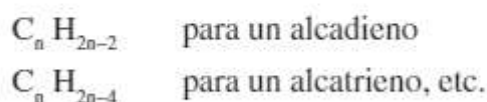


La formación de un doble enlace exige la pérdida de dos átomos de hidrógeno respecto a la fórmula de un alcano:



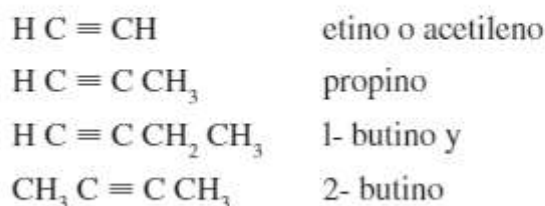
La fórmula condensada de los alquenos es semejante a la de los alcanos, menos dos átomos de hidrógeno por cada doble enlace que contenga:





Alquinos

Los alquinos son hidrocarburos que se caracterizan por contener en su estructura al menos un triple enlace carbono-carbono. Su nomenclatura es igual a la de los alquenos, pero haciendo terminar el nombre del hidrocarburo en *-ino*:

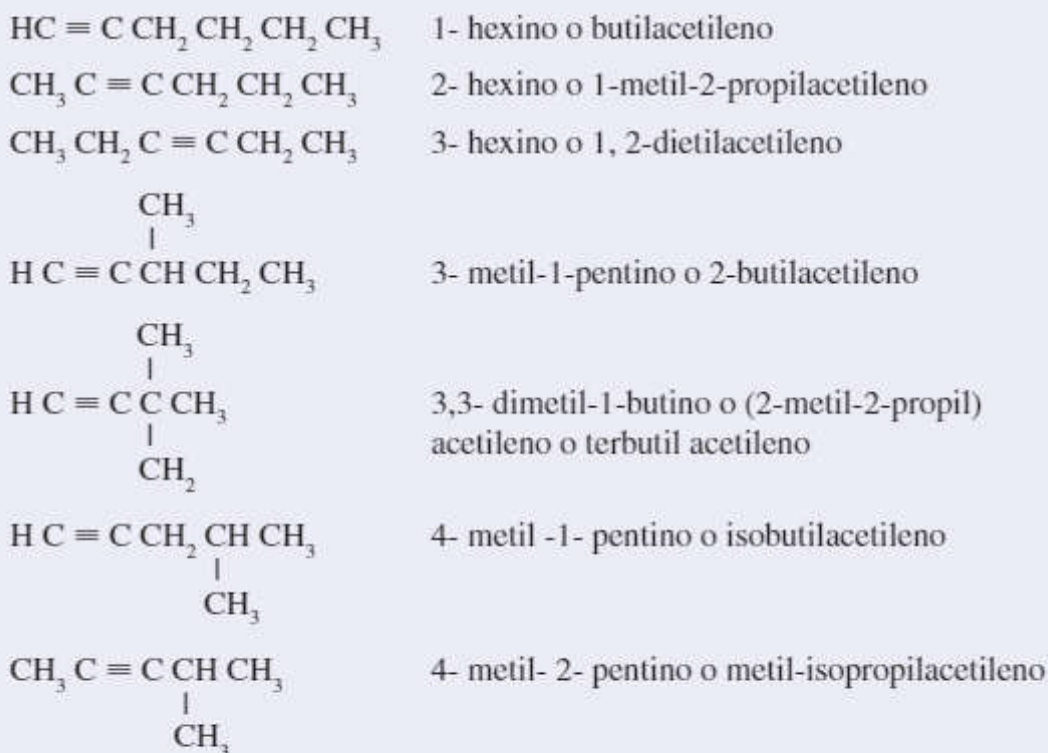


EJEMPLO 8.5

Escriba la fórmula de todos los isómeros posibles del hexino y asígneles el nombre que les corresponde.

Respuesta:

Debe haber isómeros **estructurales** (debido al esqueleto de átomos de carbono) e isómeros **posicionales** (debido a la posición del triple enlace):



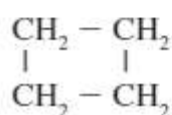
Los alquinos dan radicales **alquinilo**; por ejemplo:



La fórmula general condensada de los alquinos es $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Hidrocarburos cíclicos

Los esqueletos de átomos de carbono pueden formar **cadena cerradas** o **ciclos**. Cuando estas cadenas no tienen ramificaciones el hidrocarburo puede ser representado como un polígono, como en:



es idéntico a



Estos hidrocarburos forman su nombre igual que los anteriores, anteponiendo únicamente la palabra ciclo. Por ejemplo:



Ciclopropano



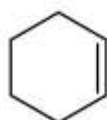
Ciclobutano



Ciclopentano



Ciclopenteno



Ciclohexeno

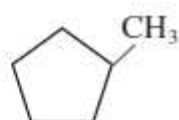


Ciclooctatetraeno

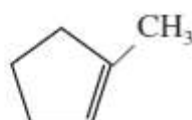


Ciclooctino

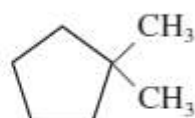
Cuando estos hidrocarburos presentan ramificaciones forman su nomenclatura como los de la cadena abierta. En los cicloalcanos el carbono 1 soporta la ramificación de menor peso molecular. En los cicloalquenos y cicloalquinos los carbonos 1 y 2 contienen al doble o al triple enlace:



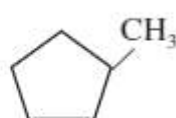
metilciclopentano



1- metilciclopenteno

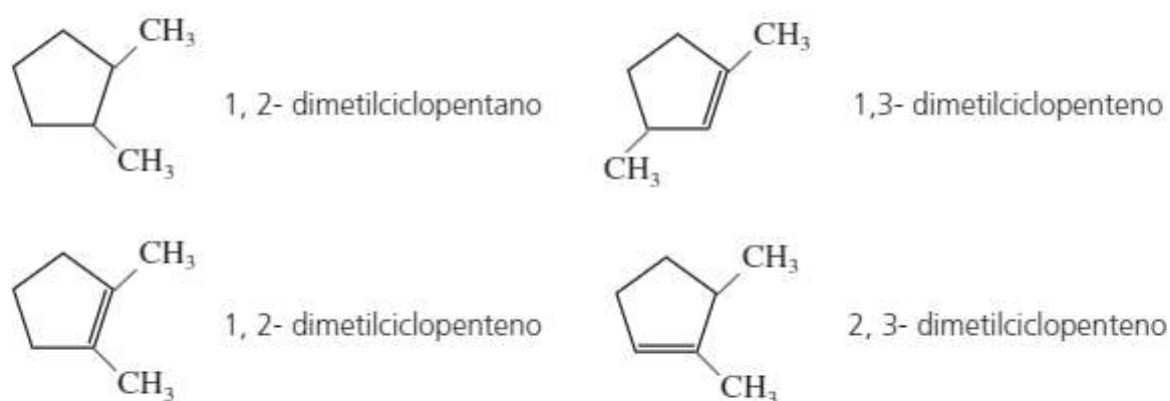


1,1- dimetilciclopentano

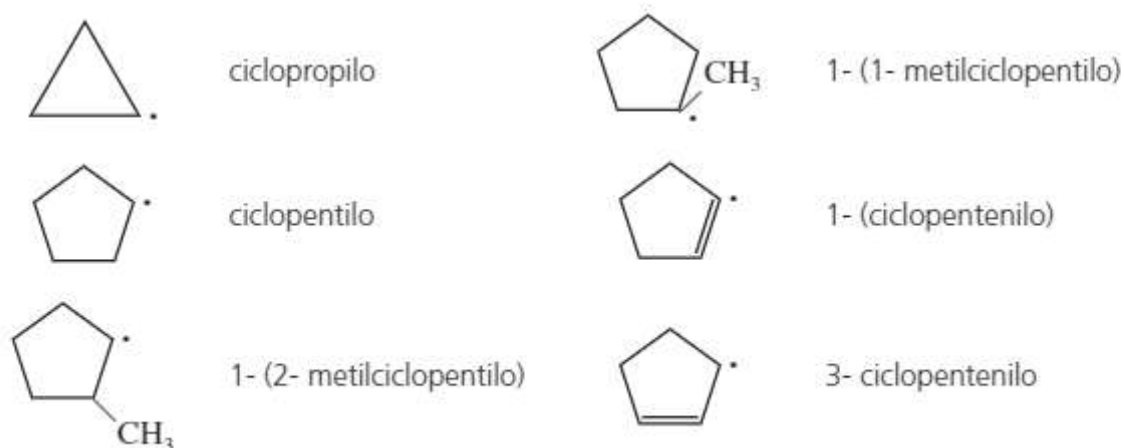


3- metilciclopenteno

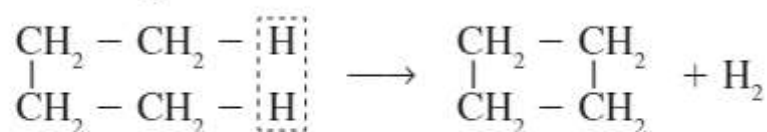




Los radicales que se forman a partir de estos compuestos siguen la misma nomenclatura que los de cadena abierta. Algunos ejemplos son:



La formación de un ciclo a partir de un hidrocarburo **alifático** (o de cadena abierta) consume dos átomos de hidrógeno:



Los hidrocarburos **alíclicos** (o de cadena cerrada) deben tener una fórmula condensada igual a la del alifático, menos dos átomos de hidrógeno.

EJEMPLO 8.6

Escriba la fórmula condensada del 3,3- dimetilciclohexeno.

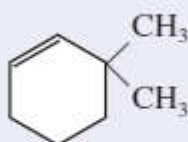
Respuesta:

Es un hidrocarburo C_8 (es decir, con ocho átomos de carbono), con un doble enlace y una unión cíclica. Su fórmula condensada es:





Compruebe con la estructura de la molécula:



Hidrocarburos aromáticos

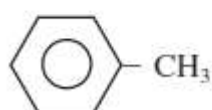
Una estructura cíclica particular, la del ciclohexatrieno, da origen a una estructura singular en la cual los dobles enlaces pueden estar girando:



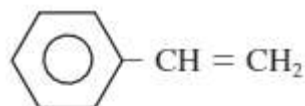
Esta rotación o deslocalización de los dobles enlaces confiere a la molécula mucha estabilidad. La molécula se llama benceno y su símbolo es C_6H_6 o



El benceno y sus derivados dan origen a un conjunto de compuestos denominados aromáticos. Los derivados provienen de las condensaciones de otros núcleos con dobles enlaces alternados (tabla 8.3) o de las ramificaciones que estos esqueletos puedan presentar:



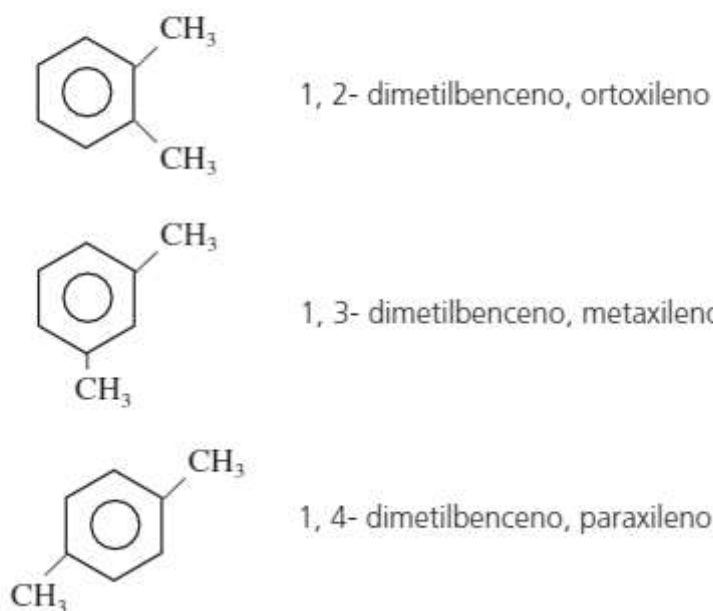
metilbenceno o tolueno



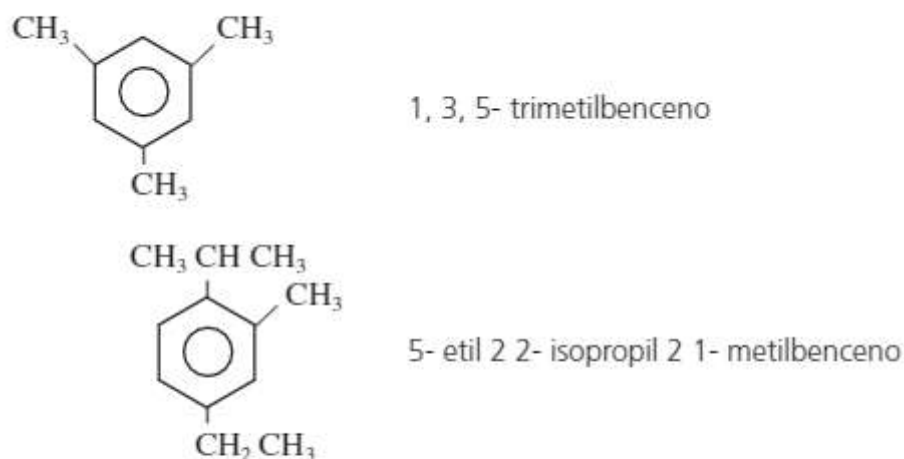
etenilbenceno, vinilbenceno o estireno

Cuando el benceno tiene dos ramificaciones, éstas pueden ocurrir en tres posiciones relativas. Las posiciones 1, 2 se llaman orto, las 1, 3 se llaman meta y las 1, 4 se llaman para. Son ejemplos:





Cuando el benceno tiene tres o más sustituyentes, la nomenclatura sigue las reglas anteriores:



El benceno y los compuestos aromáticos pueden generar radicales. Los radicales arilo contienen al electrón no apareado sobre el núcleo aromático:

