

NOMENCLATURA Química

Hugo E. Solís Correa

53 | I
126.904
(Kr) $4d^{10}5s^2$
5

20 | Ca
40.80
[Ar] $4s^2$
Calcio

11 | Na
22.9898
[Ne] $3s^1$
Sodio

47 | Ag
107.868
[Kr] $4d^{10}5s^1$
Plata

92 | U
238.03
[Rn] $5f^3 6d^1$
 $7s^2$

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS

1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d

Nomenclatura química

Nomenclatura química

Hugo E. Solís Correa

Candidato a Doctor en Ciencias en la especialidad de química inorgánica

Facultad de Química, UNAM

Profesor e investigador de tiempo completo en el Departamento de Ciencias Básicas en el Área de Química, UAM Azcapotzalco

Revisión técnica:

M. en C. María del Carmen Ramírez Medeles

Centro de Investigación y de Estudios Avanzados del IPN

Profesora del Depto de Sistemas Biológicos, UAM Xochimilco

McGRAW-HILL

MÉXICO • BUENOS AIRES • CARACAS • GUATEMALA • LISBOA • MADRID • NUEVA YORK
PANAMÁ • SAN JUAN • SANTAFÉ DE BOGOTÁ • SANTIAGO • SÃO PAULO
AUCKLAN • HAMBURGO • LONDRES • MILÁN • MONTREAL • NUEVA OELHI • PARÍS
SAN FRANCISCO • SINGAPUR • ST. LOUIS • SIDNEY • TOKIO • TORONTO

Gerente de producto: Alfonso García Bada Mena
Supervisor de edición: Mateo Miguel García
Supervisor de producción: Zeferino García García

NOMENCLATURA QUÍMICA

Prohibida la reproducción total o parcial de esta obra,
por cualquier medio, sin autorización escrita del editor.

DERECHOS RESERVADOS © 1994, respecto a la primera edición por
McGRAW-HILL/INTERAMERICANA DE MÉXICO, S.A. de C.V.
Atacomulco 499-501, Fracc. Ind. San Andrés Atoto,
53500 Naucalpan de Juárez, Edo. de México
Miembro de la Cámara Nacional de la Industria Editorial, Reg. Núm. 1890.

ISBN 970-10-0518-X

La Tabla Periódica de los Elementos es una realización de Isabel Capella con la colaboración de los departamentos de Química de las Universidades Autónoma, Complutense y Politécnica de Madrid, con la revisión de Silvia Bello Garcés. Química, UNAM. © 1994, por McGraw-Hill Interamericana de México S.A. de C.V.

1234567890 9087651234
Impreso en México Printed in México

Esta obra se terminó de imprimir en junio de 1994,
en Metropolitana de Ediciones, S.A. de C.V.
Parque Industrial FINSA, nave 5,
Periférico oriente, entre ejes: 6 y 5 sur.
09209, Iztapalapa, D.F.

Se tiraron 10 900 ejemplares

Contenido

Prólogo	ix
1. Nomenclatura química. Conceptos fundamentales	1
En busca de la unidad	3
Compuestos y elementos	5
Moléculas y átomos. Símbolos y fórmulas	5
Objeto de la nomenclatura química	8
Autoevaluación	8
2. Los elementos	11
Los nombres de los elementos	12
Los átomos de los elementos	16
La masa atómica de los elementos	18
Símbolo atómico completo	19
Autoevaluación	27
3. La configuración electrónica de los átomos y la tabla periódica	33
Orbitales atómicos y números cuánticos	34
Los niveles de energía	36
Principio de construcción	40
Uso del Kernel	45
Configuración electrónica y propiedades químicas	52
Autoevaluación	56
4. Los iones monoatómicos y su nomenclatura	59
Estabilidad de los elementos	60
Representaciones de Lewis	61
Formación de iones y regla del octeto	63
Moléculas homoatómicas	66
Carga formal y número de oxidación	70
Los estados de oxidación comunes	72
Nomenclatura de los aniones monoatómicos	75
Nomenclatura de los cationes monoatómicos	77
Autoevaluación	79

5. Nomenclatura de los compuestos binarios	83
Funciones químicas	84
Clasificación de los compuestos de número de elemento diferentes	85
Los hidruros	86
Hidruros con nomenclatura convencional	89
Otros hidruros	90
Los óxidos	95
Nomenclatura de los óxidos	100
Nomenclatura de los peróxidos	101
Sales binarias	102
Autoevaluación	103
6. Compuestos ternarios	107
Los hidróxidos metálicos	108
Los oxiácidos	111
Nomenclatura de los aniones oxigenados	117
Sales anfígenas	121
Autoevaluación	125
7. Funciones compuestas	127
Cationes poliatómicos	128
Sales ácidas	132
Sales básicas	136
Sales dobles. Sales de dos cationes	139
Sales dobles. Sales de dos aniones	141
Autoevaluación	142
8. Introducción a la nomenclatura de los compuestos orgánicos	145
Los compuestos orgánicos	146
Características del carbono en los compuestos orgánicos	147
Los hidrocarburos	151
Alcanos	152
Alquenos	157

Alquinos	160
Hidrocarburos cíclicos	162
Hidrocarburos aromáticos	164
Compuestos halogenados	167
Compuestos organometálicos	168
Aminas	169
Alcoholes	170
Radicales alcóxido	171
Éteres	172
Compuestos carbonílicos	173
Aldehídos	174
Cetonas	175
Halogenuros de acilo	177
Ácidos carboxílicos	177
Esteres	179
Amidas	180
Autoevaluación	182
Glosario	187
Índice	213

Prólogo

En 1991 tuve la oportunidad de conducir el Seminario sobre Metodología de la Enseñanza de la Química en la Escuela Superior Politécnica del Litoral (ESPOL) en Guayaquil, Ecuador, promovido por las autoridades de esa institución y por esta compañía editorial. En una de las sesiones de trabajo, los profesores de preparatoria preguntaron a los de licenciatura cuáles eran los temas de los programas de química que realmente importaban en la preparación de los estudiantes que optarían después por ingresar a una licenciatura en química. Los profesores de licenciatura contestaron que los estudiantes deben aprender nomenclatura química. Este texto contiene lo que creo que los profesores de licenciaturas en química entienden por nomenclatura química, por lo que es trascendente como respuesta a la citada pregunta.

En la actualidad la mayor parte de los textos y los programas de química a nivel universitario y preuniversitario contienen la descripción estructural de átomos y moléculas y la descripción fisicoquímica de los sistemas químicos, con una notable disminución en el análisis de las funciones químicas y la nomenclatura de los compuestos que éstas contienen. Sin embargo, la química, al igual que las demás disciplinas científicas, crea un lenguaje propio, el de las fórmulas y nombres de los compuestos que estudia, la nomenclatura. Es frecuente en la enseñanza de las ciencias sustituir lo obvio por lo importante. En nuestro caso existe la tendencia a considerar la nomenclatura como un tema poco importante en la educación preuniversitaria y como algo obvio, "que ya deben saber e, incluso, dominar" los estudiantes del primer ciclo universitario.

Con el presente texto se pretende remediar el defecto descrito al proporcionar un complemento a los libros de texto, y que permita a profesores y estudiantes iniciar el aprendizaje del lenguaje químico, no como un recetario de nombres y símbolos, sino con una lógica de construcción de los nombres a partir de las fórmulas, y viceversa. Resulta muy claro para estudiantes y profesores que la esencia de la nomenclatura es el reconocimiento de los átomos y moléculas como unidades de estructura y

reacción de los compuestos químicos, y así lo hemos integrado en este texto. Pero, además, al intuir que muchas de las dificultades de los estudiantes radican en el poco entendimiento del origen de los estados de oxidación de los átomos dentro de las moléculas, hemos incluido los capítulos 3 y 4 para subsanarlas. También hemos incluido, en el capítulo 8, los fundamentos de la nomenclatura de los compuestos orgánicos.

Debe notarse que éste no es un texto de química. Tanto en la descripción de la nomenclatura de los compuestos inorgánicos como en la de los orgánicos se ha dado preferencia a las reglas sistemáticas y a la presentación de los nombres más frecuentes en los compuestos de uso común, por lo que en el texto no aparecen muchos de los compuestos que se presentan en los textos de química inorgánica (por ejemplo la serie tiónica de los ácidos) y muchos de los que aparecen en textos de química orgánica (lactonas, aminoácidos, etcétera).

Confío en haber interpretado correctamente las necesidades de estudiantes y profesores, y las de otros profesionales, y espero que encuentren en este libro la información, la actualización y la ejemplificación buscadas.

EL AUTOR

**Nomenclatura química.
Conceptos fundamentales**

La *nomenclatura* es el conjunto de reglas que se emiten para dar nombre y clasificación a los individuos de una especie. Así, por ejemplo, existen reglas de nomenclatura para designar a los individuos pertenecientes a los reinos animal, vegetal y mineral. Por ejemplo, independientemente del idioma que se hable, el *Citrus sinensis* es el árbol que produce la naranja dulce (o naranja de china), el gato es el *Felis catus* y los *alumbres* son las rocas constituidas por sulfatos de un ion alcalino y un metal trivalente, como el sulfato de aluminio y amonio.

La *nomenclatura química* contendrá las reglas que nos permitan asignar un nombre a cada una de las sustancias químicas. Podemos hacer algunas aproximaciones al enunciado anterior. El objeto de la nomenclatura química es *identificar* a una sustancia química. Esta identificación debe ser *inequívoca*, es decir, a cada nombre debe corresponder una sustancia y a cada sustancia un nombre.

A diferencia de otras disciplinas, la nomenclatura química contiene reglas y nombres que se han modificado con el tiempo y se seguirán modificando a medida que se obtengan nuevos compuestos o se establezcan acuerdos internacionales para designar a los ya existentes. Las reglas de nomenclatura actuales provienen de los acuerdos internacionales tomados en una asociación mundial de químicos, denominada International Union of Pure and Applied Chemistry, conocida como IUPAC, por sus siglas en inglés (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, UIQPA).