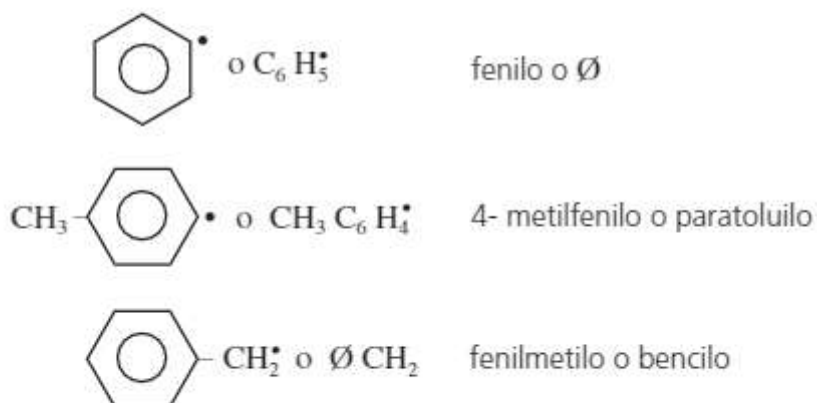
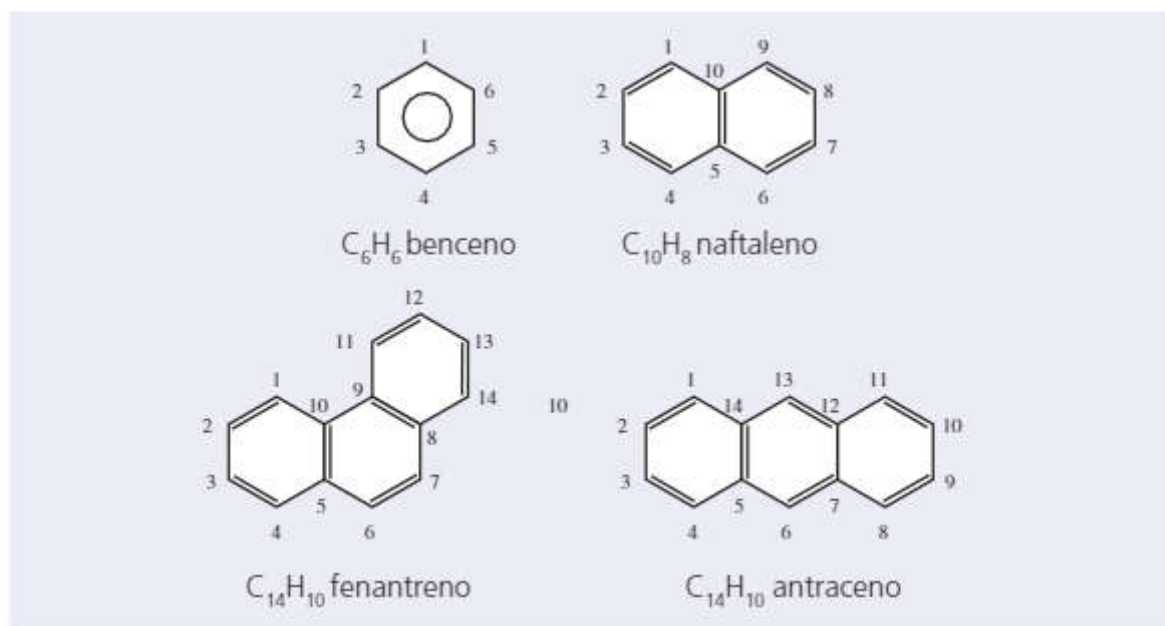


Tabla 8.3 Núcleos aromáticos de uso frecuente.





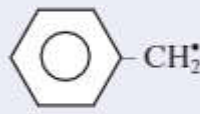
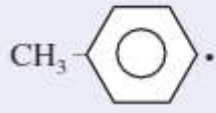
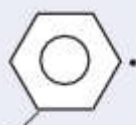
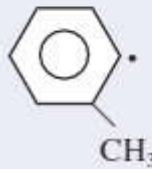
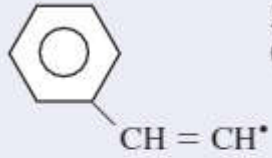
Cuando el electrón no apareado se encuentra sobre la ramificación, la nomenclatura corresponde a la de los radicales alquilo ramificados.

En la tabla 8.4 se presenta un resumen de fórmulas y nombres de radicales de hidrocarburos, de uso común.

Tabla 8.4 Nombres y fórmulas de radicales de hidrocarburos de uso frecuente.

CH_3^\bullet	metil		ciclopropil
$CH_3CH_2^\bullet$	etil		ciclobutil
$CH_3CH_2CH_2^\bullet$	n-propil		ciclopentil
$\begin{array}{c} CH_3CH^\bullet \\ \\ CH_3 \end{array}$	isopropil		ciclohexil
$CH_3(CH_2)_2CH_2^\bullet$	n-butil		1-ciclohexenil
$\begin{array}{c} CH_3CHCH_2^\bullet \\ \\ CH_3 \end{array}$	isobutil (2-metil-1-propil)		



$\text{CH}_3\text{CH}_2\dot{\text{C}}\text{H}$ CH_3	2- butil (sec-butil)		3- ciclohexenil
CH_3 $\text{CH}_3\dot{\text{C}}$ CH_3	2- metil-2- propil (terbutil)		fenil
			bencil
$\text{CH}_2 = \dot{\text{C}}\text{H}$	etenil (vinil)		paratoluil
$\text{CH}_3\text{CH} = \dot{\text{C}}\text{H}$	1- (1- propenil) (2 -metil-1- vinil)		metatoluil
$\text{CH}_3\dot{\text{C}} = \text{CH}_2$	2- (1- propenil) (2- metil-2- vinil)		ortotoluil
$\text{CH}_2 = \text{CH} - \dot{\text{C}}\text{H}_2$	3- (1- propenil) (alil)		2- fenil vinil (estirenil)
$\text{HC} \equiv \dot{\text{C}}$	Etil (acetilenil)		
$\text{CH}_3\text{C} \equiv \dot{\text{C}}$	1- (1- propinil) (metiletinil)		
$\text{HC} \equiv \text{C} - \dot{\text{C}}\text{H}_2$	3- (1- propinil)		

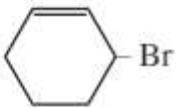

Compuestos halogenados

Cuando el electrón no apareado de un radical alquilo o arilo (R^\bullet) se completa con el electrón no apareado de un átomo de halógeno X. ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$ o I), se obtiene un compuesto halogenado:



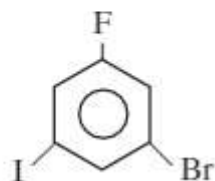
La nomenclatura sistemática indica que el nombre del compuesto se debe construir con el nombre del halógeno como una ramificación del hidrocarburo. Algunas veces, sin embargo, se da el nombre que corresponde a las **sales halógenas** tomando al radical orgánico como un catión. Por ejemplo:



$\text{CH}_3 \text{Cl}$	clorometano o cloruro de metilo
$\text{CH}_2 = \text{CH CH}_2 \text{F}$	3-fluoropropeno o fluoruro de alilo
	3-bromociclohexeno o bromuro de 3-ciclohexenilo
	yodobenceno o yoduro de fenilo

Los hidrocarburos pueden **polihalogenarse**, esto es, contener varios átomos de halógeno, iguales o diferentes. En estos casos se aplica la nomenclatura sistemática:

$\text{CH}_2 \text{Cl}_2$	diclorometano
CCl_4	tetraclorometano (tetracloruro de carbono)
$\text{Cl CH}_2 \text{CH}_2 \text{Cl}$	1, 2- dicloroetano
$\text{CH}_3 \text{CH Cl}_2$	1, 1- dicloroetano
$\text{CCl}_3 \text{CCl}_3$	hexacloroetano
$\text{CF}_2 \text{Cl}_2$	difluorodiclorometano (comercialmente: "percloroetileno")



3- bromo -1- flúor 2 5- yodobenceno

Compuestos organometálicos

Al igual que los halógenos, los metales alcalinos M^{\bullet} también pueden ser utilizados para aparear el electrón de un radical R.

Su nomenclatura consiste en enunciar los nombres del radical y del átomo metálico:



Una clase especial de organometálicos son los compuestos magnesianos mixtos de fórmula general RMgX . Su nomenclatura es semejante a la de las sales dobles, con el radical como catión, es decir, se lee la fórmula como haluro de (radical) magnesio:

$\text{CH}_3 \text{Mg Cl}$	cloruro de metilmagnesio
$\text{CH}_3 \text{CH Mg Br}$ CH_3	bromuro de isopropilmagnesio

A éstos se les llama "reactivos de Grignard".

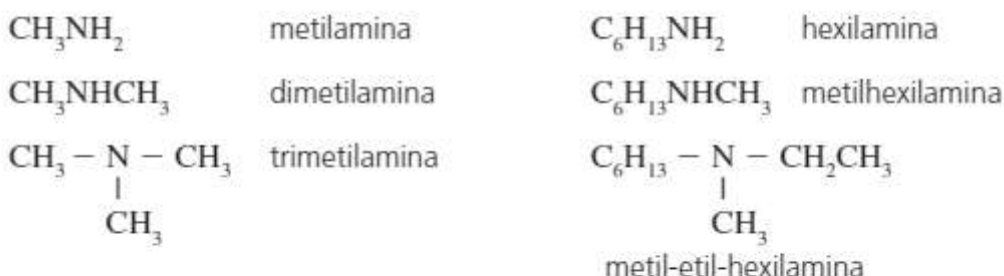


Aminas

La sustitución de los hidrógenos del amoniaco produce compuestos denominados aminas:

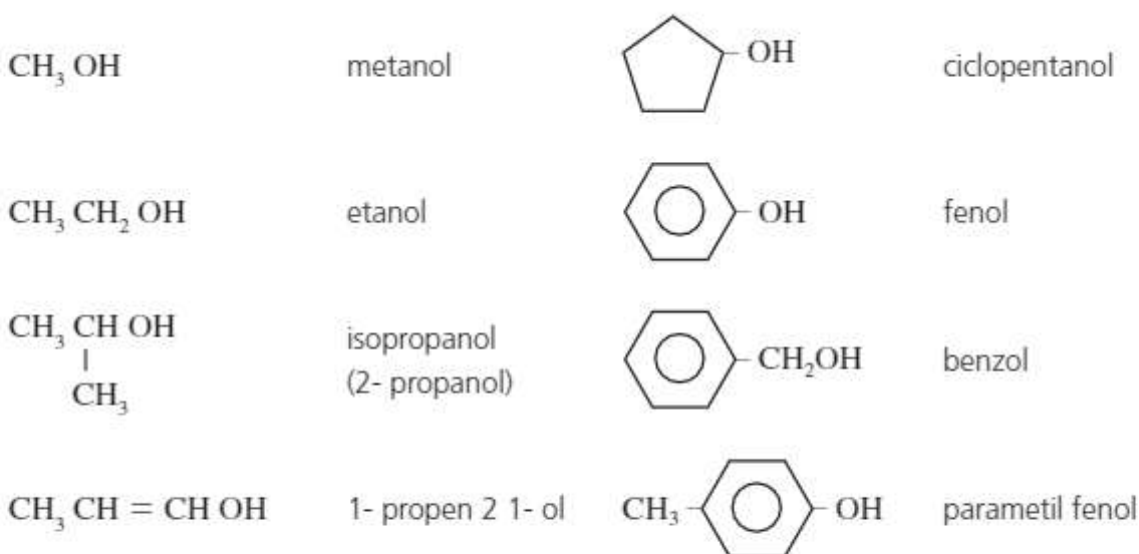


Las aminas se llaman **primarias** cuando contienen sólo un enlace nitrógeno-radical, es decir, cuando sólo se ha sustituido un hidrógeno del amoniaco; se llaman **secundarias** cuando hay dos radicales en la fórmula y **terciarias** cuando hay tres. La nomenclatura general consiste en dar los nombres de los radicales, en orden creciente del peso molecular, agregando al último nombre la palabra amina:



Alcoholes

La combinación de un radical R^\bullet con un grupo hidroxilo $\bullet\text{OH}$ produce compuestos cuya fórmula es R-OH , llamados **alcoholes**. La nomenclatura sistemática de los alcoholes consiste en indicar el nombre del hidrocarburo que corresponde al radical, cambiando la terminación *-o* por la terminación *-ol*:



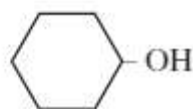
Una forma de exponer los nombres de los alcoholes y que perdura a nivel comercial consiste en indicar la palabra alcohol y el nombre del radical, terminado en *-ílico*:



CH_3OH alcohol metílico $\text{CH}_2 = \text{CHCH}_2\text{OH}$ alcohol alílico

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ alcohol etílico

$\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$ alcohol isopropílico



alcohol ciclohexílico

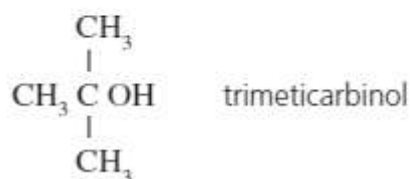
Existe otra nomenclatura para los alcoholes que consiste en llamar **carbinol** al grupo $\text{C} - \text{OH}$. Se puede dar nombre a un alcohol designando en orden creciente de peso molecular a los radicales unidos a este grupo, seguidos de la palabra carbinol:

CH_3OH carbinol

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ metil carbinol

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ etil carbinol

$\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$ dimetil carbinol



Se llaman **alcoholes polihídricos** o **polioles** a aquellos que tienen más de un grupo OH . Los más frecuentes son los dioles y los trioles:

$\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ 1, 2- etanodiol

$\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ 1, 3- propanodiol

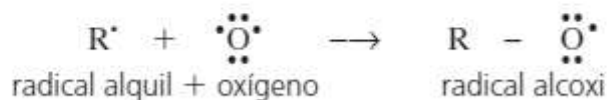
$\text{HOCH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{OH}$ 1, 2, 3- propanotriol
(glicerina)



1, 4 -dihidroxibenceno
(hidroquinona)

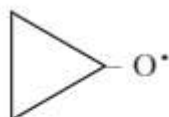
Radicales alcóxido

La unión de un radical alquilo a un átomo de oxígeno produce un radical de fórmula general $\text{R} - \text{O}^\bullet$:



La nomenclatura de los radicales alcóxido se hace sustituyendo la terminación *-il* del alquil por la terminación *-oxi*:

$\text{CH}_3\text{O}^\bullet$ radical metoxi



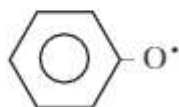
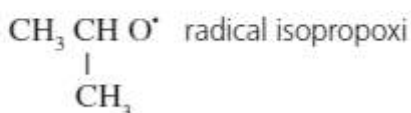
radical ciclopropoxi

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^\bullet$ radical etoxi



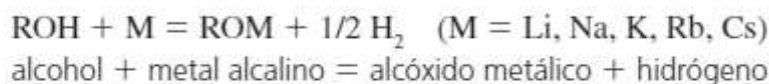
radical 4- ciclopentenoxi



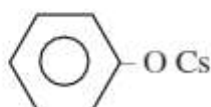


radical fenoxi

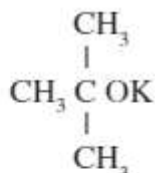
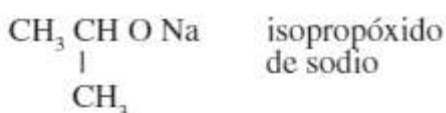
Los alcóxidos pueden unirse a átomos metálicos, en especial a los metales alcalinos para dar origen a los alcóxidos metálicos. La obtención corresponde a la reacción del metal con un alcohol:



Su nomenclatura consiste en dar el nombre del alcóxido, la preposición **de** y el nombre del metal:



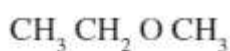
fenóxido de cesio



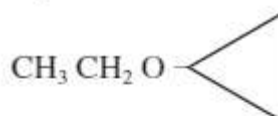
2- metil 2 – 2- propóxido de potasio

Éteres

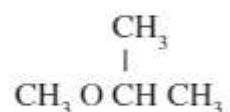
La combinación de un radical alquilo con un radical alcóxido produce compuestos de fórmula general $\text{R O R}'$, denominados éteres. Forman su nombre indicando los nombres de los radicales alquilo unidos al oxígeno, seguidos de la palabra éter:



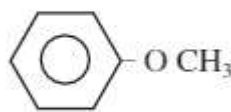
metiletiléter



Etilciclopropiléter

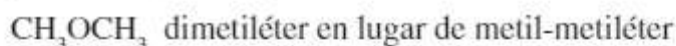


metilisopropiléter

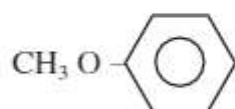


Metilfeniléter

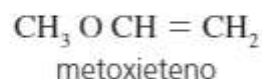
Cuando $\text{R} = \text{R}'$ se dice que el éter es simétrico y su fórmula es ROR o R_2O . Su nombre usa el prefijo **di** en lugar de repetir el nombre de los radicales:



Otra nomenclatura de los éteres consiste en indicar el nombre del alcóxido de menor tamaño como un sustituyente (ramificación) del hidrocarburo de mayor tamaño:

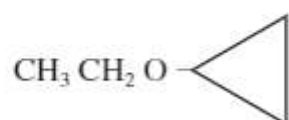


metoxibenceno

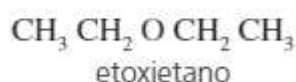


metoxieteno





etoxiciclopropano

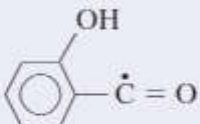


Compuestos carbonílicos

Se llama **carbonilo** al grupo $\overset{\cdot}{\text{C}} = \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}$ (derivado del monóxido de carbono). Se acepta que los compuestos orgánicos carbonílicos son los que resultan de la unión del carbonilo y al menos un radical orgánico. Hay excepciones a esta definición, ya que el formol (H_2CO) y la urea ($(\text{NH}_2)_2\text{CO}$) se suponen orgánicos y no contienen radicales orgánicos unidos al grupo carbonilo.

Los radicales acilo contienen un radical alquilo unido al carbonilo. Su fórmula general es $\overset{\cdot}{\text{R}}\overset{\cdot}{\text{C}} = \text{O}$. El nombre sistemático de estos radicales se obtiene del nombre del hidrocarburo que tiene el mismo número de átomos de carbono (los que tengan R más el carbono que está en el CO) y se hace terminar en *-oilo*. Prácticamente todos los radicales acilo tienen nombres particulares que se apartan de la nomenclatura anterior. En la tabla 8.5 damos las fórmulas y nombres de estos radicales. Como el grupo $\overset{\cdot}{\text{C}}$ aún tiene un electrón no apareado, puede combinarse con un conjunto de átomos y radicales como son H, R, X y otros. El resultado de cada una de estas combinaciones genera una función química orgánica, algunas de las cuales describiremos brevemente.

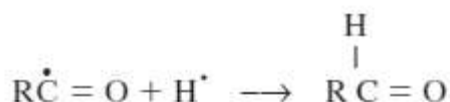
Tabla 8.5 Fórmulas y nombres de los radicales acilo comunes.

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre particular
$\text{H}\overset{\cdot}{\text{C}} = \text{O}$	metanoilo	formilo
$\text{CH}_3\overset{\cdot}{\text{C}} = \text{O}$	etanoilo	acetilo
$\text{CH}_3\text{CH}_2\overset{\cdot}{\text{C}} = \text{O}$	propanoilo	propionilo
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\overset{\cdot}{\text{C}} = \text{O}$	n-butanoilo	butirilo
$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CH}\overset{\cdot}{\text{C}} = \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	2- metil-propanoilo	isobutirilo
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\overset{\cdot}{\text{C}} = \text{O}$	pentanoilo	valerilo
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\overset{\cdot}{\text{C}} = \text{O}$	n-hexadecanoilo	estearilo
$\text{C}_6\text{H}_5\overset{\cdot}{\text{C}} = \text{O}$	fenilmetanoilo	toluenilo, bencilo
	2- hidroxifenilmetanoilo	salicilo
$\text{CH}_2 = \text{CH}\overset{\cdot}{\text{C}} = \text{O}$	propenoilo	acrililo



Aldehídos

La unión de un átomo de hidrógeno al radical acilo produce compuestos de fórmula R CHO:



Estos compuestos se llaman **aldehídos**. Forman su nomenclatura cambiando la terminación *-ilo* del radical por la terminación *-al*, si se sigue la nomenclatura sistemática, o cambiando la terminación *-ilo* del radical por la terminación **-aldehído** en la nomenclatura vulgar. Por ejemplo:

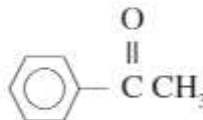
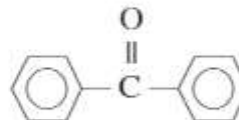
HCHO	metanal	formaldehído o formol
CH ₃ CHO	etanal	acetaldehído
CH ₂ = CH CHO	propenal	acrilaldehído o acroleína
OHC - CHO	etanodial	glioxal

Al grupo -CHO se le conoce también como **carbaldehído**. Este nombre se usa cuando el radical alquílico es cíclico, es decir, cuando se trata de nombrar derivados del metanal:

	ciclohexilcarbaldehído
	2- metilciclohexilcarbaldehído
	fenilcarbaldehido, benzaldehído

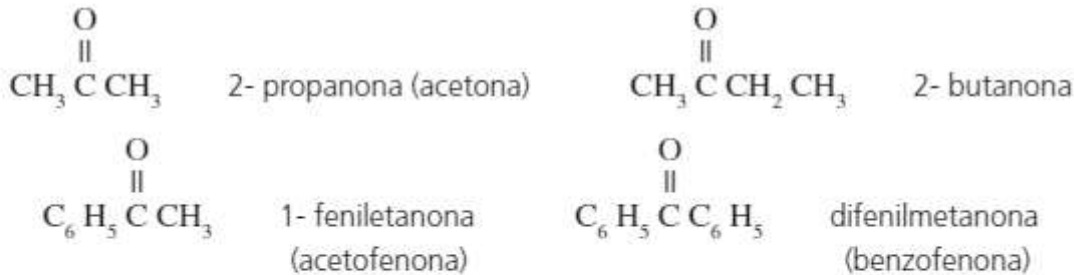
Cetonas

Las cetonas responden a la fórmula general $\text{R} \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} \text{R}'$, esto es, son producto de la unión de un radical acilo con un radical alquilo. La nomenclatura más común indica la necesidad de enunciar los nombres de los dos radicales, seguidos de la palabra **cetona**, aunque cuando los radicales son iguales se puede usar el prefijo **di**:

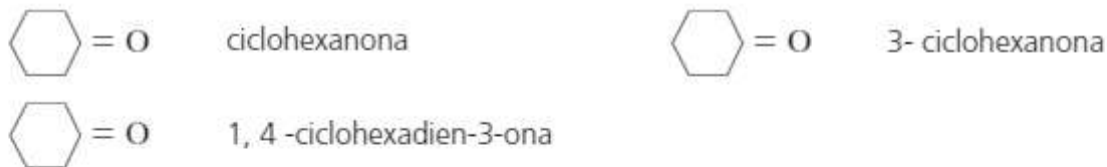
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 \text{ C CH}_3 \end{array}$	dimetilcetona	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 \text{ C CH}_2 \text{ CH}_3 \end{array}$	etilmetilcetona
	fenilmetilcetona		difenilcetona



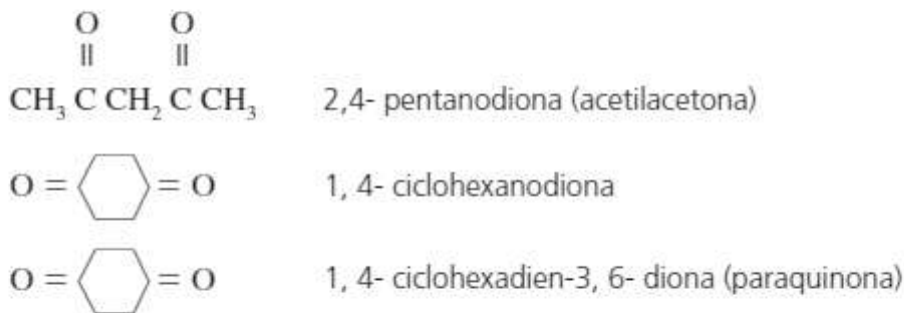
La nomenclatura sistemática consiste en dar el nombre que corresponde al hidrocarburo que tiene el mismo número de átomos de carbono y hacerlo terminar en *-ona*, anteponiendo un número que indique la posición del carbonilo en la cadena de carbonos:



En las cetonas, el grupo carbonilo se porta como carbón secundario, es decir, está unido a dos átomos de carbono. Existen cetonas cíclicas en las que el mismo radical está unido dos veces al grupo carbonilo:

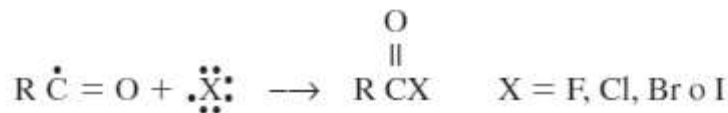


También puede suceder que en un esqueleto de átomos de carbono exista más de un grupo carbonilo:

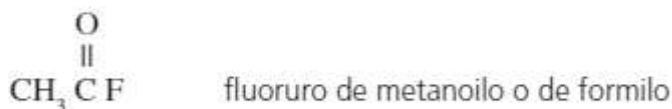


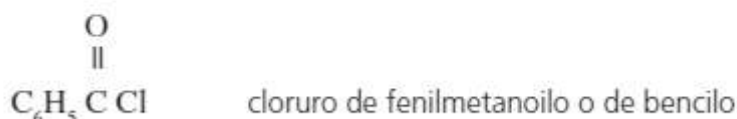
Halogenuros de acilo

Son combinaciones de los radicales acilo con átomos de los elementos halógenos:



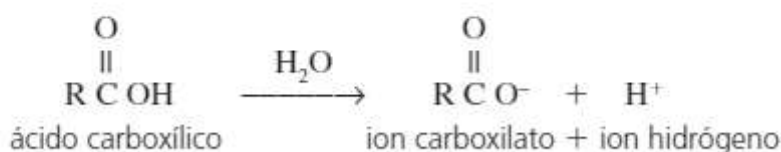
La nomenclatura de estos compuestos es semejante a las sales halógenas o a la de los halogenuros de alquilo: se indica el nombre del halógeno terminado en *-uro*, la preposición *de* y el nombre del radical:



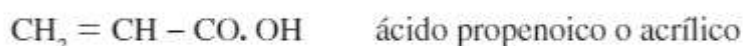


Ácidos carboxílicos

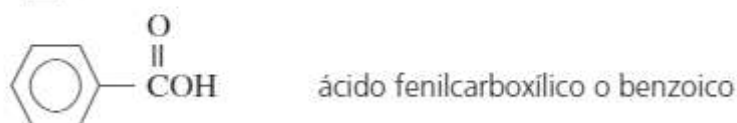
La unión del radical acilo con el grupo OH produce compuestos de fórmula RCO.OH llamados ácidos carboxílicos. El grupo $-\text{CO.OH}$ recibe el nombre del **carboxilo**. Estos compuestos tienen propiedades ácidas, esto es, en agua se disocian dando un ion H^+ y un anión carboxilato, RCO.O^- .



Los ácidos carboxílicos forman su nombre con la palabra ácido y el nombre del radical acilo, cambiando la terminación *-oilo* por la terminación *-oico*. En la nomenclatura particular se cambia la terminación *-ilo* por *-ico*. Por ejemplo:



Cuando hay grupos cíclicos unidos al carboxilo, como en el último ejemplo, se debe indicar el nombre del radical alquilo seguido de la terminación *-carboxílico*:

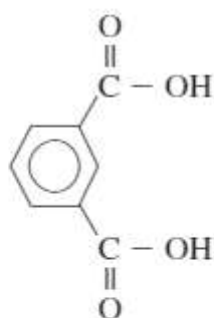


El grupo **carboxilo** siempre es terminal, ya que tiene sólo un electrón desapareado. Es posible que una cadena tenga dos o más grupos carboxilo. Esto se indica con los prefijos *di*, *tri*, etc., antes de la terminación *-oico* o *-carboxílico*:





ácido hexanodioico o atípico



ácido bencenodicarboxílico o ftálico

El nombre del anión, al igual que en los ácidos oxigenados y sus aniones, se obtiene al cambiar la terminación *-ico* por *-ato*:



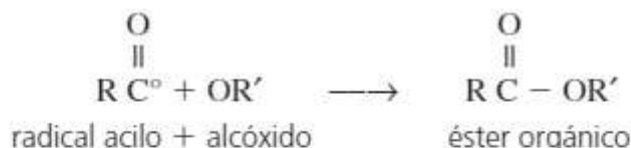
Los aniones carboxilato pueden combinarse con los cationes inorgánicos para dar sales orgánicas de fórmula general $(\text{RCO.O})_x \text{M}$, donde M es el símbolo del catión y x su estado de oxidación (M^{x+}):



Las dos últimas sales provienen de ácidos de cadena larga llamados **ácidos grasos**. Las sales de sodio, potasio o amonio de los ácidos grasos reciben el nombre de jabones.