Al decir que a cada sustancia se le asigna un nombre, no se puede explicitar "un nombre y sólo uno", ya que éste pudo cambiar con el tiempo. Por ejemplo, existe un compuesto conocido desde hace ya varios siglos y que en la farmacopea tradicional se llamó "sublimado corrosivo". A principios de este siglo recibió el nombre de cloruro mercúrico, que le corresponde debido a su composición Hg Cl_2 y que actualmente se llama cloruro de mercurio (II). Existe otro compuesto que contiene cloro y mercurio y es el cloruro de mercurio (I), cloruro mercurioso o calomel.

A pesar de las reglas emitidas por la IUPAC y de la tendencia a ser adoptadas por los químicos en todo el mundo, la

nomenclatura química es tolerante con los nombres que se han arraigado y que persisten, en la mayoría de los casos, a nivel comercial.

Otra característica de la nomenclatura sistemática es la de asignar nombre a sustancias puras. Hay dificultades para definir la palabra *sustancia* y para decir cuándo es "pura". Por ejemplo, existe un conjunto de sustancias comerciales denominadas "agua oxigenada". Todas ellas contienen agua y peróxido de hidrógeno, aunque la concentración de este último varía del 3 al 30%. El agua oxigenada también contiene alguna sustancia adicional llamada "conservador" que se utiliza para evitar que el peróxido se descomponga, y que frecuentemente es la hidroquinona. Sin embargo, en los catálogos comerciales de productos químicos, el agua oxigenada se localiza bajo el rubro "peróxido de hidrógeno".

Así, cuando aplicamos las reglas de nomenclatura es frecuente que le demos el nombre a la sustancia pura o, mejor, a la *fórmula* que la representa.

En busca de la unidad

Se llama *sustancia* o *materia* al material del que están formados los cuerpos. *Masa* es la cantidad de materia contenida en un cuerpo.

Las sustancias son distinguibles unas de otras por las propiedades que se observan en ellas; el color, la densidad (o valor de la relación masa/volumen), el estado físico a una temperatura dada (sólido, líquido o gaseoso), la temperatura a la cual pueden cambiar de estado, etcétera.

Se considera que una sustancia es homogénea cuando está formada por un solo material distinguible. Son ejemplos: una pieza de cera, una porción de agua, una porción de aire... Las sustancias son heterogéneas cuando es posible distinguir en ellas materiales diferentes, por ejemplo, en una pieza de pan es posible observar dos tipos de materiales: el sólido, formado por la

harina cocida, y el gaseoso, que son las burbujas de aire en él encerradas. También en el granito, un material de construcción muy común, se nota la presencia de un sólido extendido en el cuerpo, llamado feldespato, así como corpúsculos dispersos, constituidos como granos de cuarzo, mica y otros minerales. Los humos son otras sustancias heterogéneas que dispersan los sólidos en el aire. Las sustancias heterogéneas pueden separarse en sus componentes homogéneos. Cada uno de los materiales distinguibles en una sustancia heterogénea se llama *constituyente*.

Las sustancias homogéneas pueden contener una o más sustancias químicas diferentes. El alambre de cobre que se usa en los conductores eléctricos es un material muy puro. En cambio, una muestra de agua natural difícilmente es pura, ya que contiene disueltos algunos gases como nitrógeno, oxígeno y bióxido de carbono de la atmósfera y algunos compuestos salinos del suelo. Una bebida comercial es homogénea, pero contiene agua, azúcar, colorantes, saborizantes y conservadores. A cada uno de los materiales contenidos en una sustancia homogénea se le llama *componente*. Cuando una sustancia homogénea contiene más de un componente, la mezcla se llama *solución*. El término solución se aplica generalmente a una mezcla en la que el componente mayoritario es un líquido. Existen métodos físicos, como la destilación y la evaporación, que permiten separar los componentes de una solución. Al mezclarse, los gases producen soluciones. El aire atmosférico, que contiene nitrógeno y oxígeno, es un ejemplo. Los sólidos difícilmente forman soluciones entre ellos, pues tienden a dar mezclas heterogéneas. Sin embargo, se conocen mezclas homogéneas (soluciones) de metales, conocidos como *aleaciones*, por ejemplo, el oro de orfebrería. Una clase especial de aleaciones son las *amalgamas*, que llevan como componente al mercurio, metal líquido, y algún otro metal, como cobre, sodio, etcétera.

Cuando la sustancia homogénea contiene sólo un componente, se llama *sustancia pura*. La sal de cocina o cloruro de sodio, el agua, el azúcar o sacarosa, el cobre, el alcohol y el oxígeno gaseoso, son sustancias puras.

Compuestos y elementos

Una sustancia pura no puede ser desdoblada en otras por métodos físicos como la destilación, la filtración, la sedimentación, etcétera. Sin embargo, algunas de ellas pueden dar origen a otras sustancias puras mediante métodos de transformación que utilizan formas de energía más intensas. El agua, por ejemplo, haciendo pasar en ella una corriente eléctrica, puede dar origen a dos gases, llamados hidrógeno y oxígeno. Otro ejemplo: al calentar el óxido de mercurio (II) a temperaturas superiores a 400°C, éste se descompone dando un gas, oxígeno, y mercurio metálico líquido. Hay sustancias puras, como el oxígeno, el hidrógeno y el mercurio, que no pueden dar lugar a otras sustancias puras por descomposición. A éstas se les llama *sustancias simples o elementos*.

Al contrario de lo anterior, los elementos pueden *reaccionar* entre ellos para dar origen a otras sustancias puras: el hidrógeno reacciona explosivamente con el oxígeno para generar agua, el oxígeno del aire reacciona espontáneamente con muchos metales para dar óxidos. Esta reacción es la causa de que muchos metales pierdan su brillo cuando son expuestos al aire, como ocurre con el cobre, el hierro, la plata y el plomo.

Algunos elementos tienen gran capacidad para combinarse con otros. A éstos se les llama *elementos activos* y destacan principalmente el oxígeno, el flúor, el yodo, el cloro y los elementos alcalinos cesio, rubidio, potasio y sodio. Por su gran capacidad de reacción, estos elementos no existen libres en la naturaleza (excepto el oxígeno), sino combinados con otros elementos. La sal es la forma combinada más común del cloro y del sodio. A las sustancias puras que son el producto de la combinación de dos o más elementos se les llama *compuestos*.

Moléculas y átomos. Símbolos y fórmulas

La cantidad mínima de materia que conserva las propiedades físicas y químicas de una sustancia pura se llama *molécula*. Esta

unidad se puede entender de dos maneras: si una sustancia pura pudiera ser dividida un infinito número de veces, el fragmento más pequeño que conserva las propiedades de la sustancia, sería la molécula (si se pudiera nuevamente dividir la molécula, los fragmentos de ésta ya no tendrían las propiedades mencionadas). La otra manera es tomar la molécula como unidad de construcción de la sustancia pura: si se toma un número muy grande de estas unidades, se obtiene la sustancia.

De esta manera, debe ser cierto que las moléculas de sustancias puras diferentes, son diferentes.

Los fragmentos de las moléculas de los compuestos deben ser diferentes, puesto que se pueden descomponer en elementos diferentes, como el agua que se puede descomponer en hidrógeno y oxígeno. Los fragmentos de las moléculas de los elementos deben ser iguales, puesto que los elementos no se pueden descomponer en otras moléculas diferentes. A los fragmentos de las moléculas se les llama *átomos*. El átomo es la mínima cantidad de materia que está contenida en un elemento, Se puede establecer entonces que:

- a) Los átomos que forman un elemento son iguales. Porciones distintas de un mismo elemento, por ejemplo, dos diferentes clavos de hierro, tienen átomos iguales.
- b) Los átomos de elementos diferentes, son diferentes.
- c) Las moléculas de cualquier elemento están formadas por átomos iguales.
- d) Las moléculas de cualquier compuesto están formadas por átomos diferentes.

Cada uno de los elementos tiene un nombre que proviene de la sustancia donde fue encontrado (p. ej. calcio, que proviene de las piedras de cal; carbono, que proviene del carbón), que describe alguna propiedad típica de la sustancia (p. ej. hidrógeno: formador de agua, cromo: formador de colores), en memoria del lugar donde fue descubierto (helio: el sol; californio, por California) o en honor de un científico eminente (curio, einstenio,

etcétera). Dado que los átomos de elementos diferentes son diferentes, entonces se puede utilizar una o dos letras del nombre del elemento para representar al átomo del mismo, así:

H representa al átomo del hidrógeno

C representa al átomo del carbono

Au representa al átomo de oro (cuyo nombre proviene del latín *aurum*)

A la letra o letras que representan al átomo de un elemento se les conoce como *símbolo* del elemento.

Las moléculas contienen uno o más átomos. Pocas veces las moléculas de un elemento, que está formado por átomos iguales, posee sólo un átomo. Para indicar el número de átomos que posee la molécula de un elemento se utiliza un número pequeño en el lado inferior derecho del símbolo (es decir, un subíndice), cuando el número es diferente de uno. Así, P_4 quiere decir que la *molécula de fósforo* (P) contiene 4 átomos.

Las moléculas de los compuestos tienen átomos diferentes. Se puede representar una molécula de un compuesto con los símbolos de los elementos que lo forman. Si la molécula del compuesto está formada por átomos de dos o más elementos, uno de cada uno, la molécula se puede representar con los símbolos de los elementos en forma consecutiva:

CaO, óxido de calcio o cal viva

FeS, sulfuro de hierro o piritita

Cuando uno de los átomos aparece más de una vez en la molécula, se señala el número de veces con un subíndice, como en

H_2O , agua; la molécula contiene 2 hidrógenos y un oxígeno

NH_3 , amoníaco, la molécula contiene 3 hidrógenos y un nitrógeno

CH_4 , metano, la molécula contiene 4 hidrógenos y un carbono

A la representación de una molécula mediante los símbolos de los átomos que la forman y los correspondientes subíndices se le conoce como *fórmula química*.

Objeto de la nomenclatura química

Retomando la definición de nomenclatura química iniciada en el primer párrafo, y después de comentar los conceptos que hemos visto hasta ahora, podemos proponer los dos siguientes objetivos: La nomenclatura química tiene por objeto:

- a) Dado el nombre de una sustancia química pura, escribir correcta e inequívocamente la fórmula que le corresponde.
- b) Dada la fórmula de un compuesto químico, poder leer inequívocamente el nombre.

Autoevaluación

I. Complete las expresiones siguientes:

- a) La _____ química es el conjunto de reglas que permiten asignar un nombre a cada una de las sustancias químicas, dada su fórmula, o escribir su fórmula a partir del nombre.
- b) _____ o materia es el material del que están hechos los cuerpos.
- c) La ----- de un cuerpo es la cantidad de materia que contiene.
- d) Un cuerpo constituido por un solo material distinguible se llama ----- .

- e) Cada una de las sustancias puras que forma parte de una sustancia homogénea se llama _____
- f) Una----- es una mezcla de sustancias puras cuyos componentes no pueden distinguirse a simple vista, pero pueden ser separados por métodos físicos.
- g) La mezcla homogénea de dos o más metales se llama -----
- h) Una sustancia pura que no puede ser desdoblada en otras sustancias puras se llama-----.
- i) El agua pura puede ser desdoblada en otras dos sustancias puras. Éstas son _____ y _____
- j) La sustancia pura que puede ser desdoblada en otras, se llama _____
- k) La _____ es la mínima cantidad de masa de una sustancia pura que conserva las propiedades físicas y químicas de la misma.

II. Relacione columnas.

En la columna de la izquierda se señalan algunos tipos de sustancias. En la columna de la derecha se dan ejemplos de éstas. Escriba dentro del paréntesis el número que se debe asignar al tipo de sustancia que se ejemplifica.

- | | |
|--------------------------|------------------------|
| 1. sustancia heterogénea | () aire |
| 2. solución | () agua |
| 3. elemento | () oxígeno |
| 4. compuesto | () mercurio con cobre |
| 5. amalgama | () pan |

III. Indique dentro del paréntesis si el enunciado que se describe es verdadero (V) o falso(F):

- () Es posible que una sustancia pueda ser identificada con diferentes nombres.

- () La mezcla de dos gases siempre produce una solución.
- () Cualquier sustancia pura es un elemento.
- () Los átomos de elementos diferentes, son diferentes.
- () Los átomos contenidos en compuestos diferentes, son diferentes.

IV. Investigación bibliográfica

Encuentre en diccionarios o libros de química, el significado de:

a) evaporación

b) destilación

c) sedimentación

d) cristalización

e) sublimación

f) electrólisis

g) pirólisis

h) reacción química

Los elementos

Los nombres de los elementos

La IUPAC reconoce 109 elementos. Aproximadamente la mitad de ellos existen en la naturaleza en forma *nativa*, es decir se encuentran en forma simple. Son elementos nativos el carbono, el cobre, el oro, la plata, el nitrógeno, el oxígeno, el mercurio, etcétera. El yodo, el cloro, el sodio y muchos otros elementos se encuentran sólo en forma combinada y fue necesario que los químicos desarrollaran métodos para aislarlos e identificarlos. A estos elementos se les conoce como *naturales*.

De los elementos actualmente reconocidos, algunos no existen en la naturaleza; son producto de procesos de alta tecnología y se les conoce como elementos *sintéticos*. El *tecnecio*, el *californio*, el *einstenio* y el *kurchatovio* son ejemplos de elementos sintéticos.

En el capítulo anterior se comentó que el nombre de los elementos fue asignado por su descubridor (o descubridores) considerando su origen, alguna propiedad física o química relevante, o el lugar o personaje que se desea honrar por el descubrimiento. A cada elemento se le ha asignado un *símbolo*, que consiste en una o dos letras relacionadas con su nombre, siendo la primera siempre una letra mayúscula en tipo de imprenta (N, O, F, I, etcétera) y minúscula la segunda, cuando la hay (Al, Bi, Ca, Pb, etcétera). En la tabla 2.1 se proporciona un listado alfabético de los nombres de los elementos y el símbolo que se les asigna. En la tabla 2.2 se proporciona un listado alfabético de los símbolos de los elementos y el nombre que les corresponde.

Tabla 2.1. Listado de los elementos por orden alfabético

Actinio	Ac	Arsénico	As
Aluminio	Al	Ástato	At
Americio	Am	Azufre	S
Antimonio	Sb	Bario	Ba
Argón	Ar	Berilio	Be

Tabla 2.1. (Continuación)

Berkelio	Bk	Hidrógeno	H
Bismuto	Bi	Hierro	Fe
Boro	B	Holmio	Ho
Bromo	Br	Indio	In
Cadmio	Cd	Iridio	Ir
Calcio	Ca	Iterbio	Yb
Californio	Cf	Itrio	Y
Carbono	C	Kriptón	Kr
Cerio	Ce	Kurchatovio	Ku
Cesio	Cs	Lantano	La
Cinc	Zn	Laurencio	Lr
Circonio	Zr	Litio	Li
Cloro	Cl	Lutecio	Lu
Cobalto	Co	Magnesio	Mg
Cobre	Cu	Manganeso	Mn
Cromo	Cr	Mendelevio	Md
Curio	Cm	Mercurio	Hg
Disproso	Dy	Molibdeno	Mo
Einstenio	Es	Neodimio	Nd
Erbio	Er	Neón	Ne
Escandio	Se	Neptunio	Np
Estaño	Sn	Niobio	Nb
Estroncio	Sr	Níquel	Ni
Europio	Eu	Nitrógeno	N
Fermio	Fm	Nobelio	No
Flúor	F	Oro	Au
Fósforo	P	Osmio	Os
Francio	Fr	Oxígeno	O
Gadolinio	Gd	Paladio	Pd
Galio	Ga	Plata	Ag
Germanio	Ge	Platino	Pt
Hafnio	Hf	Plomo	Pb
Hahnio	Ha	Plutonio	Pu
Helio	He	Polonio	Po

Tabla 2.1. (Continuación)

Potasio	K	Talio	Tl
Praseodimio	Pr	Tántalo	Ta
Prometió	Pm	Tecnecio	Te
Protactinio	Pa	Teluro	Te
Radio	Ra	Terbio	Tb
Radón	Rn	Titanio	Ti
Renio	Re	Torio	Th
Rodio	Rh	Tulio	Tm
Rubidio	Rb	Tungsteno	W
Rutenio	Ru	Uranio	U
Samario	Sm	Vanadio	V
Setenio	Se	Xenón	Xe
Silicio	Si	Yodo	I
Sodio	Na		

Tabla 2.2. Listado de los elementos por símbolo atómico

Ac	Actinio	Br	Bromo
Ag	Plata	C	Carbono
Al	Aluminio	Ca	Calcio
Am	Americio	Cd	Cadmio
Ar	Argón	Ce	Cerio
As	Arsénico	Cf	Californio
At	Ástato	Cl	Cloro
Au	Oro	Cm	Curio
B	Boro	Co	Cobalto
Ba	Bario	Cr	Cromo
Be	Berilio	Cs	Cesio
Bi	Bismuto	Cu	Cobre
Bk	Berkelio	Dy	Disproσιο

Tabla 2.2. (Continuación)

Er	Erbio	Ne	Neón
Es	Einstenio	Ni	Níquel
Eu	Europio	No	Nobelio
F	Flúor	Np	Neptunio
Fe	Hierro	O	Oxígeno
Fm	Fermio	Os	Osmio
Fr	Francio	P	Fósforo
Ga	Galio	Pa	Protactinio
Gd	Gadolinio	Pb	Plomo
Ge	Germanio	Pd	Paladio
H	Hidrógeno	Pm	Prometió
Ha	Hahnio	Po	Polonio
He	Helio	Pr	Praseodimio
Hf	Hafnio	Pt	Platino
Hg	Mercurio	Pu	Plutonio
Ho	Holmio	Ra	Radio
I	Yodo	Rb	Rubidio
In	Indio	Re	Renio
Ir	Iridio	Rh	Rodio
K	Potasio	Rn	Radón
Kr	Kriptón	Ru	Rutenio
Ku	Kurchatovio	S	Azufre
La	Lantano	Sb	Antimonio
Li	Litio	Se	Escandio
Lr	Laurencio	Se	Setenio
Lu	Lutecio	Si	Silicio
Md	Mendelevio	Sm	Samario
Mg	Magnesio	Sn	Estaño
Mn	Manganeso	Sr	Estroncio
Mo	Molibdeno	Ta	Tántalo
N	Nitrógeno	Tb	Terbio
Na	Sodio	Te	Tecnecio
Nb	Niobio	Te	Teluro
Nd	Neodimio	Th	Torio

Tabla 2.2. (Continuación)

Ti	Titanio	Xe	Xenón
Tl	Talio	Y	Itrio
Tm	Tulio	Yb	Iturbio
U	Uranio	Zn	Cinc
V	Vanadio	Zr	Circonio
W	Tungsteno		

Los nombres de los elementos se dan en latín en la literatura científica. Sin embargo en las tablas 2.1 y 2.2 se dan los nombres de los elementos como se les conoce en español. A esto se debe que en algunos casos haya mucha diferencia entre el nombre y el símbolo. Algunos ejemplos son:

Antimonio	Sb, proviene del latín <i>stibium</i> , nombre de la roca en la que se encuentra el elemento.
Oro	Au, del latín <i>aurum</i> .
Plata	Ag, del latín <i>argentum</i> , o también <i>argirium</i> .
Mercurio	Hg, del latín <i>hydrargirium</i> , que significa "agua de plata" y es el aspecto del elemento.
Sodio	Na, del latín <i>natrum</i> , que significa salitre.
Potasio	K, del latín <i>kalium</i> .
Azufre	S, del latín <i>sulfur</i> .

Los átomos de los elementos

Para fines de la descripción de los elementos químicos, el átomo consta de tres tipos distintos de partículas: los electrones, los protones y los neutrones. Los electrones y los protones contienen cada uno una carga eléctrica. Los *electrones* contienen cada uno una carga negativa y los *protones* contienen cada uno una carga positiva. Cada una de las tres partículas posee masa, sin embargo la masa del electrón es alrededor de 1840 veces menor que la masa del protón y la masa del protón es muy parecida, aunque no idéntica, a la masa del neutrón; el neutrón es el tercer tipo de partícula atómica, que se caracteriza por no portar carga eléctri-

ca, es decir, es *neutro*. En la tabla 2.3 se indican las propiedades de carga y masa de las partículas atómicas.