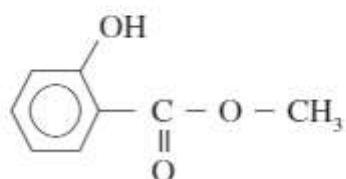
Ésteres

La unión de un radical acilo con un radical alcóxido produce un compuesto de fórmula general $\text{RCO.OR}'$ llamado **éster orgánico**:

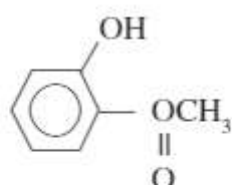


En la fórmula del éster se reconoce al anión carboxilato RCO.O^- y al radical alquilo R' . La nomenclatura de los ésteres se hace indicando el nombre del anión carboxilato, la preposición **de** y el nombre del radical alquilo:

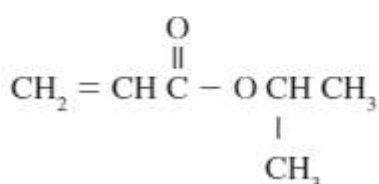




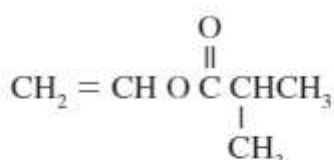
2- hidroxifenilcarboxilato de metilo
o salicilato de metilo



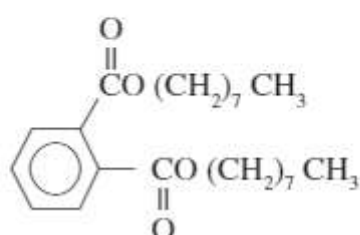
etanoato (acetato) de 2- hidroxifenilo
o acetato de salicilo



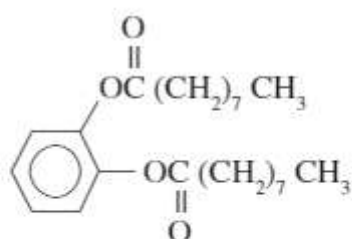
propenoato de 2- propilo, o acrilato de isopropilo



2- metil-propanoato de etenilo,
o isobutirato de vinilo



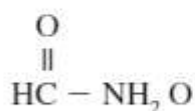
benceno dicarboxilato de dioctilo, o
ftalato de dioctilo



dinonanoato de 1, 2- fenilo, o
dinonilato de ortofenilo

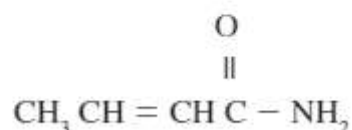
Amidas

La unión de un radical acilo con un radical amido, NH_2 , produce un compuesto cuyo nombre genérico es amida. Las reglas IUPAC indican que su nombre se hace con el del hidrocarburo que tiene el mismo esqueleto de carbonos, sustituyendo la "o" final por la palabra *-amida*, como en los casos que se ejemplifican. También se puede utilizar el nombre del radical acilo, sustituyendo la terminación *-ilo* por la palabra *amida*:

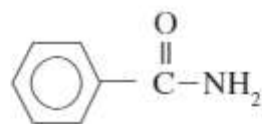


metanamida o formamida

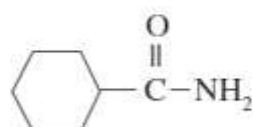




2 butenamida o crotonamida

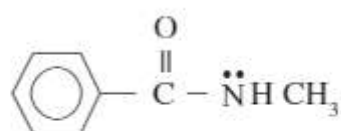


fenilmetanamida, fenilcarboxamida o benzamida

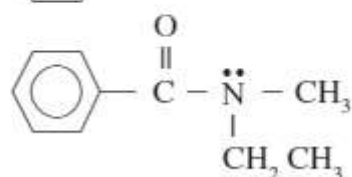


ciclohexilmetanamida o ciclohexilcarboxamida

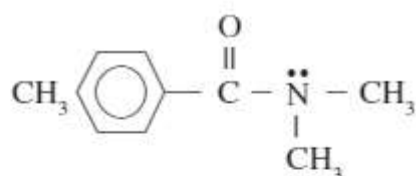
Los hidrógenos del grupo amida pueden estar sustituidos por radicales alquilo. Éstos se citan indicando la letra *N* antes del nombre del radical:



N-metil -benzamida



N, N -etil, metil benzamida



4, N, N- trimetilbenzamida

Autoevaluación

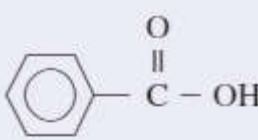
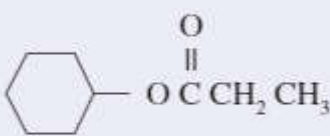
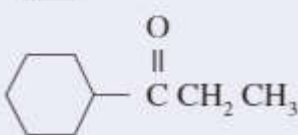
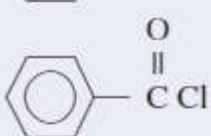
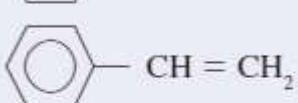
- I. **Relacione funciones de la química orgánica, cuyas fórmulas se encuentran en la columna izquierda, con sus nombres en la columna de la derecha.**

1. RH	()	ácido carboxílico
2. RX	()	alcohol
3. ROH	()	alcóxido metálico



4. $R N H_2$	()	aldehído
5. $R O M$	()	amida
6. $R C H O$	()	cetona
7. $R C O . O H$	()	éster
8. $R C O , R'$	()	halogenuro de alquilo
9. $R C O . N H_2$	()	hidrocarburo
10. $R C O . O R'$	()	amina

II. Identifique a qué función orgánica de la columna derecha pertenece cada una de las fórmulas de la columna izquierda:

1. 	()	halogenuro de alquilo
2. $CH_2 = CH CH_2 OH$	()	éster orgánico
3. $CH_3 CH = CH C - NH_2$ O Na	()	amina
4. $O = CH CH_2 CH = O$	()	hidrocarburo
5. $CH_3 NH CH_3$	()	amida
6. $H C \overset{O}{\parallel} NH CH_3$	()	alcóxido metálico
7. 	()	cetona
8. 	()	ácido carboxílico
9. 	()	halogenuro de acilo
10. 	()	aldehído



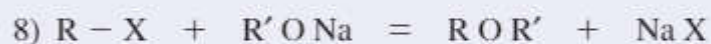
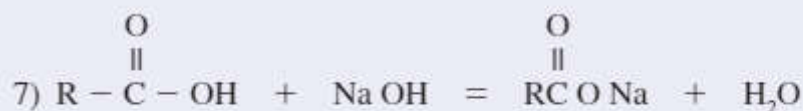
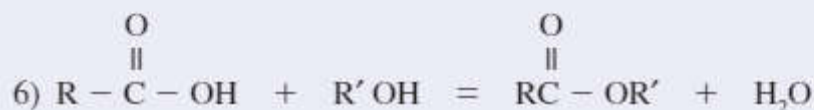
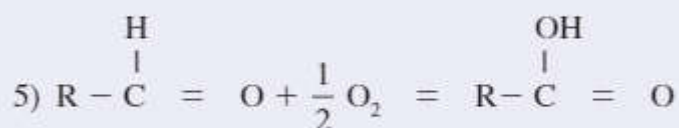
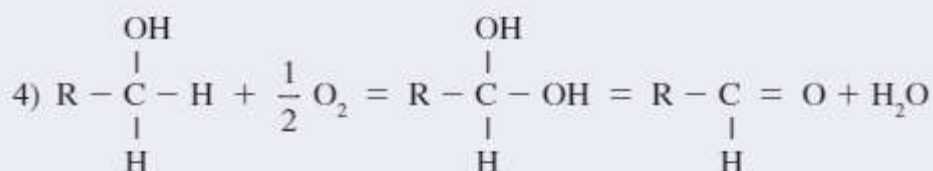
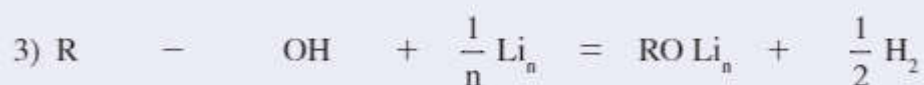
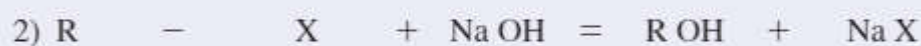
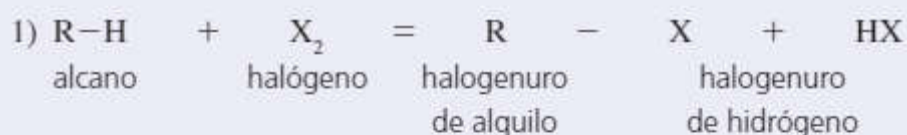
III. Indique el nombre sistemático (según la IUPAC) de cada uno de los compuestos del ejercicio II.

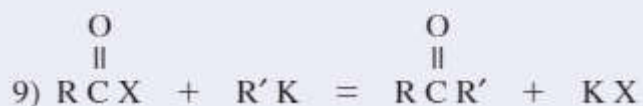
IV. Síntesis formales

En las siguientes reacciones se proponen métodos de síntesis de compuestos orgánicos. Estos métodos son sólo formales (corresponden a la forma, a la teoría) y no siempre son los que usan los químicos orgánicos para realizar sus síntesis.

Debajo de cada fórmula general indique el nombre de la función orgánica que le corresponde:

EJEMPLO:



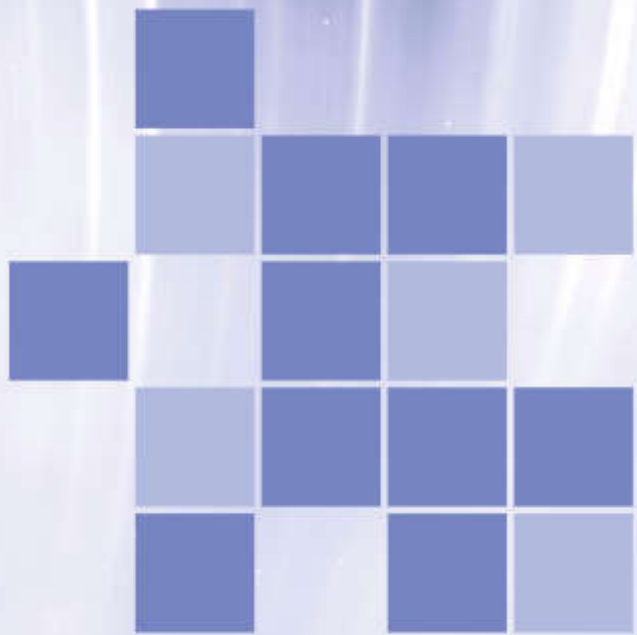


V. **Dados los nombres particulares de los siguientes compuestos orgánicos, dé la fórmula semidesarrollada y la condensada y el nombre sistemático:**

1. Cloruro de butilo
2. Alcohol vínfilco
3. Isopreno
4. Paraxileno
5. Hidroquinona
6. Anilina
7. Ácido 2- acetilsalicílico (aspirina)
8. Valerianato de isobutirilo
9. Acetona
10. Glicerina

VI. **Debe haber siete isómeros que responden a la fórmula condensada $\text{C}_4\text{H}_7\text{Cl}$. Escriba sus fórmulas semidesarrolladas y dé a cada isómero su nombre sistemático.**





Glosario



Ácido. Compuesto que produce iones hidrógeno H^+ cuando se disocia. Al reaccionar con el agua produce iones H_3O^+ . Si An representa a algún anión, HAn es un ácido, ya que:



Los ácidos pueden contener uno o más iones hidrógeno en su fórmula, por lo que su fórmula general es H_xAn , donde x es el número de cargas negativas del anión.

Ácido carboxílico. Compuesto de fórmula $RCO\bullet OH$, llamado también ácido orgánico. R es un radical de hidrocarburo, $CO\bullet OH$ es un derivado del grupo carbonilo llamado **radical carboxilo**. Los ácidos carboxílicos pueden disociarse en agua dando iones hidrógeno e iones carboxilato:



Aunque el nombre sistemático consiste en indicar el nombre del hidrocarburo que tiene el mismo esqueleto de átomos de carbono, haciéndolo terminar en *-oico*, por ejemplo, $CH_3CO\bullet OH =$ ácido etanoico, la mayor parte de estos compuestos tiene un nombre particular, como ácido acético, en este ejemplo.

Ácido hidrácido. Solución acuosa de algunos de los hidruros de los elementos de los grupos 16 y 17. Producen soluciones acuosas ácidas los hidruros siguientes: HF , HCl , HBr , HI , H_2S , H_2Se y H_2Te . Forman su nomenclatura con la palabra ácido, la raíz del nombre del no metal y la terminación *-hídrico*. Por ejemplo $HCl(ac) =$ ácido clorhídrico.

Ácido oxiácido u oxigenado. Compuesto de fórmula general H_pMO_q que puede disociar hasta p iones H^+ al ser disuelto en el agua. M es llamado **átomo central** y es un elemento no metálico o uno metálico en alto estado de oxidación. El estado de oxidación (EO) del elemento puede calcularse con la fórmula $EO = 2q - p$. La nomenclatura sistemática consiste en anteceder la palabra **ácido** a la raíz griega que corresponde a q , seguida del término **oxo** y el nombre del elemento M terminado en **ico**, y finalmente (entre paréntesis), el número romano que indica el estado de oxidación de M . Por ejemplo: el nombre del H_2CO_3 es ácido trioxocarbónico (IV).

Sin embargo, es más usual la nomenclatura trivial que consiste en mencionar la palabra **ácido** seguida del nombre del elemento terminado en **ico**, si el estado de oxidación es alto para el elemento, o en **oso** si es bajo. Se usan los prefijos **hipo** para el estado de oxidación más bajo y **per** para el más alto de un mismo elemento. Por ejemplo: $HClO$ es el ácido monoxoclórico (I) o ácido hipocloroso; $HClO_2$ es el ácido dioxoclórico (III) o ácido cloroso; $HClO_3$ es el ácido trioxoclórico (V) o ácido clórico; y $HClO_4$ es el ácido tetraoxoclórico (VII) o ácido perclórico.