La imagen que tenemos del átomo es la de un sistema *nuclear* en donde las partículas que tienen masa -protones y neutrones- forman un núcleo. Los electrones se ubican en un volumen alrededor de este núcleo, dentro del cual se mueven con extrema rapidez.

Los átomos son eléctricamente neutros, es decir, que cada átomo contiene el mismo número de protones que de electrones. Al número de protones que tiene un átomo se le llama *número atómico*.

Tabla 2.3 . Características de las partículas atómicas

Nombre	Masa absoluta	Masa relativa	Carga absoluta	Carga relativa
electrón	$9.109 \times 10^{-28} \text{ g}$	$5.486 \times 10^{-4} \text{ u}^*$	$1.602 \times 10^{-19} \text{ coulombs}$	-1
protón	$1.672 \times 10^{-24} \text{ g}$	1.007594 u	$1.602 \times 10^{-19} \text{ coulombs}$	+1
neutrón	$1.675 \times 10^{-24} \text{ g}$	1.008986 u		0
u* = unidad de masa atómica				

Se puede establecer que:

- Los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número atómico.
- Los átomos de elementos diferentes tienen diferentes números atómicos.
- El criterio dado en el capítulo anterior que dice que los átomos de un elemento son iguales es sólo válido para el número de protones de los mismos.
- La masa de los átomos está concentrada en el núcleo, ya que los nucleones (o sea protones y neutrones) tienen casi 2000 veces más masa que los electrones. El núcleo del átomo de carbono contiene 6 protones y 6 neutrones y su masa es 2.008×10^{-23} gramos, en cambio, la masa de los 6

electrones exteriores es 5.465×10^{-27} g, ¡3 660 veces menos!

- No se acostumbra manejar las masas de los átomos y de sus partículas en nuestras unidades convencionales de gramo y kilogramo pues, como ya se vio, son números muy pequeños. ¡Se necesitan un poco más de 50 mil trillones de átomos de carbono para que la suma de sus masas sea un gramo masa! En lugar de usar la masa absoluta (en gramos) de los átomos y de sus partículas se ha decidido usar una masa relativa, en donde la unidad de medida es semejante a la masa del neutrón y se le denomina *unidad de masa atómica* (u).
- Se llama número de masa de un átomo a la suma de las partículas que forman el núcleo (número de protones + número de neutrones).

La masa atómica de los elementos

No hay reglas para determinar cuántos neutrones debe haber en el núcleo de un átomo. Es común el hecho de que el número de neutrones sea igual al número de protones, como ocurre en:

el átomo de helio, que contiene 2 protones y 2 neutrones
el átomo de carbono, que contiene 6 protones y 6 neutrones
el átomo de azufre, que contiene 16 protones y 16 neutrones

Sin embargo esto no es una regla, ya que

el átomo de hidrógeno contiene 1 protón y 0 neutrones
el átomo de manganeso contiene 25 protones y 30 neutrones
el átomo de neodimio contiene 60 protones y 84 neutrones

Lo anterior se complica por el hecho de que existen átomos que tienen el mismo número de protones, pero diferente número

de neutrones. Existen, por ejemplo, tres tipos de átomos que contienen sólo un protón: el que no tiene neutrones, el que tiene sólo un neutrón y el que tiene dos neutrones. Como el número de protones o número atómico es característico de los átomos de un elemento, los tres átomos anteriores pertenecen al mismo elemento: el hidrógeno, pero los tres átomos de hidrógeno descritos son diferentes en sus masas atómicas relativas.

A los átomos de un mismo elemento que tienen diferentes masas atómicas relativas se les llama *isótopos*.

Símbolo atómico completo

El átomo de un elemento se representa con un símbolo, es decir, la letra o letras provenientes de su nombre. Este átomo está compuesto de un número X de electrones, un número Y de neutrones y un número Z de protones. Entonces, para ese átomo

$$\text{Número atómico} = Z$$

$$\begin{aligned} \text{Número de masa} &= \text{número de protones} + \text{número de} \\ &\text{neutrones} = Z + Y = A \end{aligned}$$

El símbolo atómico completo se describe como



donde E es el símbolo del elemento.

EJEMPLO 2.1

Indique el símbolo completo del yodo, que tiene 53 protones y 74 neutrones.

Respuesta:

$$Z = \text{núm. de protones} = 53 \quad Y$$

$$= \text{núm. de neutrones} = 74$$

$$A = Z + Y = 53 + 74 = \text{Número de nucleones} = 127$$

El símbolo del átomo de yodo es I

Entonces el símbolo completo es ${}_{53}^{127}\text{I}$

EJEMPLO 2.2

¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el átomo ${}_{17}^{37}\text{Cl}$?

Respuesta:

Número de protones = $Z = 17$

Número de neutrones = $A - Z = 37 - 17 = 20$

Número de electrones = número de protones = $Z = 17$

Los símbolos atómicos completos de los isótopos de hidrógeno son, entonces



El hecho de que un elemento tenga 3 isótopos no significa que una muestra del mismo contenga 1/3 de átomos de cada isótopo. La abundancia relativa de cada isótopo es privativa de cada elemento. En la tabla 2.4 se citan los isótopos de algunos elementos y sus abundancias en muestras naturales.

Tabla 2.4. Isótopos naturales de algunos elementos y sus abundancias

<i>Elemento</i>	<i>Isótopos</i>	<i>Abundancia (%)</i>	<i>Elemento</i>	<i>Isótopos</i>	<i>Abundancia (%)</i>
Hidrógeno	${}_{1}^{1}\text{H}$	99.985	Calcio	${}_{20}^{40}\text{Ca}$	96.97
	${}_{1}^{2}\text{H}$	0.015		${}_{20}^{42}\text{Ca}$	0.64
	${}_{1}^{3}\text{H}$	traza		${}_{20}^{43}\text{Ca}$	0.145

Tabla 2.4. (Continuación)

Elemento	Isótopos	Abundancia (%)	Elemento	Isótopos	Abundancia (%)
Boro	$^{10}_5\text{B}$	19.7		$^{44}_{20}\text{Ca}$	2.06
	$^{11}_5\text{B}$	80.3		$^{46}_{20}\text{Ca}$	traza
				$^{48}_{20}\text{Ca}$	0.185
Carbono	$^{12}_6\text{C}$	98.892	Hierro	$^{54}_{26}\text{Fe}$	5.84
	$^{13}_6\text{C}$	1.108		$^{56}_{26}\text{Fe}$	91.68
	$^{14}_6\text{C}$	traza		$^{57}_{26}\text{Fe}$	2.17
		$^{58}_{26}\text{Fe}$		0.31	
Silicio	$^{28}_{14}\text{Si}$	92.18	Titanio	$^{46}_{22}\text{Ti}$	7.99
	$^{29}_{14}\text{Si}$	4.71		$^{47}_{22}\text{Ti}$	7.32
	$^{30}_{14}\text{Si}$	3.12		$^{48}_{22}\text{Ti}$	73.99
		$^{49}_{22}\text{Ti}$		5.46	
Azufre	$^{32}_{16}\text{S}$	95.0	$^{50}_{22}\text{Ti}$	5.24	
	$^{33}_{16}\text{S}$	0.76	Cromo	$^{50}_{24}\text{Cr}$	4.31
	$^{34}_{16}\text{S}$	4.22		$^{52}_{24}\text{Cr}$	83.76
	$^{36}_{16}\text{S}$	0.014		$^{53}_{24}\text{Cr}$	9.55
		$^{54}_{24}\text{Cr}$		2.38	
Cloro	$^{35}_{17}\text{Cl}$	75.53			
	$^{37}_{17}\text{Cl}$	24.77			

Tabla 2.4. (Continuación)

Elemento	Isótopos	Abundancia (%)
Argón	$^{36}_{18}\text{Ar}$	0.337
	$^{38}_{18}\text{Ar}$	0.063
	$^{40}_{18}\text{Ar}$	99.6
Potasio	$^{39}_{19}\text{K}$	93.22
	$^{40}_{19}\text{K}$	0.0194
	$^{41}_{19}\text{K}$	6.77

EJEMPLO 2.3.

Calcular la masa atómica promedio del argón.

Respuesta:

En la tabla 2.4 se observa que el argón tiene 3 isótopos. El número de protones, neutrones y electrones de cada isótopo es:

Isótopo	Núm. de protones	Núm. de neutrones	Núm. de electrones
$^{36}_{18}\text{Ar}$	18	18	18
$^{38}_{18}\text{Ar}$	18	20	18
$^{40}_{18}\text{Ar}$	18	22	18

Si se toma una muestra natural de 100 átomos de argón, habrá 0.337 átomos del primer isótopo, 0.063 átomos del segundo y 99.6 átomos del tercero. El número total de protones es $(0.337 + 0.063 + 99.6) \times 18 = 1800$, y la masa total de protones es $1800 \times 1.007594 = 1813.6692$ u; el número total de neutrones es $0.337 \times 18 + 0.063$

$x 20 + 99.6 \times 22 = 2198.526$, y la masa total de neutrones es $2198 \times 1.008986 = 2218.282$ u; el número total de electrones es $(0.337 + 0.063 + 99.6) \times 18 = 1800$, y la masa total de electrones es $1800 \times 0.0005486 = 0.9875$ u; la masa total de 100 átomos es $1813.6692 + 2218.282 + 0.9875 = 4032.9387$ u.

La masa de un átomo promedio es la masa total entre 100, o sea 40.329. Se hace notar que esta masa es un poco mayor que la que aparece en la tabla 1.5.

Según la tabla 2.4, existen isótopos de elementos que tienen la misma masa, como el ^{40}Ar , el ^{40}K y el ^{40}Ca . A estos átomos se les llama *isóbaros*.

En la tabla 2.5 se da un listado de los elementos en orden creciente de su número atómico:

Tabla 2.5. Listado de los elementos en orden creciente de su número atómico. Se aporta también la masa atómica relativa (M.A.R.), medida en unidades de masa atómica (u).

10 Magnesio Mg 24.312

Núm. atómico	Nombre	Símbolo	M.A.R.
1	Hidrógeno	H	1.00797
2	Helio	He	4.0026
3	Litio	Li	6.939
4	Berilio	Be	9.0122
5	Boro	B	10.811
6	Carbono	C	12.0111
7	Nitrógeno	N	14.0067
8	Oxígeno	O	15.9994
9	Flúor	F	18.9984
10	Neón	Ne	20.183
11	Sodio	Na	22.9898
12	Magnesio	Mg	24.312

Tabla 2.5. (Continuación)

<i>Núm. atómico</i>	<i>Nombre</i>	<i>Símbolo</i>	<i>M.A.R.</i>
13	Aluminio	Al	26.9815
14	Silicio	Si	28.086
15	Fósforo	P	30.9738
16	Azufre	S	32.064
17	Cloro	Cl	35.453
18	Argón	Ar	39.948
19	Potasio	K	39.102
20	Calcio	Ca	40.08
21	Escandio	Sc	44.956
22	Titanio	Ti	47.90
23	Vanadio	V	50.942
24	Cromo	Cr	51.996
25	Manganeso	Mn	54.938
26	Hierro	Fe	55.847
27	Cobalto	Co	58.9332
28	Níquel	Ni	58.71
29	Cobre	Cu	63.54
30	Cinc	Zn	65.37
31	Galio	Ga	69.72
32	Germanio	Ge	72.59
33	Arsénico	As	74.9216
34	Selenio	Se	78.96
35	Bromo	Br	79.909
36	Kriptón	Kr	83.80
37	Rubidio	Rb	85.47
38	Estroncio	Sr	87.62
39	Itrio	Y	88.905
40	Circonio	Zr	91.22
41	Niobio	Nb	92.906

Tabla 2.5. (Continuación)

<i>Núm. atómico</i>	<i>Nombre</i>	<i>Símbolo</i>	<i>M.A.R.</i>
42	Molibdeno	Mo	95.94
43	Tecnecio	Te	[99]*
44	Rutenio	Ru	101.07
45	Rodio	Rh	102.905
46	Paladio	Pd	106.4
47	Plata	Ag	107.87
48	Cadmio	Cd	112.40
49	Indio	In	114.82
50	Estaño	Sn	118.69
51	Antimonio	Sb	121.75
52	Teluro	Te	127.60
53	Yodo	I	126.90
54	Xenón	Xe	131.30
55	Cesio	Cs	132.905
56	Bario	Ba	137.34
57	Lantano	La	138.91
58	Cerio	Ce	140.12
59	Praseodimio	Pr	140.907
60	Neodimio	Nd	144.24
61	Prometio	Pm	[147]*
62	Samario	Sm	150.35
63	Europio	Eu	151.96
64	Gadolinio	Gd	157.25
65	Terbio	Tb	158.924
66	Disproseo	Dy	162.50
67	Holmio	Ho	164.93
68	Erbio	Er	167.26
69	Tulio	Tm	168.934
70	Iterbio	Yb	173.04

Tabla 2.5. (Continuación)

<i>Núm. atómico</i>	<i>Nombre</i>	<i>Símbolo</i>	<i>M.A.R.</i>
71	Lutecio	Lu	174.97
72	Hafnio	Hf	178.49
73.	Tantalio	Ta	180.948
74	Tungsteno	W	183.85
75	Renio	Re	186.20
76	Osmio	Os	190.20
77	Iridio	Ir	192.20
78	Platino	Pt	195.09
79	Oro	Au	196.967
80	Mercurio	Hg	200.59
81	Talio	Tl	204.37
82	Plomo	Pb	207.19
83	Bismuto	Bi	208.98
84	Polonio	Po	[210]*
85	Ástato	At	[210]*
86	Radón	Rn	[222]*
87	Francio	Fr	[223]*
88	Radio	Ra	[226]*
89	Actinio	Ac	[227]*
90	Torio	Th	232.08
91	Protactinio	Pa	[231]*
92	Uranio	U	238.03
93	Neptunio	Np	[237]*
94	Plutonio	Pu	[242]*
95	Americio	Am	[243]*
96	Curio	Cm	[247]*
97	Berkelio	Bk	[247]*
98	Californio	Cf	[249]*
99	Einsteinio	Es	[254]*

Tabla 2.5. (Continuación)

Núm. atómico	Nombre	Símbolo	M.A.R.
100	Fermio	Fm	[253]*
101	Mendelevio	Md	[256]*
102	Nobelio	No	[253]*
103	Laurencio	Lr	[257]*
104	Kurchatovio	Ku	[257]*
105	Hahnio	Ha	[260]*

* Son átomos inestables. Se reporta el número de masa del isótopo más estable.

Autoevaluación

I. Relacione el nombre del elemento de la columna de la izquierda con el símbolo del mismo en la columna de la derecha.

- | | |
|-------------|--------|
| 1. Plata | O Au |
| 2. Oro | () Cu |
| 3. Cobre | () I |
| 4. Hierro | () Ag |
| 5. Yodo | () Hg |
| 6. Itrio | () P |
| 7. Mercurio | () K |
| 8. Potasio | () Pt |
| 9. Fósforo | () Fe |
| 10. Platino | () Y |

Encuentre las respuestas en la tabla 1.

II. A continuación se dan los nombres en latín de algunos elementos. Indique el símbolo y el nombre en castellano de los mismos:

<i>Nombre latino</i>	<i>Símbolo</i>	<i>Nombre español</i>
<i>Stannum</i>	_____	_____
<i>Curium</i>	_____	_____
<i>Thulium</i>	_____	_____
<i>Rhodium</i>	_____	_____
<i>Ruthenium</i>	_____	_____
<i>Cesium</i>	_____	_____
<i>Cerium</i>	_____	_____
<i>Natrum</i>	_____	_____
<i>Sulfur</i>	_____	_____
<i>Stibium</i>	_____	_____

III. Hay 14 elementos que tienen símbolo de una sola letra.
Indique su nombre:

B _____	K _____	U _____
C _____	N _____	V _____
F _____	O _____	W _____
H _____	P _____	Y _____
I _____	S _____	

Si es necesario, consulte la tabla 2.

IV. Hay 8 elementos cuyo símbolo empieza con T. En la siguiente lista se muestra la combinación de T más una letra del alfabeto. Marque con X dentro del paréntesis el conjunto de dos letras que corresponda a un símbolo atómico conocido.

()Ta	()Th	()To
()Tb	()Ti	()Tp
()Tc	()Tj	()Tq
()Td	()Tk	()Tr
()Te	()Tl	()Ts

- | | | |
|-------|-------|-------|
| ()Tf | ()Tm | ()Tu |
| ()Tg | ()Tn | ()Tv |

V. Con base en los resultados del ejercicio anterior, escriba el nombre del elemento cuyo símbolo se encontró.

	<i>Símbolo</i>	<i>Nombre</i>		<i>Símbolo</i>	<i>Nombre</i>
1	_____	_____	5	_____	_____
	_____	_____		_____	_____
2	_____	_____	6	_____	_____
	_____	_____	7	_____	_____

Nota: los ejercicios IV y V se pueden repetir para otras letras iniciales. Hay 8 símbolos atómicos que empiezan con A, 6 que empiezan con B, 11 que empiezan con C, etcétera. El estudiante interesado puede reorganizar los ejercicios.

VI. Se da el número de partículas nucleares de los átomos siguientes, escriba el símbolo completo:

- a) Azufre, 16 protones y 20 neutrones; símbolo: _____
- b) Potasio 19 protones y 22 neutrones; símbolo: _____
- c) Hierro 26 protones y 30 neutrones; símbolo: _____
- d) Fósforo 15 protones y 15 neutrones; símbolo: _____
- e) Uranio 92 protones y 146 neutrones; símbolo: _____

VII En la siguiente tabla se da el símbolo completo de algunos átomos. Complete la tabla con el número de protones, neutrones y electrones en cada caso.

<i>Símbolo</i>	<i>Nombre</i>	<i>Núm. de protones</i>	<i>Núm. de neutrones</i>	<i>Núm. de masa</i>
$^{55}_{25}\text{Mn}$	_____	_____	_____	_____
^7_3Li	_____	_____	_____	_____

30 NOMENCLATURA QUÍMICA

<i>Símbolo</i>	<i>Nombre</i>	<i>Núm. de protones</i>	<i>Núm. de neutrones</i>	<i>Núm. de masa</i>
$^{75}_{33}\text{As}$	_____	_____	_____	_____
$^{226}_{88}\text{Ra}$	_____	_____	_____	_____
$^{207}_{82}\text{Pb}$	_____	_____	_____	_____

VIII. Completar la tabla

<i>Símbolo</i>	<i>Nombre</i>	<i>Núm. de protones</i>	<i>Núm. de neutrones</i>	<i>Núm. de masa</i>
$^{122}_{51}\text{Sb}$	_____	_____	_____	_____
_____	cadmio	_____	64	_____
_____	_____	_____	28	52
_____	_____	9	10	_____
$^{23}_{11}\text{Na}$	_____	_____	_____	_____

IX. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en una muestra material de 100 átomos de: a) carbono, b) boro, c) azufre, d) calcio.

X. Piense un número entre el 1 y el 100.

Éste es un ejercicio autoelaborado. Si el número pensado es Z, puede ser que Y sea el valor redondeado del $2xZyA = Y + Z$. Para un valor de Z, en la tabla 2.5 se puede hallar el valor de E. Con E, Z y A se puede escribir el símbolo de un átomo.

Por ejemplo: Si el número pensado es 50, entonces

$$Z = 50,$$

$$Y = 50 \times 1.2 = 60, Y + Z = 60 + 50 = 110 = A$$

E = Sn, estaño

entonces



En la tabla 2.5 se indica que el isótopo más probable es ${}_{50}^{118}\text{Sn}$.
El estudiante puede hacer otros 99 ejercicios como éste.

**La configuración
electrónica de los átomos
y la tabla periódica**

Orbitales atómicos y números cuánticos

El modelo que actualmente utilizamos para describir a los átomos indica que los electrones se mueven a gran velocidad dentro de un volumen que es cercano al núcleo del átomo. A pesar de que el tamaño del átomo es muy pequeño (su diámetro es del orden de 1×10^{-8} cm), suponiéndolo una esfera, el diámetro de su núcleo es del orden de 10^{-12} cm, o sea, ¡10 mil veces menor!