Acilo, radical. Radical de fórmula general $RCO\bullet$, es la unión de un radical carbonilo $\bullet C=O$ y un radical de hidrocarburo. El nombre de estos radicales se forma con el nom-



bre del hidrocarburo que tiene el mismo esqueleto de carbonos, haciéndolo terminar en *-oilo*, por ejemplo $\text{CH}_2 = \text{CHCO}^\bullet$ propenoilo, aunque muchos de éstos tienen nombres particulares, por ejemplo, el anterior es el acrililo.

Actínido. Elemento que tiene configuración electrónica semejante a la del actinio. Es característica de los actínidos tener su electrón diferencial o más externo en el orbital $5f$. Los números atómicos de los actínidos van del 89 al 103, incluyendo al actinio, y se ubican en la segunda hilera del bloque f de la tabla periódica. La configuración electrónica de los actínidos se muestra en la tabla 3.1, y los estados de oxidación formal en la figura 4.3.

Alcano. Compuesto formado por carbono e hidrógeno en el que todas las uniones C-C son enlaces sencillos. El hidrocarburo puede ser lineal o ramificado, y tiene una fórmula general condensada $\text{C}_n \text{H}_{2n+2}$. Los alcanos más cortos tienen nombres particulares: metano (CH_4), etano (C_2H_6), propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}). Los siguientes se designan con la raíz latina del número de carbonos y la terminación *-ano*, como en el pentano (C_5H_{12}). Los alcanos de cuatro carbonos o más dan **isómeros estructurales**. (Véase isómeros.)

Alcohol(es). Compuestos de fórmula general ROH, consisten en la unión de un radical de hidrocarburo con un radical hidroxilo HO. Forman su nombre con el del hidrocarburo que tiene el mismo esqueleto de átomos de carbono, haciéndolo terminar en *-ol*, por ejemplo $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ es el etanol; existe sinonimia vulgar para muchos de estos compuestos: así, el etanol es el alcohol etílico o “espíritu (del vino)”. Los alcoholes cuyo radical R es de tipo fenílico se llaman **fenoles**. Un mismo radical puede tener dos o más grupos OH, y entonces los compuestos se llaman **dioles** o **polioles**. Siguen la misma nomenclatura, intercalando el prefijo latino del número de grupos OH antes de la terminación *-ol*, por ejemplo: $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ es el 1, 3 propanodiol.

Alcóxido, radical. Es el radical que se forma al extraer el hidrógeno del grupo OH de un alcohol y, por tanto, su fórmula general es RO^\bullet . Forman su nombre con el del hidrocarburo, que tiene el mismo esqueleto de átomos de carbono, haciéndolo terminar en *-oxi*, por ejemplo: $\text{CH}_3\text{O}^\bullet$ es el radical metoxi, el $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^\bullet$ es el radical fenoxi.

Aldehído. En un compuesto de fórmula general RCHO, que proviene de la unión de un radical de hidrocarburo con un radical derivado del carbonilo :C=O que se llama **carbaldehído**, $\text{HC}^\bullet=\text{O}$. Forman su nomenclatura con el nombre del hidrocarburo, que tiene el mismo esqueleto de átomos de carbono, haciéndolo terminar en *-al*, por ejemplo $\text{CH}_2=\text{CHCHO}$, propenal, aunque muchos de estos compuestos forman su nombre a partir del nombre particular del radical acilo correspondiente, terminando en *-aldehído*, la fórmula anterior corresponde al acrilaldehído.

Aleación. Solución o mezcla homogénea de dos o más metales.



Alicíclicos, compuestos. Compuestos orgánicos en los cuales los esqueletos de átomos de carbono forman una cadena cerrada, con o sin ramificaciones, con o sin dobles o triples enlaces dentro del ciclo.

Alquenos. Hidrocarburos que se caracterizan por contener al menos una unión C=C en el esqueleto de átomos de carbono, son de cadena abierta y pueden o no tener ramificaciones. Cuando el hidrocarburo contiene sólo un doble enlace, su fórmula general condensada es $C_n H_{2n}$. Su nomenclatura es semejante a la de los alcanos, pero su nombre termina en *-eno*, por ejemplo, $CH_3CH=CHCH_3$, 2- buteno. Si la cadena contiene más de un doble enlace, las posiciones se indican con números antes del nombre y se incluye en éste la partícula di, tri, etc., antes de la terminación *-eno*, por ejemplo: $CH_2=CHCH=CH_2$, 1,3- butadieno.

Alquilo, radical. Radical que proviene de eliminar un átomo de hidrógeno H^\bullet a un alcano. Su fórmula general es $C_n H_{2n+1}$. Su nombre corresponde al del alcano, e indica el número del átomo de carbono donde queda el electrón impar y cambia la terminación a *-ilo*, por ejemplo: $CH_3\dot{C}HCH_2CH_3$, 2- butilo.

Alquino. Hidrocarburo que se caracteriza por contener al menos un triple enlace en el esqueleto de átomos de carbono, son de cadena abierta y pueden tener o no ramificaciones. Cuando el hidrocarburo contiene sólo un triple enlace, su fórmula condensada es $C_n H_{2n-2}$. Su nomenclatura es semejante a la de los alquenos, terminando en *-ino*: $CH_3C\equiv CCH_3$, 2- butino.

Amalgama. Solución o mezcla homogénea de un metal en mercurio. Aleación en la cual uno de los componentes es el mercurio.

Amida. Compuesto orgánico que contiene un radical acilo RCO^\bullet y un grupo amido $^\bullet NH_2$. Su nombre sistemático consiste en dar el nombre del hidrocarburo que tenga el mismo esqueleto de átomos de carbono y la terminación *-amida*: $CH_2=CHCO^\bullet NH_2$, propenamida; aunque muchos de estos compuestos tienen nombres particulares, como acrilamida, en este ejemplo. Los átomos de hidrógeno del grupo amido pueden ser sustituidos por radicales alquilo, en cuyo caso se citan como ramificaciones en el átomo de nitrógeno con la letra N. Por ejemplo, $CH_2=CHCO^\bullet N(CH_3)_2$, N, N- dimetil propenamida.

Amina. Compuesto orgánico que resulta de sustituir uno o más hidrógenos del amoníaco (NH_3) por radicales de hidrocarburo. Se dice que la amina es **primaria**, **secundaria** o **terciaria** según hayan sido sustituidos uno, dos o tres hidrógenos: RNH_2 , $RNH^\bullet R'$ o $RNR'R''$. La nomenclatura más usual es indicar el(los) nombre(s) del(de los) radical(es) y la palabra **amina**: $C_2H_5NHCH_3$, etilmetilamina. Aunque la nomenclatura sistemática consiste en indicar el nombre del hidrocarburo de cadena más larga terminado en la palabra amina, indicando con N las ramificaciones de cadena situadas en el átomo de nitrógeno. En el ejemplo anterior: N metil-etanamina. Muchos de estos compuestos tienen nombres particulares, por ejemplo, la **anilina** es la fenilamina.

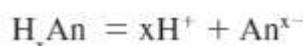


Anhídrido. Llámase frecuentemente anhídrido al óxido de un no metal, compuesto que puede ser obtenido fácilmente mediante la deshidratación de un ácido oxigenado. Por ejemplo, el CO_2 se denomina con frecuencia anhídrido carbónico (en lugar de dióxido de carbono) por provenir del ácido carbónico: $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Los óxidos así obtenidos forman su nombre con la palabra anhídrido y el nombre del ácido oxigenado del que provienen.

Anfígenas, sales. Son compuestos que provienen de la sustitución de los iones de hidrógeno presentes en la fórmula de los ácidos oxigenados, por iones metálicos. Su fórmula general es $\text{M}'_p (\text{MO}_q)_y$, donde “ p ” es el número de cargas negativas del anión oxigenado, igual al número de iones H^+ que contiene la fórmula del oxiácido, “ y ” es el estado de oxidación del ion metálico M' , p y y son simplificables. El nombre de estas sales se construye (si se usa la nomenclatura tradicional), a partir del nombre del oxiácido originador, cambiando la terminación *ico* por la terminación *ato*, o, la terminación *oso* por la terminación *ito*, la preposición *de* y el nombre del ion metálico seguido de su estado de oxidación señalado con número romano, entre paréntesis. Por ejemplo: el $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ es el *tristrioxocarbonato* (IV) de dihierro (III) o carbonato de hierro (III) o, simplemente, “carbonato férrico”.

El KClO es el monoxoclorato (I) de potasio (I) o hipoclorito de potasio.

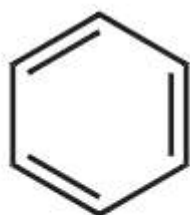
Aniones. Iones que tienen carga negativa. Pueden provenir de la adición de uno o más electrones a los átomos no metálicos, como es el caso de los iones cloruro Cl^- o sulfuro S^{2-} , o de la extracción de un ion positivo a una molécula neutra, como es el caso de la disociación de los ácidos:



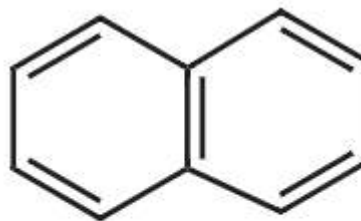
El nombre de los iones monoatómicos se obtiene con la terminación *uro* del nombre del elemento, como el P^{3-} , que es el ion *fosfuro*. El nombre de los aniones poliatómicos sigue las reglas dadas en la definición de **sales anfígenas**.

Arilo, radical. Radical que se obtiene al eliminar un átomo de hidrógeno H^* a un hidrocarburo aromático.

Aromáticos, compuestos. Son compuestos orgánicos que se caracterizan por contener núcleos o esqueletos de carbono semejantes al del benceno, naftaleno, etcétera. La característica común de estos núcleos es que son planos y tienen dobles enlaces alternados:

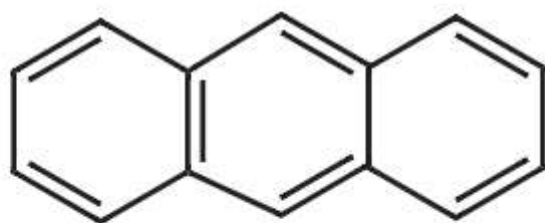


benceno

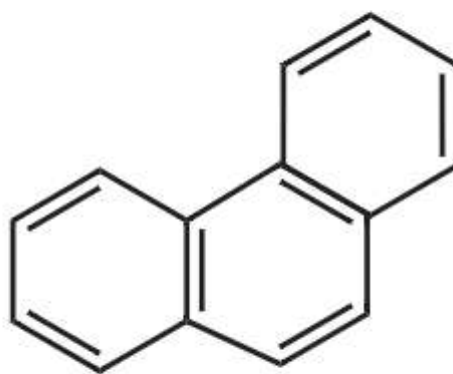


naftaleno





antraceno

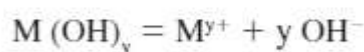


fenantreno

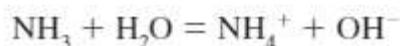
Átomo. Cantidad mínima de masa de un elemento que puede participar en una reacción.

Atómico, símbolo. Letra o letras que representan al átomo de un elemento. El símbolo está relacionado con el nombre original del mismo. Por ejemplo, H es el hidrógeno, O es el oxígeno y Ni el níquel. Asimismo, P es el fósforo (del latín *phosphorus*, luminoso), y Ag, la plata, (del latín *argentum*). Las tablas 2.1 y 2.2 relacionan los nombres de los elementos y sus símbolos.

Bases. Son compuestos que al ser disueltos en agua disocian o generan iones OH^- . La mayor parte de las bases son hidróxidos metálicos ionizables:

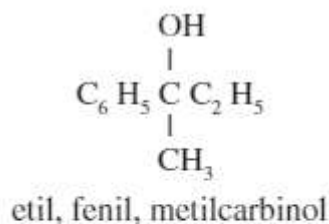


También son bases las sustancias que al reaccionar con el agua generan iones oxhidrilo:



Binarios, compuestos. Compuestos formados por sólo dos elementos. Su fórmula general es $\text{A}_x \text{B}_y$ y comprenden las funciones químicas de los **hidruros**, los **óxidos** y las **sales binarias**, también llamadas **sales haloideas** o **halógenas**.

Carbinol. Nombre que se le da al átomo de carbono, dentro de una cadena orgánica, que soporta al grupo hidroxilo de los alcoholes: C-OH. Los alcoholes primarios, secundarios y terciarios tienen unidos uno, dos o tres radicales de hidrocarburo al grupo carbinol: RCH_2OH , $\text{R}\cdot\text{R}'\text{CHOH}$ o $\text{R}\cdot\text{R}'\cdot\text{R}''\text{COH}$. Una nomenclatura para los alcoholes, ya casi en desuso, consiste en indicar, en orden alfabético, los nombres de los radicales unidos al grupo COH, seguidos de la palabra carbinol:



Carboxilo, radical. Véase **ácidos carboxílicos**.

Carga formal. Es el número de electrones que un átomo ha ganado o perdido al quedar químicamente combinado con otro u otros átomos. Cuando un átomo pierde electrones queda cargado positivamente, cuando los gana, su carga es negativa. La carga formal se escribe en forma de un exponente arriba y a la derecha del símbolo atómico, y consta de un número y un signo: A^{y+} o B^{x-} como en el aluminio, Al^{3+} , o en el siliciuro, Si^{4-} . El adjetivo **formal** se incluye debido a que en muchas combinaciones químicas los átomos **comparten** electrones y no existe pérdida o ganancia real de los mismos.

Cationes. Iones que tienen carga positiva. Se forman cuando el átomo de un elemento metálico pierde electrones.

Cerámicos, óxidos. Son compuestos sólidos formados por oxígeno y otro elemento, se caracterizan por su gran estabilidad física y química, ya que sólo se funden o reaccionan a muy altas temperaturas. Son ejemplos los óxidos de silicio SiO_2 , el óxido de aluminio Al_2O_3 y los de los elementos del bloque *f*.