Según nuestro modelo del átomo, cada electrón asociado a un núcleo tiene un comportamiento diferente al de los otros electrones del mismo átomo. El comportamiento de cada electrón está descrito por una función matemática llamada *función de onda* o también *orbital* y se representa por Ψ (psi). La función de onda depende de un conjunto de 4 números, denominados *números cuánticos*, a los que se les asignan los valores de n , l , m y s :

- n es el número cuántico principal y define el *nivel* de energía del electrón.
- l es el número cuántico de *forma* y, en efecto, produce una función geométrica que define la forma del volumen cercano al núcleo en el que es probable encontrar al electrón.
- m es el número cuántico *magnético* e indica la orientación que puede tener el volumen en el espacio, en particular cuando el átomo se encuentra sometido a un campo magnético.
- m_s es el número cuántico *giromagnético*, o sea, la dirección del campo magnético que genera el electrón en su movimiento. A este número se le conoce como espín del electrón.

Entonces $\Psi = y(n, l, m, m_s)$

La energía total del electrón depende de los cuatro números cuánticos.

Los números cuánticos tienen *valores permitidos*:

n puede valer $1, 2, \dots, N$, donde N es un número natural.

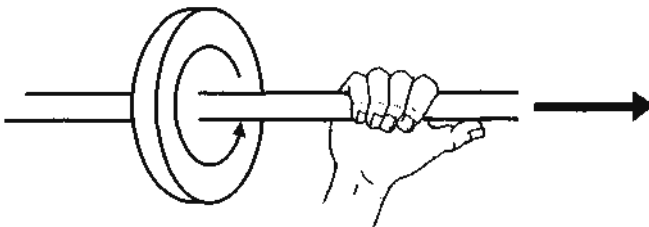
l puede valer $0, 1, 2, \dots$ etcétera. Cuando un electrón se ubica en el nivel n , l puede tener cualquier valor de entero, siempre que no sea menor que cero ni mayor o igual que n , es decir que su valor máximo será $n - 1$.

m puede adquirir valores enteros, positivos o negativos. Para definir el valor de m se necesita definir antes el valor de l . Los valores permitidos de m son, entonces,

$$-l, \dots, -2, -1, 0, 1, 2, \dots, +l$$

m_s puede adquirir sólo dos valores. Uno es positivo si la dirección del campo magnético que genera el electrón en su movimiento sigue la rotación contraria a las manecillas del reloj y negativo si sigue la dirección opuesta. Esto proviene de principios clásicos de electromagnetismo que dicen: "Toda carga eléctrica en movimiento genera un campo magnético" y la "Regla de la mano derecha": si la carga eléctrica se mueve en la dirección del pulgar, las líneas de fuerza del campo magnético positivo rotan en la dirección dada por las puntas de los dedos" (véase la figura 3.1).

Figura 3.1. Regla de la mano derecha



Por razones del desarrollo matemático de la función de onda se le asigna a m_s los valores de $+1/2$ (campo positivo) y de $-1/2$ (campo magnético negativo).

EJEMPLO 3.1

Indique en los siguientes ejemplos de orbitales si los números cuánticos son consistentes:

$$a) \Psi = \Psi(1, 0, 0, -1/2)$$

$$b) \Psi = \Psi(0, 1, 0, +1/2)$$

$$c) \Psi = \Psi(1, 1, 0, +1/2)$$

$$d) \Psi = \Psi(3, 2, -3, -1/2)$$

$\Psi = \Psi(n, l, m, m_s)$ y cada número debe estar de acuerdo con las reglas dadas.

Respuestas:

a) es correcto

b) es incorrecto, n no puede ser igual a *cero*, su valor mínimo es 1.

c) es incorrecto, l no puede ser igual o mayor que n y aquí $n = l = 1$

d) es incorrecto, m no puede ser menor que $-l$, y aquí $m = -3$ y el valor mínimo es -2

EJEMPLO 3.2

¿ Cuántos electrones de un átomo pueden tener los números cuánticos $n = 3$ y $l = 1$?

Respuesta:

6 electrones, sus orbitales son:

$$\Psi = \Psi(3, 1, -1, +1/2)$$

$$\Psi = \Psi(3, 1, -1, -1/2)$$

$$\Psi = \Psi(3, 1, 0, +1/2)$$

$$\Psi = \Psi(3, 1, 0, -1/2)$$

$$\Psi = \Psi(3, 1, 1, +1/2)$$

$$\Psi = \Psi(3, 1, 1, -1/2)$$

Note que m puede valer -1 , 0 y $+1$, y en cada caso el electrón puede tener espín $+1/2$ o $-1/2$.

Los niveles de energía

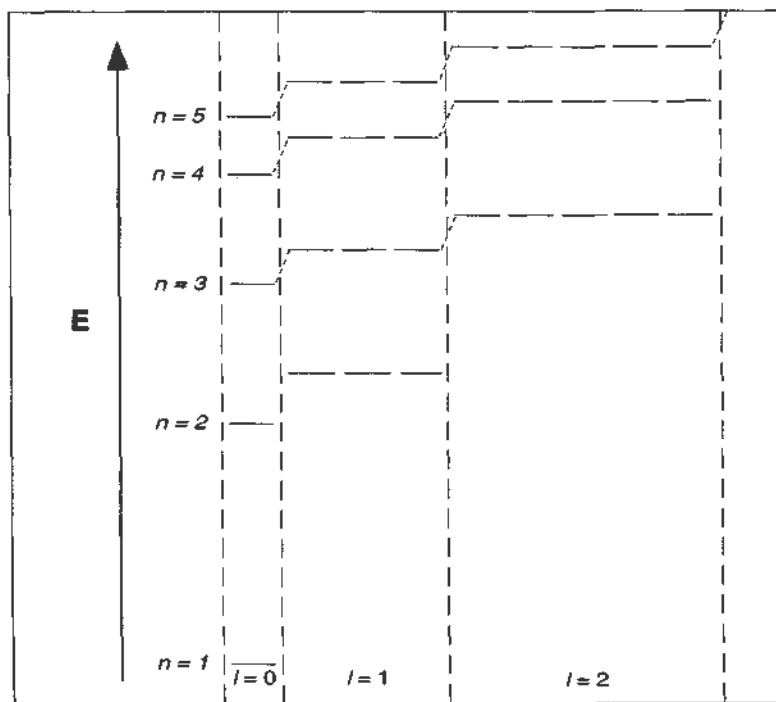
Un *nivel* de energía está definido en un átomo por todos los electrones que pueden tener el mismo valor de n . Un subnivel de energía está formado por todos los electrones que pueden tener los mismos valores de n y l . Los 6 electrones que se describen en el ejercicio 3.2 forman un subnivel. La energía de un electrón

depende principalmente de los valores de n y l y mientras menor sea el valor de la suma $n + l$, la energía del electrón y la del sub-nivel que éste ocupa es menor. Los electrones de menor energía están más cercanos al núcleo que los de mayor energía y, además, los electrones tienden a estar lo más cerca posible del núcleo porque éste, que es positivo, tiende a atraer a los electrones negativos.

En el siguiente diagrama (figura 3.2) se pretende mostrar los niveles de energía de los electrones cuyos orbitales tienen diferentes valores de n y l .

Algunas de las características de los orbitales atómicos que se ven en este diagrama son:

Figura 3.2. Diagrama de energía de los orbitales atómicos



- 2) Los dos primeros niveles de energía están mucho más separados que el segundo del tercero, que el tercero del cuarto, etcétera.
- 2) Cada nivel de energía tiene un número de subniveles igual al número del nivel. Esto es: el nivel $n = 1$ tiene sólo el subnivel $l = 0$; el nivel $n = 2$ tiene orbitales en dos subniveles, el que tiene $l = 0$ y el que tiene $l = 1$; el nivel $n = 3$ tiene orbitales en 3 subniveles, en $l = 0$, en $l = 1$ y en $l = 2$. En el diagrama están representados 3 de los 4 subniveles de $n = 4$, pero ya sólo 3 subniveles de los 5 que debería tener el nivel $n = 5$.
- 3) En cada subnivel hay un número diferente de orbitales. Todos los orbitales de un subnivel tienen la misma energía. En cualquier nivel, el subnivel que tiene $l = 0$ tiene sólo un orbital, el que tiene $l = 1$ tiene 3 orbitales (que corresponden a los valores de m iguales a -1 , 0 y $+1$), etcétera. El número de orbitales en cada subnivel es $2l + 1$. Por ejemplo, para $l = 3$, $2 \cdot 3 + 1 = 7$, que es el número de orbitales representados.
- 4) En los niveles altos, los subniveles están muy cercanos entre sí. Ocurre que la energía de un electrón en un subnivel alto es mayor que la del subnivel bajo del siguiente nivel, por ejemplo, un electrón en el orbital $\Psi = \Psi(3, 2, 0, +1/2)$ tiene más energía que el electrón que se sitúa en el orbital $\Psi = \Psi(4, 0, 0, +1/2)$.

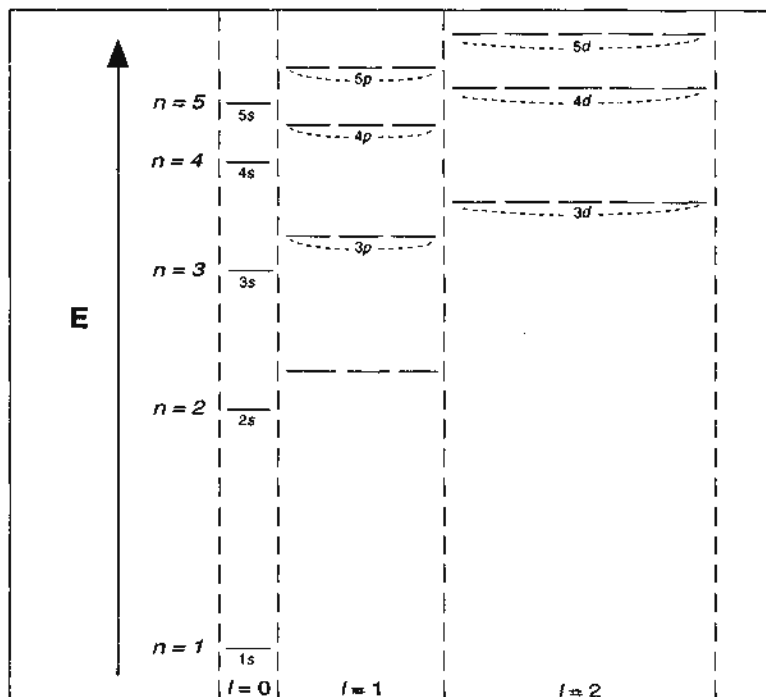
Para facilitar el manejo de los nombres de los orbitales se acostumbra transformar el valor numérico de Z en una letra:

cuando $l = 0$ se usa la letra s
 cuando $l = 1$ se usa la letra p
 cuando $l = 2$ se usa la letra d
 cuando $l = 3$ se usa la letra f
 cuando $l = 4$ se usa la letra g

Para los siguientes valores de l se puede seguir el orden alfabético a partir de g , es decir h , i , j , k , etcétera, pero esto es prácticamente innecesario.

La figura 3.3 es el mismo diagrama de energía de los orbitales de la figura 3.2, pero usando ahora el nombre de los orbitales en cada subnivel.

Figura 3.3.



EJEMPLO 3.3

Indique el nombre del orbital que corresponde a su descripción con números cuánticos:

<i>Orbital</i>	<i>Nombre</i>
a) $\Psi = \Psi (3,2,1,+ 1/2)$	$3d$
b) $\Psi = \Psi (3,2,0,+ 1/2)$	$3d$
c) $\Psi = \Psi (1,0,0,-1/2)$	$1s$

<i>Orbital</i>	<i>Nombre</i>
$d)\Psi = \Psi(1,0,0,+1/2)$	1s
$e)\Psi = \Psi(3,1,-1,-1/2)$	3p
$f)\Psi = \Psi(4,1,-1,-1/2)$	4p

En los incisos *a* y *b* se muestra que el nombre del orbital *no* distingue los diferentes valores de *m*, pues, en efecto, el electrón situado en cualquiera de ellos tiene la misma energía. En los incisos *c* y *d* se muestra que el nombre del orbital *no* distingue el valor del espín del electrón. En los incisos *e* y *f* se muestra que el nombre distingue a los orbitales del mismo subnivel en niveles diferentes, esto es, el orbital 3p es diferente del 4p.

EJEMPLO 3.4.

Sugiera los números cuánticos de los electrones situados en los orbitales siguientes:

<i>Orbital</i>	<i>Respuesta función de onda</i>
3p	$\Psi_{3p} = \Psi(3,1,0,1/2)$
4f	$\Psi_{4f} = \Psi(4,3,0,1/2)$
5d	$\Psi_{5d} = \Psi(5,2,0,1/2)$
2s	$\Psi_{2s} = \Psi(2,0,0,1/2)$

El nombre del orbital *no* distingue los números cuánticos *m* y *m_s*. Por tanto, los valores de los números cuánticos $\Psi(n, Z, m, m_s)$ son aceptables pero no únicos. En el ejemplo 3.2 se citan los números cuánticos de 6 electrones diferentes que pueden ocupar los orbitales 3p.

Principios de construcción

Se llama *principio de construcción* al conjunto de reglas que permiten ubicar a los electrones de un átomo en los diferentes orbitales. A continuación expresamos las reglas en forma resumida:

Regla 1. Para cada elemento, el átomo aislado (en fase gaseosa) tiene un diagrama de energía de orbitales que le es propio, diferente del diagrama de energía de orbitales de cualquier otro átomo.

Aunque el diagrama de energía de orbitales de un átomo *contiene todos los niveles y subniveles de energía posibles*, sólo están ocupados los orbitales necesarios para ubicar los electrones del átomo; los demás orbitales están *vacíos*.

Regla 2. Los electrones en los átomos son atraídos por el núcleo *y tienden a ocupar el orbital disponible de menor energía*.

Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene sólo un electrón. Su posición más estable es el orbital 1s.

En el átomo de helio hay 2 electrones, ambos ocuparán el orbital 1s. Sin embargo, los dos electrones son distintos y sus funciones de onda serán diferentes:

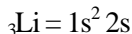
$$\Psi_{1^{\text{er}} \text{ electrón}} = \Psi(1, 0, 0, +1/2)$$

$$\text{Y } \Psi_{2^{\text{o}} \text{ electrón}} = \Psi(1, 0, 0, -1/2)$$

esto es, aunque ocupan el mismo orbital, sus funciones de onda son diferentes en el número cuántico de espín.

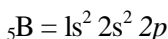
Regla 3. Principio de exclusión: en un átomo no puede haber dos electrones con números cuánticos idénticos.

En el átomo de litio, con 3 electrones, los dos primeros ocuparán el orbital 1s, pues sus números cuánticos serán diferentes en el valor del espín. El tercer electrón *no* puede ubicarse en el mismo orbital, pues sus números cuánticos repetirán el del primer electrón o el del segundo. Por tanto, para el tercer electrón el orbital 1s *no* está disponible. El orbital disponible de menor energía será entonces el 2s y la *configuración* electrónica (o ubicación del electrón) será

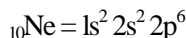


Note que el exponente 2 del orbital 1s significa que el sub-nivel está ocupado por 2 electrones.

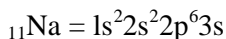
Con base en el mismo razonamiento, la configuración electrónica del boro, con 5 electrones, será:



la del neón, con 10 electrones, será:



y la del sodio, con 11 electrones, será:



Recordar que en el subnivel p hay 3 orbitales con diferentes valores de m , por lo que pueden alojar hasta 6 electrones. Como regla general:

en el subnivel s de cada nivel se pueden alojar hasta 2 electrones

en el subnivel p de cada nivel se pueden alojar hasta 6 electrones

en el subnivel d de cada nivel se pueden alojar hasta 10 electrones

en el subnivel f de cada nivel se pueden alojar hasta 14 electrones o

en el subnivel l de cada nivel se pueden alojar hasta $2(l + 1)$ electrones

Regla 4. *Orden de ocupación.* El orden creciente de energía de los subniveles, que es el mismo en el que son ocupados por los electrones, es:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s,...

Esta secuencia no es fácil de recordar. Se ha sugerido el uso de cualquiera de los recursos que se muestran en las figuras 3.4 y 3.5.

La figura 3.4 representa lo que se ha denominado *Regla de las diagonales*. El esquema es semejante al diagrama de niveles de energía, en forma invertida. Se construye escribiendo en la primera columna los orbitales *s* de todos los niveles de energía, en la segunda columna los orbitales *np*, empezando por *2p*, puesto que no existe el *1p*; en la tercera los orbitales *nd*, empezando por *3d*, puesto que no existen los orbitales *1d* y *2d*, etcétera. El orden de llenado corresponde a la lectura de los orbitales siguiendo una secuencia en diagonal. El lector puede comprobarlo.

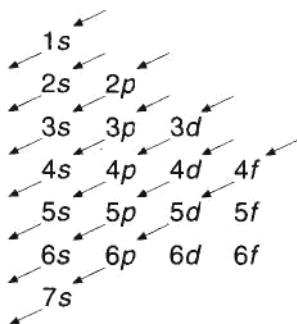


Figura 3.4. *Regla de las diagonales.* Las hileras se construyen con todos los subniveles de un nivel. Las columnas tienen todos los orbitales *s*, los *p*, los *d*, etcétera. El orden de ocupación de los orbitales se lee sobre las diagonales.

La figura 3.5 describe el uso de otro recurso nemotécnico llamado *orbitales en un tablero*. Se construye de la siguiente manera: un tablero de ajedrez contiene 8×8 cuadros. En cada hilera hay siempre cuatro cuadros blancos y cuatro cuadros negros. Sólo

1s							
	2s						
	2p	3s					
		3p	4s				
		3d	4p	5s			
			4d	5p	6s		
			4f	5d	6p	7s	
				5f	6d	7p	8s

Figura 3.5. Orbitales en un tablero. La diagonal mayor está formada por los orbitales s , la siguiente hilera de cuadros blancos por orbitales p , la siguiente por d , etcétera. El orden de ocupación de los orbitales se obtiene al leer las hileras horizontales en forma secuencial.

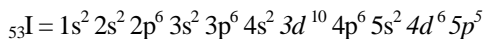
hay una diagonal de cuadros blancos, en los que se puede escribir el nombre de los orbitales ns , desde $1s$ hasta $8s$. La siguiente hilera de cuadros blancos, hacia abajo, se llena con los orbitales np , empezando con $2p$, hasta $7p$. La siguiente se llena con los orbitales d y así sucesivamente hasta la hilera más cercana al extremo inferior izquierdo que sólo contendrá los nombres $4f$ y $5f$. Si luego se leen los nombres de los orbitales en secuencias horizontales, se reproducirá el orden de ocupación. El lector puede comprobarlo.

EJEMPLO 3.5

El número atómico del yodo es 53. Escriba su configuración electrónica.

Respuesta:

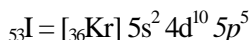
Siguiendo el orden de ocupación de los orbitales y la población de electrones en cada uno de ellos, la configuración electrónica debe ser:



Note que la suma de los exponentes es 53.

Uso del kernel

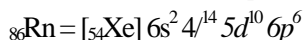
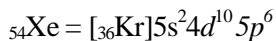
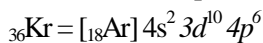
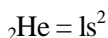
En el ejemplo anterior se puede observar que la configuración electrónica de un átomo con número atómico mediano o elevado implica un listado largo de nombres de orbitales. Se acostumbra simplificar la representación de la configuración electrónica poniendo al inicio del listado de orbitales el símbolo de un elemento cuya configuración se tome como conocida. En el caso del ${}_{53}\text{I}$, por ejemplo, la configuración se puede reducir a



donde $[{}_{36}\text{Kr}]$ significa que la configuración electrónica inicia con una estructura de 36 electrones que es idéntica a la del kriptón. La suma de los 36 electrones del kriptón y de los demás electrones ($2 + 10 + 5$) da igualmente los 53 electrones del yodo.

La configuración electrónica que queda encerrada en paréntesis rectangulares se llama kernel.