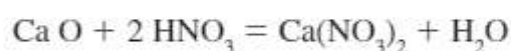
Cetonas. Compuestos orgánicos que resultan de unir dos radicales de hidrocarburo al grupo carbonilo :C=O . Su fórmula general es $\text{RCO}\cdot\text{R}'$ y su nomenclatura usual consiste en dar los nombres de los radicales R y R' seguidos de la palabra cetona:

$C_2H_5CO\cdot CH_3$, etil metilcetona;

$CH_3CO\cdot CH_3$, dimetilcetona (acetona);

$C_6H_5CO\cdot CH_3$, fenil metilcetona, acetofenona.

Coefficientes estequiométricos. Son los coeficientes que anteceden a las fórmulas de los compuestos que están presentes en una ecuación química. El objeto de estos coeficientes es hacer que el número de átomos de cada elemento, presentes en el lado de los reactivos, sea igual al número de átomos del mismo elemento presentes en el lado de los productos. Por ejemplo, en la ecuación



el coeficiente estequiométrico 2 garantiza que en ambos miembros de la igualdad haya dos átomos de hidrógeno y dos átomos de nitrógeno. Cuando el coeficiente estequiométrico es 1, no se escribe y queda implícito. En el ejemplo anterior, el coeficiente estequiométrico del CaO , del $Ca(NO_3)_2$ y del H_2O es 1.

Componentes. Son cada una de las sustancias que forman una mezcla homogénea o solución. Los componentes del aire, que es una mezcla de gases, son el nitrógeno y el oxígeno, además de otras sustancias presentes en menor proporción, como el vapor del agua, el dióxido de carbono, el neón, etcétera. En una aleación, los componentes son cada uno de los metales que la forman, por ejemplo el cobre y el estaño, en el bronce. En las soluciones líquidas hay al menos dos componentes: el disolvente y el soluto, el primero



siempre es un líquido (agua), el soluto puede ser un sólido (sal) y la mezcla es una solución de agua con sal. El soluto puede ser un líquido (agua con alcohol) o un gas (oxígeno en agua). En una mezcla homogénea los componentes no son distinguibles, aunque pueden ser separados por métodos físicos (destilación, evaporación, extracción, etcétera.)

Compuestos. Son sustancias que contienen más de un elemento, los cuales están químicamente unidos. El agua es un compuesto formado por hidrógeno y oxígeno en la proporción H_2O . El compuesto tiene siempre propiedades físicas diferentes de las que tienen los elementos que lo forman. La separación de los elementos que forman un compuesto se realiza mediante procesos químicos como la calcinación, la electrólisis, la reducción, etcétera.

Condensadas, fórmulas. Representación con símbolos atómicos, coeficientes y subíndices, de la composición química de una molécula, sin hacer ninguna puntualización acerca de la distribución de los enlaces químicos entre los átomos representados. Por ejemplo, Fe_2O_3 , trióxido de dihierro(III); C_4H_6 , butino. Véase **fórmula química**.

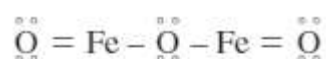
Configuración electrónica. Es la secuencia de los nombres de orbitales ocupados por electrones en un átomo en su estado fundamental. Por ejemplo, la configuración electrónica del $_{10}Ne$ es $1s^2 2s^2 2p^6$. La tabla 3.1 contiene un listado de las configuraciones electrónicas de los átomos de los elementos.

Constituyentes. Son cada una de las sustancias que están presentes en una mezcla heterogénea; son distinguibles en la mezcla y separables por métodos físicos, muchas veces mecánicos, como el tamizado o el cribado.

Coordinado, enlace. Enlace químico entre dos átomos que se caracteriza porque uno de los dos aporta los dos electrones necesarios para mantener la unión. Se acostumbra representar con una flecha pequeña que parte del átomo donador de los dos electrones y termina en el átomo aceptor. Un ejemplo se da en la representación de Lewis de la molécula del ácido hipocloroso:

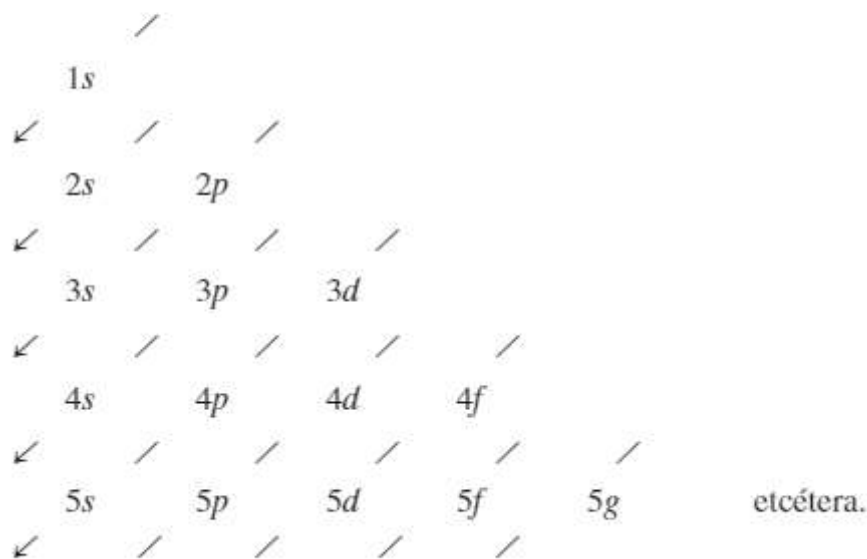


Desarrolladas, fórmulas. Representación de la composición de las moléculas, indicando la posición de cada uno de los enlaces químicos y pares de electrones no compartidos. Por ejemplo, la fórmula condensada del óxido de hierro (III) es Fe_2O_3 ; su fórmula desarrollada es



Diagonales, regla de las. Recurso nemotécnico que se utiliza para recordar la secuencia del llenado de los orbitales atómicos en átomos que tienen muchos electrones. Para la elaboración del diagrama se escriben en columnas los orbitales que tienen el mismo valor de l y en hileras los que tienen el mismo valor de n :





La secuencia de llenado corresponde a la lectura de las flechas diagonales y es: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p... etcétera.

Diatómicas, moléculas. Moléculas compuestas por dos átomos. Los átomos pueden ser iguales, como en el caso del H_2 , O_2 , N_2 , etc., y se llaman homoatómicas, o diferentes, como en HCl, CuO, NaF, etc., en cuyo caso se llaman heteroatómicas.

Doble enlace. Entre los átomos A y B se establece un **doble enlace** cuando A cede dos electrones para compartir con B, al igual que B cede dos electrones para compartir con A. Por ejemplo $Ca::O$ o $Ca=O$; $O::O$ o $O=O$.

Electrón. Partícula elemental del átomo que se caracteriza por contener carga negativa. En nuestro modelo del átomo, los electrones en movimiento alrededor del núcleo ocupan un volumen muchas veces mayor que el del núcleo, por lo que el átomo parece estar "vacío". La carga eléctrica del electrón es 1.602×10^{-19} coulombios y su masa es de 9.11×10^{-31} kg.

Electrones externos o exteriores. Son los electrones de un átomo que tienen el número cuántico n de valor más elevado. Son los últimos electrones descritos en la configuración electrónica del átomo y, cuando se utiliza el kernel, quedan fuera de él. Por ejemplo, en el ${}_{28}Ni$, la configuración electrónica es $[{}_{18}Ar] 3s^2 3d^8$ y los 10 electrones que están fuera del kernel de argón son los exteriores.

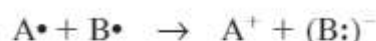
Electrones internos. Son los electrones que quedan incluidos dentro del kernel en la representación de la configuración electrónica de un átomo. El conjunto de electrones internos tiene la misma configuración electrónica que el átomo de un gas noble. En el ejemplo de la definición anterior del níquel, los 18 electrones internos tienen la configuración electrónica del argón y los 10 restantes son electrones externos.



Elementos. Son sustancias puras que no pueden ser descompuestas en otras mediante procesos químicos. Son sustancias compuestas por átomos iguales y cuyas moléculas contienen sólo átomos iguales (moléculas homoatómicas).

Elementos activos. Son aquellos que reaccionan con mucha facilidad en las condiciones de temperatura, presión y composición del ambiente. Reaccionan fácilmente con el oxígeno, el agua, el dióxido de carbono, etcétera. Son especialmente activos los metales alcalinos (elementos que forman el grupo 1 de la tabla periódica), los alcalinotérreos (forman el grupo 2) y los halógenos (forman el grupo 17).

Enlace químico. Es el conjunto de fuerzas que mantiene unidos dos átomos. Estas fuerzas provienen de la **forma** en que los dos átomos comparten sus electrones. Cuando un átomo **cede** uno o más electrones a otro, el átomo donador adquiere una carga eléctrica positiva por cada electrón que cede, el que los acepta adquiere una carga eléctrica negativa por cada electrón que recibe. Los átomos así modificados se llaman **iones** y permanecen unidos por la fuerza de atracción de sus cargas eléctricas opuestas. Esta fuerza de unión se llama **enlace iónico**:



Cuando dos átomos pueden compartir dos electrones, cada uno proveniente de cada átomo, no se genera carga eléctrica alguna, pero los núcleos se mantienen unidos por las fuerzas que genera el **intercambio** de electrones. Esta unión se llama **enlace covalente**:



Un caso especial del anterior es aquel en el que un átomo aporta los dos electrones a compartir. A éste se le llama **enlace covalente coordinado** o **dativo**:



Otro caso es el del **enlace metálico**, en donde los núcleos atómicos pierden con facilidad uno o más de los electrones externos; el sistema puede visualizarse como un conjunto de iones positivos inmersos en un fluido (visto algunas veces como un "líquido" y otras como un "gas") constituido por electrones, imagen que explica por qué los metales son blandos (dúctiles y maleables), conducen fácilmente el calor y la electricidad y se convierten en líquidos a bajas temperaturas.

Estabilidad química. Es la tendencia de los elementos o los compuestos a no participar en reacciones químicas. Una sustancia es químicamente estable o inactiva en el ambiente cuando no se altera en las condiciones de presión, temperatura y composición normales.

Estequiometría. Es el estudio de la composición de las sustancias y las relaciones de peso y de volumen en las que éstas deben reaccionar.



Ésteres orgánicos. Compuesto que proviene de sustituir el hidrógeno ácido de un ácido carboxílico por un radical de hidrocarburo. Su fórmula general es $\text{RCO}\cdot\text{OR}'$, donde R es el radical del ácido carboxílico y R' es el radical del hidrocarburo. Su nomenclatura consiste en indicar el nombre del ácido carboxílico terminado en *-ato*, la preposición *de* y el nombre del radical de hidrocarburo: por ejemplo, $\text{CH}_3\text{CO}\cdot\text{OC}_6\text{H}_5$, acetato de fenilo; $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}\cdot\text{OCH}_3$, benzoato (fenilcarboxilato) de metilo.

Éteres. Compuestos que provienen de unir dos radicales de hidrocarburo a un átomo de oxígeno, ROR' . La nomenclatura usual de los éteres consiste en citar en orden alfabético los nombres de los radicales, seguidos de la palabra *éter*: $\text{C}_6\text{H}_5\text{OCH}_3$, fenilmetiléter; $\text{C}_6\text{H}_5\text{OC}_6\text{H}_5$, difeniléter.

Fórmula química. Es la descripción, que se hace con símbolos atómicos, de la composición de una molécula. La fórmula H_2SO_4 significa que una molécula de ácido sulfúrico contiene dos átomos de hidrógeno, uno de azufre y cuatro de oxígeno.

Función química. Conjunto de compuestos que se caracterizan por tener una composición química semejante. Por ejemplo, todos los óxidos contienen átomos de oxígeno y átomos de otro elemento, como H_2O , FeO , Cl_2O_5 .

“Gas de electrones”, modelo del. Modelo de unión de átomos en un metal. Véase su descripción en “enlace químico”.

Grasos, ácidos. Ácidos carboxílicos $\text{RCO}\cdot\text{OH}$ en los que R es un radical de cadena larga, 11 o más átomos de carbono, frecuentemente lineal y algunas veces con dobles enlaces. Los más comunes son:

$\text{C}_{11}\text{H}_{23}\text{CO}\cdot\text{OH}$	ácido láurico	$\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{CO}\cdot\text{OH}$	ácido linoleico
$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{CO}\cdot\text{OH}$	ácido palmítico	$\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{CO}\cdot\text{OH}$	ácido linolénico
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{CO}\cdot\text{OH}$	ácido esteárico	$\text{C}_{15}\text{H}_{29}\text{CO}\cdot\text{OH}$	ácido palmitoleico
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{CO}\cdot\text{OH}$	ácido oleico	$\text{C}_{17}\text{H}_{32}(\text{OH})\text{CO}\cdot\text{OH}$	ácido ricinoleico

La esterificación de estos ácidos con la glicerina produce grasas y aceites, y la reacción con hidróxidos metálicos da lugar a sales orgánicas llamadas **jabones**.

Grignard, compuestos de. Son compuestos que tienen por fórmula general RMgX , donde R es un radical de hidrocarburo y X es un ion haluro (F^- , Cl^- , Br^- o I^-). Son compuestos “organometálicos” en el sentido de que tienen una unión metal-carbono (Mg-R). Su nomenclatura consiste en indicar el nombre del halogenuro, la preposición *de*, el nombre del radical y el nombre del catión magnesio: CH_3MgCl , cloruro de metilmagnesio. Estos compuestos son muy útiles en la síntesis de compuestos orgánicos.

Grupo periódico. Conjunto de elementos que se caracteriza por el hecho de que los átomos que lo forman tienen una capa electrónica externa semejante. La forma generalizada de la



capa electrónica externa es $(n-2)f^a (n-1)d^b ns^c np^d$, donde a , b , c y d son los números de electrones asociados a los orbitales de los tipos f , d , s y p . El “grupo” al que pertenece un átomo se calcula como la suma de los exponentes b , c y d . La configuración electrónica del átomo de níquel es ${}_{28}\text{Ni} = [{}_{18}\text{Ar}] 3d^8 4s^2$. Esto quiere decir que a y d son iguales a cero, y que el grupo de la tabla periódica al que pertenece el níquel es el 10 ($b+c=8+2$).

El grupo periódico está conformado por los elementos que forman cada una de las columnas de la tabla periódica.

Heteroatómicas, moléculas. Son las que contienen átomos diferentes.

Hidrocarburos. Compuestos formados únicamente por átomos de carbono y átomos de hidrógeno bajo la fórmula general C_xH_y . Los átomos de carbono están unidos entre sí formando esqueletos que pueden ser lineales, ramificados o cíclicos, y están unidos mediante enlaces sencillos, dobles o triples. Cuando los esqueletos de átomos de carbono son lineales, con o sin ramificaciones, con enlaces simples, dobles o triples, se generan los hidrocarburos **alifáticos**. Cuando estos esqueletos forman al menos un anillo, se generan los hidrocarburos **alícíclicos**. Hay una clase especial de hidrocarburos cíclicos llamados **aromáticos**.

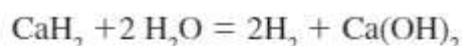
Hidróxidos. Función química o conjunto de compuestos que se caracterizan por contener un átomo metálico y uno o varios grupos OH^- . Su fórmula general es $\text{M}(\text{OH})_y$, donde “ y ” es el estado de oxidación del metal. Forman su nombre con la palabra “hidróxido”, la preposición *de* el nombre del átomo metálico y, entre paréntesis, su estado de oxidación formal, como en el $\text{Al}(\text{OH})_3$, hidróxido de aluminio (III). Los hidróxidos de los metales del grupo 1 de la tabla periódica y algunos otros forman enlaces iónicos con el grupo OH , dando origen a las **bases**:



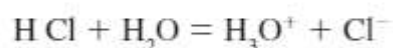
Hidroxilo. Es el nombre que se asigna al grupo OH . También se le llama oxhidrilo.

Hidruros. Función química o conjunto de compuestos que se caracteriza por contener hidrógeno y otro elemento. Su fórmula general es EH_y , donde y es el estado de oxidación del elemento E . Forman su nombre con la palabra “hidruro”, la preposición *de*, el nombre del elemento E y, entre paréntesis, su estado de oxidación formal, como en el HgH_2 , hidruro de mercurio (II).

Los hidruros metálicos reaccionan con el agua para dar hidrógeno y una solución básica que contiene al hidróxido del metal:



Los hidruros de los no metales activos, en particular los elementos del grupo 17 de la tabla periódica, llamados “halógenos”, se comportan como ácidos al ser disueltos en agua:



Y las soluciones acuosas de ellos se conocen con el nombre de **ácidos hidrácidos** (véase **Ácidos hidrácidos**).

También hay hidruros intermedios que no reaccionan con el agua, como el de carbono, CH_4 .

Algunos hidruros reciben nombres especiales, como los hidrocarburos o compuestos orgánicos que contienen carbono e hidrógeno.

Homoatómicas, moléculas. Son las que contienen átomos iguales, como las del O_2 , P_4 , S_8 , B_{20} , etcétera. En los metales se supone que todos los átomos comparten a todos los electrones externos (véase **Enlace químico**), por lo que el tamaño del objeto metálico es igual al tamaño de la molécula y, siendo ésta homoatómica, su fórmula es M_n .

Inactivo, elemento o compuesto. Estable. Sustancias que reaccionan con dificultad (véase **Estabilidad química**).

Iones. Cualquier átomo que haya ganado o perdido electrones. Los átomos son eléctricamente neutros, es decir, tienen en el núcleo el mismo número de protones que electrones en la periferia. Cuando un átomo atrae electrones queda cargado negativamente, y cuando pierde electrones queda cargado positivamente. Los iones negativos se llaman aniones y los positivos cationes.

Ionización. Proceso de separación de iones a partir de una molécula neutra. Si la molécula es A:B, la separación de las especies A y B puede conducir a que la especie con mayor capacidad de atraer electrones se quede con el par que pertenece al enlace:



La especie A pierde el electrón con el que contribuyó a la formación del enlace, y entonces queda cargado positivamente. La especie B lo gana y queda cargado negativamente. La ruptura de un enlace sencillo que produce iones se llama **heterolítica**.

Isóbaros. Es el conjunto de átomos que tienen la misma masa atómica (suma de protones y neutrones en el núcleo) y diferente número atómico (número de protones). Los núcleos $^{14}_7\text{C}$ y $^{14}_7\text{N}$ son isóbaros.

Isómeros. Son compuestos que tienen la misma fórmula condensada, pero diferente fórmula desarrollada. En química orgánica son frecuentes los isómeros **estructurales** donde las moléculas varían en la distribución de los átomos de carbono en el esqueleto, pero no en el número de ellos, como en el caso del butano y del 2- metil-propano, en los que ambos tienen como fórmula condensada a C_4H_{10} , pero sus estructuras son:



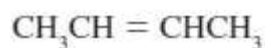
n-butano

2- metil-propano
isobutano

También se estudian los isómeros **posicionales** en los cuales los esqueletos de átomos de carbono se conservan, pero cambian de posición los dobles o triples enlaces. Son ejemplos el 1-buteno y el 2-buteno:



1 buteno



2 buteno

Isótopos. Es el conjunto de átomos que tienen el mismo número atómico y diferente masa atómica. El átomo de un elemento químico se caracteriza por el número de protones (número atómico constante) que contiene el núcleo. En algunos elementos el número de neutrones puede ser variable. Los diferentes átomos que tienen el mismo número de protones pero distinto número de neutrones son los isótopos del elemento. Por ejemplo, el hidrógeno se caracteriza por tener sólo un protón en el núcleo, sus isótopos pueden tener 0, 1 o 2 neutrones, formando los átomos protio (^1_1H), deuterio (^2_1H) y tritio (^3_1H).

IUPAC. Siglas en inglés de la *International Union of Pure and Applied Chemistry* (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

Jabones. Son sales de sodio, potasio o amonio de ácidos grasos. Las sales de sodio producen jabones duros; las de potasio, jabones blandos y las de amonio, cremas jabonosas. Los jabones más frecuentes se derivan de los ácidos palmítico, esteárico y oleico.

Kernel. La parte del átomo que contiene al núcleo y a los electrones internos, quedando fuera sólo los electrones exteriores o de valencia. Por ejemplo, el átomo de cinc contiene un núcleo y los electrones siguientes: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ y $3d^{10}$. Si no son considerados los electrones $4s^2$ y $3d^{10}$, el núcleo y los demás electrones forman el kernel.

***l*.** Número cuántico en la descripción del comportamiento de un electrón en un átomo. Se le designa como número cuántico de "forma" y se le asignan valores que van desde cero hasta el valor del número cuántico principal o de nivel, menos uno ($l = 0, 1, 2, \dots, n-1$). En cada nivel de energía de los electrones dentro del átomo puede haber tantos subniveles *l* como el valor del nivel. A cada valor de *l* se asocia una "forma" de la distribución de probabilidad de encontrar al electrón cerca del núcleo u "orbital". Cuando

$l = 0$ el orbital tiene forma esférica y se le asigna el nombre "s"

$l = 1$ el orbital forma dos lóbulos y se le asigna el nombre "p"

$l = 2$ el orbital forma cuatro lóbulos y se le asigna el nombre "d"

Lantánidos. Conjunto de elementos que se caracterizan por tener su último electrón (electrón diferencial) ocupando un orbital *4f*. Los números atómicos de los lantánidos van de 57 a 71, y sus propiedades son muy parecidas a las del lantano, del cual toman su nombre.

Lewis, representación atómica de. Representación de átomos en la cual se hace notar su capacidad de combinación mediante la representación explícita de los electrones *s* y



p externos. Se usa el símbolo atómico como representación del núcleo, los electrones internos y los electrones d y f de la última capa. Los electrones s y p externos deben representarse con símbolos arbitrarios, alrededor del símbolo del átomo. Por ejemplo, si ${}_1E$ es el símbolo de un elemento del grupo 1 de la tabla periódica, su configuración electrónica es [kernel] ns^1 y su representación de Lewis es ${}_1E\cdot$. Si ${}_{18}E$ es un elemento del grupo 18 de la tabla periódica, su configuración electrónica puede ser $(n-2)f^{14}, (n-1)d^{10}, ns^2, np^6$ y su representación de Lewis es ${}_{18}E_{18}^{\circ}$.

m o m_l . Número cuántico que describe la orientación que adquiere un orbital cuando el átomo se encuentra dentro de un campo magnético, por lo que se le llama número cuántico “magnético”. El número de orientaciones depende de la forma del orbital, definida por el número cuántico l , y el número de valores que adquiere, después de definir el valor de l , es $2l+1$. Los valores del número cuántico m pueden ser $-l, -l+1, \dots, -1, 0, 1, \dots, +l-1$, y $+l$. Por ejemplo, si $l = 3$, los valores posibles de m son $-3, -2, -1, 0, +1, +2$ y $+3$ (7 en total).

m_s . Número cuántico que describe la dirección del campo magnético que se asocia al movimiento del electrón. Se le conoce comúnmente como “espín” o “spín”, y cada electrón sólo puede adquirir uno de dos valores posibles: $+\frac{1}{2}$; si la rotación del campo magnético asociado al electrón sigue la dirección contraria a las manecillas del reloj, o $-\frac{1}{2}$ si la rotación va en la dirección de las manecillas del reloj.

Masa. La masa es la medida de la cantidad de materia contenida en un objeto.

Masa atómica. Es la masa de un átomo medida en **unidades de masa atómica (umas)**. También debe llamarse **masa atómica promedio** debido a que la masa atómica de los elementos reportada en la mayoría de las tablas es el promedio ponderado de las masas de los **isótopos** de cada uno de los elementos, es decir, toma en cuenta las masas atómicas de los isótopos y su abundancia natural.

Masa atómica relativa. Es la masa de un átomo aislado comparada con la masa de un neutrón aislado. La masa de un neutrón aislado es muy semejante a la de $\frac{1}{12}$ del isótopo ${}_{6}^{12}C$. A esta cantidad de materia se le conoce como **unidad de masa atómica u**, o **uma**.

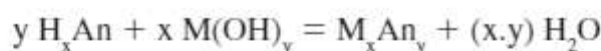
Materia. Sustancia.

Molécula. Cantidad mínima de materia que conserva las propiedades físicas y químicas de una sustancia pura.

n . Número cuántico que indica el nivel relativo de energía de un electrón dentro de un átomo. Se le llama “número cuántico principal” y puede adoptar los valores de los números naturales: 1, 2, 3, . . . , etcétera. Si un electrón está asociado a un orbital con $n = 1$, significa que es el electrón más cercano al núcleo y el de menor energía dentro del átomo.



Neutralización. Reacción química mediante la cual un número de iones H^+ (proveniente de un ácido) se combina con un número idéntico de iones OH^- (proveniente de una base), dando como resultado moléculas de H_2O . Como los ácidos son sustancias que pueden liberar iones H^+ y las bases iones OH^- , la neutralización se puede definir también como la reacción entre un ácido y una base hasta producir una solución neutra:



Neutrón(es). Partícula contenida en el núcleo atómico que se caracteriza por tener carga eléctrica cero y una masa semejante a la del protón. La masa absoluta del neutrón es 1.675×10^{-24} g y su masa relativa es 1.00896 uma.

Nivel de energía. El conjunto de electrones que ocupan uno o varios orbitales atómicos que tienen el mismo número cuántico principal n forman un nivel de energía.

Núcleo de los átomos. El modelo atómico que actualmente se maneja consiste en un núcleo que contiene partículas con masa. Las partículas que no tienen carga eléctrica se llaman **neutrones**, y las que tienen carga eléctrica positiva se llaman **protones**. Las partículas del núcleo son mucho más masivas que los electrones, por lo que en el núcleo se concentran la masa y la carga positiva del átomo.

Nucleones. Partículas residentes en el núcleo del átomo.

Número atómico. Número de protones existentes en el núcleo de un átomo. El número atómico se señala con un subíndice Z en el símbolo de un elemento: ${}_Z E$. Los átomos que tienen el mismo número atómico pertenecen a un mismo elemento. Los átomos de dos elementos diferentes tienen números atómicos diferentes. La tabla periódica de la IUPAC de 1988 describe muchas de las características de los átomos cuyos números atómicos van de 1 a 109 (o sea, características de 109 elementos). Véase la tabla periódica de la contraportada.

Número de masa. En un átomo, el número de masa es la suma de protones y neutrones nucleares. El número de masa se señala con la letra A antepuesta al símbolo del átomo: ${}_Z^A E$. Dado el átomo del elemento anterior, el número de protones es Z y el número de neutrones es $A-Z$. Los **isótopos** son átomos que tienen el mismo número atómico y diferente número de masa. Los **isóbaros** son átomos que tienen el mismo número de masa y diferente número atómico.

Oclusión. Fenómeno que consiste en la dispersión de átomos o moléculas aisladas en la red cristalina de un sólido. El ejemplo más típico es la dispersión de moléculas de hidrógeno en la red cristalina del platino metálico.

Orbital. Región del espacio cercano al núcleo de un átomo en el cual es probable encontrar a un electrón determinado. También se define como orbital a la función matemática dependiente de tres números cuánticos (n , l y m) que describe el comportamiento de un electrón dentro del átomo.



Organometálicos, compuestos. Son compuestos en los que existe la unión carbono (de un radical orgánico)-metal. Su fórmula general es R-M, como en el metil-litio: CH_3Li . Una clase especial de compuestos organometálicos son los derivados alquilmagnesio, llamados **compuestos de Grignard**.

Oxidrillo. Hidroxilo, anión HO^- , también se aplica al radical $\text{HO}\bullet$.

Oxiácido. Véase **Ácido oxiácido**.

Oxidación, estado de. Es el valor de la carga formal que tiene el átomo de un elemento dentro de una molécula. (Véase **Carga formal**.) Se usa también número de oxidación.

Óxidos. Compuestos que resultan de la combinación de un elemento con el oxígeno. Son de fórmula general E_2O_y , donde y es el estado de oxidación formal del átomo del elemento E, aunque si es par, puede ser simplificado en la fórmula: $\text{E O}_{y/2}$. La clasificación actual de los óxidos comprende a los óxidos metálicos y a los óxidos no metálicos, llamados estos últimos también **anhídridos**. Su nomenclatura consiste en decir la palabra "óxido", la preposición *de*, el nombre del elemento y , entre paréntesis, el estado de oxidación de E. Por ejemplo, el SO_2 es el óxido de azufre (IV). También se puede indicar el número de átomos de oxígeno y el número de átomos del elemento E por fórmula: dióxido de azufre. En el caso del N_2O_3 se puede decir óxido de nitrógeno (III) o trióxido de dinitrógeno.

Parafinas. Alcanos. Hidrocarburos en los cuales todas las uniones carbono-carbono son enlaces sencillos. Con este nombre se hace notar la estabilidad química de los alcanos (de *parum*=poco, poca afinidad).

Peso atómico. Masa atómica. El uso de la expresión "peso atómico" es ya obsoleto.

Periodicidad. Consecuencia de la aparición de propiedades semejantes entre los elementos cuando éstos se listan en forma creciente de su masa atómica o su número atómico.

Periodo. Conjunto de elementos cuya característica común es que el electrón diferencial en sus átomos se encuentra en el mismo nivel de energía definido por el número cuántico n , que es también el número del periodo. En la tabla periódica, un periodo está formado por los elementos cuyos símbolos forman una línea horizontal. En la tabla periódica habitual, la semilarga, el sexto periodo contiene a todos los átomos cuya configuración electrónica termina en el nivel de energía 6 y , por tanto, incluye a los lantánidos. Asimismo, el periodo 7 incluye a los actínidos.

Polioles. Alcoholes polihidroxilados o que contienen dos o más grupos HO. El más importante de estos compuestos es la glicerina o 1, 2, 3- propanotriol: $\text{HOCH}_2\text{CHOH}\bullet\text{CH}_2\text{OH}$.



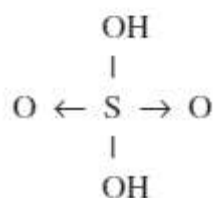
Protón. Partícula del núcleo atómico que se caracteriza por tener carga positiva (carga del protón = 1.692×10^{-19} coulombios) y masa de 1.672×10^{-24} g.

Radical. Molécula a la cual se le elimina un átomo e incluso el o los electrones de enlace. En el agua, por ejemplo, la molécula es H:O:H. Si se separa un átomo de hidrógeno, se forman los radicales: hidroxilo HO· e hidrógeno H·. La ruptura de un enlace simple en la que cada átomo recupera su electrón se llama **homolítica**. Los radicales no contienen carga eléctrica, a diferencia de los iones que provienen de una ruptura **heterolítica** del enlace químico (véase **Ionización**).

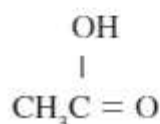
Reactivo, reactividad. Se dice del elemento o compuesto que reacciona con facilidad con los elementos o compuestos presentes habitualmente en el medio ambiente. Por definición, es la sustancia química de la cual se parte para efectuar una reacción.

Sales. Son compuestos que provienen de la unión de un catión con un anión originado en un ácido. Su fórmula general es M_xA_n , donde x es el número de oxidación del anión y y es el estado o número de oxidación del catión. Las sales se clasifican por el tipo de anión que contienen. Véase *Binarias, sales* y *Anfitgenas, sales*. Véase **Neutralización**.

Semidesarrolladas, fórmulas. Representación de moléculas en las que se da información de cómo están unidos algunos grupos atómicos especiales, como los grupos HO·, CH₃·, CH₂·, :CO, etcétera. Por ejemplo, las fórmulas semidesarrolladas del ácido sulfúrico y del ácido acético son:



ácido sulfúrico



ácido acético

Símbolo atómico. Letra o dos letras provenientes del nombre de un elemento y que representan al átomo del mismo. El símbolo de un elemento es completo cuando tiene la información de la masa atómica A y del número atómico Z : ${}^A_Z\text{E}$. Cuando se usa sólo una letra, ésta debe ser mayúscula: C, N, O, F, I, etcétera. Cuando se usan dos letras, sólo la inicial es mayúscula: Li, Na, Cu, Ni, etcétera.

Solución. Mezcla homogénea de una o más sustancias puras en otra que se presenta en mayor proporción. Hay soluciones del tipo gas-gas (aire, solución de oxígeno en nitrógeno), gas-líquido (oxígeno en agua), líquido-líquido (alcohol en agua) y sólido-líquido (azúcar en agua). A la sustancia disuelta se le llama **soluto**, y a la sustancia que disuelve se le llama **solvente**, o *disolvente*. Normalmente, la sustancia que disuelve se encuentra en mayor proporción que la que va a ser disuelta.



Tabla periódica. Arreglo o distribución de los símbolos atómicos de acuerdo con la configuración electrónica de los átomos que representan. En las columnas de la tabla periódica, los átomos tienen la misma configuración electrónica externa dada por $ns^x (n-2)f^w (n-1)d^y np^z$ (w , y o z pueden ser cero), en donde sólo varía el valor de n . En la línea horizontal o hilera de la tabla periódica se escriben los átomos cuya configuración electrónica externa tienen el mismo valor de n . Los elementos cuyos símbolos están contenidos en una columna forman un **grupo periódico**, y los contenidos en una hilera forman un **periodo**.

Ternarios, compuestos. Compuestos cuya fórmula o molécula contiene tres elementos diferentes. En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , se dice que el compuesto es ternario por contener hidrógeno, azufre y oxígeno.

Tricéntricos, enlaces. Una clase especial de enlaces químicos que se caracteriza por utilizar un par de electrones para unir a tres núcleos. Se da en algunos compuestos de boro enlaces $B \cdot H \cdot B$ en los que el hidruro $H:^-$ une a los dos núcleos de boro, sin que éstos aporten electrones al enlace.

Triple enlace. Unión química covalente que se establece cuando dos átomos A y B comparten seis electrones, tres de ellos provenientes de un átomo y tres provenientes del otro: $A \text{:::} B$ o $A \equiv B$. Ejemplos de triples enlaces se encuentran en la molécula de nitrógeno N_2 , $:N \equiv N:$, en la del cianuro de hidrógeno $HC \equiv N$, en los alquinos $RC \equiv CR'$.

Unidad de masa atómica. Cantidad de masa que corresponde a $\frac{1}{12}$ de la masa contenida en el isótopo $^{12}_6C$. Es la unidad de masa relativa entre los átomos, ya que la masa del protón es 1.007594 veces este valor y la masa del neutrón es 1.00896 este valor. Se han utilizado los términos “dalton” o “uma” para significar la unidad de masa atómica. Actualmente se utiliza la sigla “u” o uma.

UIQPA. Siglas de la *Unión Internacional de Química Pura y Aplicada*, que es una sociedad internacional de químicos. Las siglas en inglés del nombre de esta sociedad son IUPAC.





Índice analítico



A

- ácidas, sales, 103-106
- ácido, 100
 - hidrozoico, 71
 - oxigenado, 85
- ácidos carboxílicos, 141-142
- ácidos hidrácidos, 100
 - listado de los (tabla), 101
- acilo
 - halogenuros de, 140, 141
 - radical, 138
- actínidos, 40
- activos, elementos, 4
- alcanos, 70, 120-123
- alcoholes, 119, 135-136
- aldehídos, 139
- aleación, 3
- alótropo, 51
- alquenos, 70, 124-127
- alquinos, 70, 127-128
- amalgama, 3
- amidas, 143-144
- aminas, 135
- amonio, ion, 101
- anfígenas, sales, 93-95
- aniones, 49
- aniones monoatómicos, 57-58
 - nombres de los (tabla), 57-58
- aniones oxigenados, 89-93
 - fórmulas y nombres de los (tabla), 89-90
- aromáticos, hidrocarburos, 130-133
- átomo(s), 4, 5
 - de los elementos, 13-14

B

- bases, 83
- básicas, sales, 106-108
- binarias, sales, 77-78
- binarios, compuestos, 65

C

- capa, 41
 - electrónica, 39
- carbonílicos, compuestos, 138
- carboxílicos, ácidos, 141-142
- carga
 - formal, 53-54
 - mononegativa, 54
 - monopositiva, 54
- cationes, 49
 - monoatómicos, 58-60
 - oxigenados, 101-103
 - poliatómicos, 100-103
- cerámicos, óxidos, 64
- cetonas, 139-140
- cíclicas, estructuras, 117
- cíclicos, hidrocarburos, 128-129
- coeficiente estequiométrico, 66
- combinada, forma, 10, 46
- componente, 3
- compuestos, 4, 65
 - binarios, 65
 - carbonílicos, 138
 - halogenados, 133-134
 - organometálicos, 134
 - polielementales, 65
 - ternarios, 82
- compuestos orgánicos, 116-144
 - características del carbono en los, 117-120
- condensadas, fórmulas, 119
- configuración electrónica, 31-34
 - por números atómicos (tabla), 35-38
 - relación entre la estabilidad y la, 46
 - uso del kernel en la, 34
 - y propiedades químicas, 39-41
- constituyente, 3
- construcción, principio de, 31-33
- coordinado, enlace, 52



D

dativo, enlace, 52
desarrolladas, fórmulas, 119
diagonales, regla de las, 32-33
diamante, 52
diatómicas, moléculas, 51
diimina, 71
doble enlace, 51
dobles, sales, 108-110

E

ecuación estequiométrica, 66
electromagnetismo, principios clásicos de, 26
electrón, 13
 diferencial, 39
 espín del, 26
electrones
 externos, 39
 internos, 39
 “mar” de, 53
elementos, 4
 activos, 4
 átomos de los, 13-14
 estabilidad de los, 46
 inactivos o estables, 46
 nativos, 10
 naturales, 10
 nombre de los, 10-11
 reactivos, 46
 símbolo atómico de los, 11-12
 sintéticos, 10
energía
 nivel de, 27-31
 subnivel de, 27-31
enlace
 coordinado o dativo, 52
 covalente simple, 117
 covalente triple, 118
 químico, 51
 tricéntrico, 72

enlaces dobles, 51
estables, óxidos, 64
estado de oxidación, 54-57
estequiométrico, coeficiente, 66
ésteres, 142-143
éteres, 137-138
exclusión, principio de, 31

F

fluoruros, 64
formación de iones, 48-49
formal, carga, 53-54
fórmula
 condensada, 119
 desarrollada, 119
 química, 6, 118
 semidesarrollada, 119
fórmula general
 de los hidruros, 65
 de los óxidos, 73
función
 de onda, 26, 27
 química, 64

G

gases, nobles, 39
giro magnético, 26
grafito, 52
Grignard, reactivos de, 134
grupo periódico, 41

H

halogenados, compuestos, 133-134
halógenas, sales, 77
halógenos, 39
halogenuros de acilo, 140, 141
heterogénea, sustancia, 3
hidrácidos, 100
hidracina, 71
hidratadas, sales, 110-111
hidrazoico, 71



- hidrocarburo(s), 120-130
 alicíclico, 129
 alifático, 129
 aromáticos, 130-133
 cíclicos, 128-129
- hidronio, ion, 100
- hidróxidos, 82-84
 fórmula general de los, 82
 nomenclatura de los, 82-83
- hidruros, 65
 básicos, 101
 casos particulares, 68-72
 no estequiométricos, 72
 nomenclatura convencional, 68-69
- homoatómicas, moléculas, 51-53
- homogénea, sustancia, 3
- I**
- inactivo, 46
- internos, electrones, 39
- ion(es), 48-49
 amonio, 101
 hidronio, 100
- isóbaros, 17
- isómeros, 119
- isótopos, 14, 15-16
- IUPAC, 2, 10, 40
- K**
- kernel, uso del, 34
- L**
- l (número cuántico), 26
- lantánidos, 40
- Lewis
 Gilbert Newton, 47
 representación atómica, 47-48
- lineales, estructuras, 117
- M**
- m (número cuántico), 26
- “mar” de electrones, 53
- masa, 3, 13
 atómica relativa, 13, 14, 17-20
- materia, 3
- metales alcalinos, 40
- molécula(s), 4, 5
 diatómicas, 51
 homoatómicas, 51-53
- mononegativa, carga, 54
- monopositiva, carga, 54
- N**
- n (número cuántico), 26
- nativa, forma, 10
- neutralización, 95
- neutrones, 13
- nivel de energía, 26, 27-31
- nombre de los elementos, 10-11, 12
- nomenclatura convencional, 59-60
 hidruros con, 68
- nomenclatura química, 2
 objetivos de la, 6
- nomenclatura sistemática, 57, 58
- núcleo del átomo, 13
- número
 atómico, 5, 6, 13, 14, 17-20
 de masa, 14
 de oxidación, 53-54
- números cuánticos, 26-27
 valores permitidos, 26
- O**
- oclusión, 71
- octeto, regla del, 48-49
- ocupación, orden de, 32-33



- orbital(es), 26-27, 31-33
 en un tablero, 33
- orden de combinación, 119
- organometálicos, compuestos, 134
- oxiácidos, 84-88
 nombre, fórmula y obtención de los (tabla), 85-87
- oxidación
 estado de, regla, 54, 55, 75
 estados de, 54-57
 número de, 53-54
- óxidos, 64, 72-76
 cerámicos, 64
 fórmula general de los, 73
 nomenclatura de los, 76
- oxigenado, ácido, 85
- P**
- parafinas, 120-123
- partícula neutra, 13
- periódica, tabla, 40-41, 42, 56
- periodicidad, 40
- periodo, 41
- peróxidos, 77
- polielementales, compuestos, 65
- polioles, 136
- principio
 de construcción, 31-33
 de exclusión, 31
- protón, 13
- R**
- radical acilo, 138
- radicales alcóxido, 136-137
- ramificadas, estructuras, 117
- reactivo(s), 46
 óxidos, 64
- regla
 de la mano derecha, 26-27
 de las diagonales, 32-33
 del octeto, 48-49
 representaciones de Lewis, 47-48
- S**
- s (número cuántico), 26
- sales, 103-111
 ácidas, 103-106
 anfígenas, 93-95
 básicas, 106-108
 binarias, 77-78
 de dos aniones, 110
 de dos cationes, 108-109
 dobles, 108-110
 halógenas, 77
 hidratadas, 110-111
- semidesarrolladas, fórmulas, 119
- símbolo(s), 5
 atómico, 11-12, 14-20
- sintéticos, elementos, 10
- solución, 3
- subnivel de energía, 27-31
- sustancia, 2, 3
 pura, 3, 4
 simples, 4
- T**
- tabla periódica, 40, 41, 42, 56
- tablero, orbitales en un, 33
- ternarios, compuestos, 82
- tricéntrico, enlace, 72
- U**
- unidad de masa atómica (uma), 13, 14
- UIQPA, 2