Aunque se puede usar la configuración electrónica de cualquier átomo como kernel, se recomienda usar siempre la configuración de un gas noble: helio (${}_2\text{He}$), neón (${}_{10}\text{Ne}$), argón (${}_{18}\text{Ar}$), kriptón (${}_{36}\text{Kr}$), xenón (${}_{54}\text{Xe}$) o radón (${}_{86}\text{Rn}$). Sus configuraciones electrónicas son:



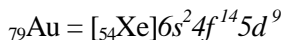
EJEMPLO 3.6

Escribir la configuración electrónica del oro (${}_{79}\text{Au}$) utilizando el kernel que le corresponde.

Respuesta:

Primero se debe seleccionar un kernel donde aparezca el símbolo del gas noble que tenga el número atómico más próximo al del elemento deseado. En este caso, el xenón (${}_{54}\text{Xe}$).

El segundo paso es completar el número de electrones: El xenón tiene 54 electrones y su configuración termina en $5p^6$. Si se sigue el diagrama de la figura 3.4, los siguientes orbitales son $6s$, $4f$, $5d$ y $6p$. Con éstos hay que completar la configuración hasta sumar 79 electrones:



Note que el kernel sólo implica la representación de la configuración electrónica del átomo del elemento seleccionado, sin ninguna implicación respecto al núcleo del átomo cuya configuración se describe.

En la tabla 3.1 se proporciona la configuración electrónica de todos los elementos. Se ha respetado el orden de ocupación de los orbitales, pero se escriben los orbitales en el orden creciente del número cuántico principal.

Tabla 3.1. Configuración electrónica de los elementos listados en orden creciente de sus números atómicos

Núm. Atómico	Nombre	Símbolo	Configuración electrónica
1	Hidrógeno	${}_1\text{H}$	$1s^1$
2	Helio	${}_2\text{He}$	$1s^2$
3	Litio	${}_3\text{Li}$	$[{}_2\text{He}] 2s^1$

Tabla 3.1. (Continuación)

<i>Núm. Atómico</i>	<i>Nombre</i>	<i>Símbolo</i>	<i>Configuración electrónica</i>
4	Berilio	${}_4\text{Be}$	$[\text{2He}]2s^2$
5	Boro	${}_5\text{B}$	$[\text{2He}]2s^2 2p^1$
6	Carbono	${}_6\text{C}$	$[\text{2He}]2s^2 2p^2$
7	Nitrógeno	${}_7\text{N}$	$[\text{2He}]2s^2 2p^3$
8	Oxígeno	${}_8\text{O}$	$[\text{2He}]2s^2 2p^4$
9	Flúor	${}_9\text{F}$	$[\text{2He}]2s^2 2p^5$
10	Neón	${}_{10}\text{Ne}$	$[\text{2He}] 2s^2 2p^6$
11	Sodio	${}_{11}\text{Na}$	$[\text{10Ne}] 3s^1$
12	Magnesio	${}_{12}\text{Mg}$	$[\text{10Ne}]3s^2$
13	Aluminio	${}_{13}\text{Al}$	$[\text{10Ne}] 3S^2 3p^1$
14	Silicio	${}_{14}\text{Si}$	$[\text{10Ne}] Ss^2 p^2$
15	Fósforo	${}_{15}\text{P}$	$[\text{10Ne}] Ss^2 p^3$
16	Azufre	${}_{16}\text{S}$	$[\text{10Ne}] 3S^2 3p^4$
17	Cloro	${}_{17}\text{Cl}$	$[\text{10Ne}] 3S^2 3P^5$
18	Argón	${}_{18}\text{Ar}$	$[\text{10Ne}] 3S^2 3P^6$
19	Potasio	${}_{19}\text{K}$	$[\text{18Ar}] 4S^1$
20	Calcio	${}_{20}\text{Ca}$	$[\text{18Ar}] 4S^2$
21	Escandio	${}_{21}\text{Sc}$	$[\text{18Ar}] 3d^1 4s^2$
22	Titanio	${}_{22}\text{Ti}$	$[\text{18Ar}] 3d^2 4s^2$
23	Vanadio	${}_{23}\text{V}$	$[\text{18Ar}] 3d3 4s^2$
24	Cromo	${}_{24}\text{Cr}$	$[\text{18Ar}] 3d^5 4s^1$
25	Manganeso	${}_{25}\text{Mn}$	$[\text{18Ar}] 3d^5 4 s^2$
26	Hierro	${}_{26}\text{Fe}$	$[\text{18Ar}] 3d^6 4 s^2$

Tabla 3.1. (Continuación)

<i>Núm. Atómico</i>	<i>Nombre</i>	<i>Símbolo</i>	<i>Configuración electrónica</i>
27	Cobalto	$_{27}\text{Co}$	$[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$
28	Níquel	$_{28}\text{Ni}$	$[\text{Ar}] 3d^8 4s^2$
29	Cobre	$_{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$
30	Cinc	$_{30}\text{Zn}$	$[\text{Ar}] \text{Sd}^{\text{TM}} 4s^2$
31	Galio	$_{31}\text{Ga}$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$
32	Germanio	$_{32}\text{Ge}$	$[\text{Ar}] \text{Sd}^{10} 4s^2 4p^2$
33	Arsénico	$_{33}\text{As}$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$
34	Selenio	$_{34}\text{Se}$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$
35	Bromo	$_{35}\text{Br}$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$
36	Kriptón	$_{36}\text{Kr}$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$
37	Rubidio	$_{37}\text{Rb}$	$[\text{Kr}] 5s^1$
38	Estroncio	$_{38}\text{Sr}$	$[\text{Kr}] 5s^2$
39	Itrio	$_{39}\text{Y}$	$[\text{Kr}] 4d^1 5s^2$
40	Circonio	$_{40}\text{Zr}$	$[\text{Kr}] 4d^2 5s^2$
41	Niobio	$_{41}\text{Nb}$	$[\text{Kr}] 4d^4 5s^1$
42	Molibdeno	$_{42}\text{Mo}$	$[\text{Kr}] 4d^5 5s^1$
43	Tecnecio	$_{43}\text{Tc}$	$[\text{Kr}] 4d^5 5s^2$
44	Rutenio	$_{44}\text{Ru}$	$[\text{Kr}] 4d^7 5s^1$
45	Rodio	$_{45}\text{Rh}$	$[\text{Kr}] 4d^8 5s^1$
46	Paladio	$_{46}\text{Pd}$	$[\text{Kr}] 4d^{10}$
47	Plata	$_{47}\text{Ag}$	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^1$
48	Cadmio	$_{48}\text{Cd}$	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$
49	Indio	$_{49}\text{In}$	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^1$

Tabla 3.1. (Continuación)

Núm. Atómico	Nombre	Símbolo	Configuración electrónica
50	Estaño	$_{50}\text{Sn}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^2$
51	Antimonio	$_{51}\text{Sb}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^3$
52	Teluro	$_{52}\text{Te}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^4$
53	Yodo	$_{53}\text{I}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^5$
54	Xenón	$_{54}\text{Xe}$	$[\text{}_{36}\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$
55	Cesio	$_{55}\text{Cs}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]6s^1$
56	Bario	$_{56}\text{Ba}$	$[\text{M}\text{Xe}]6s^2$
57	Lantano	$_{57}\text{La}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]5d^16s^2$
58	Cerio	$_{58}\text{Ce}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^26s^2$
59	Praseodimio	$_{59}\text{Pr}$	$[\text{M}\text{Xe}]4f^36s^2$
60	Neodimio	$_{60}\text{Nd}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^46s^2$
61	Prometio	$_{61}\text{Pm}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^56s^2$
62	Samario	$_{62}\text{Sm}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^66s^2$
63	Europio	$_{63}\text{Eu}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^76s^2$
64	Gadolinio	$_{64}\text{Gd}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^75d^16s^2$
65	Terbio	$_{65}\text{Tb}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^86s^2$
66	Disprosio	$_{66}\text{Dy}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{10}6s^2$
67	Holmio	$_{67}\text{Ho}$	$[\text{Xe}]4f^{11}6s^2$
68	Erbio	$_{68}\text{Er}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{12}6s^2$
69	Tulio	$_{69}\text{Tm}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{13}6s^2$
70	Ytterbio	$_{70}\text{Yb}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{14}6s^2$
71	Lutecio	$_{71}\text{Lu}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{14}5d^16s^2$
72	Hafnio	$_{72}\text{Hf}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}]4f^{14}5d^26s^2$

Núm. Atómico	Nombre	Símbolo	Configuración electrónica
73	Tántalo	$_{73}\text{Ta}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^36s^2$
74	Tungsteno	$_{74}\text{W}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^46s^2$
75	Renio	$_{75}\text{Re}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^56s^2$
76	Osmio	$_{76}\text{Os}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^66s^2$
77	Iridio	$_{77}\text{Ir}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^76s^2$
78	Platino	$_{78}\text{Pt}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^96s^1$
79	Oro	$_{79}\text{Au}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^1$
80	Mercurio	$_{80}\text{Hg}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^2$
81	Talio	$_{81}\text{Tl}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$
82	Plomo	$_{82}\text{Pb}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$
83	Bismuto	$_{83}\text{Bi}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^3$
84	Polonio	$_{84}\text{Po}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$
85	Ástato	$_{85}\text{At}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$
86	Radón	$_{86}\text{Rn}$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$
87	Francio	$_{87}\text{Fr}$	$[\text{Rn}]7s^1$
88	Radio	$_{88}\text{Ra}$	$[\text{Rn}]7s^2$
89	Actinio	$_{89}\text{Ac}$	$[\text{Rn}]6d^17s^2$
90	Torio	$_{90}\text{Th}$	$[\text{Rn}]6d^27s^2$
91	Protactinio	$_{91}\text{Pa}$	$[\text{Rn}]5f^26d^17s^2$
92	Uranio	$_{92}\text{U}$	$[\text{Rn}]5f^36d^17s^2$
93	Neptunio	$_{93}\text{Np}$	$[\text{Rn}]5f^67s^2$
94	Plutonio	$_{94}\text{Pu}$	$[\text{Rn}]5f^67s^2$
95	Americio	$_{95}\text{Am}$	$[\text{Rn}]5f^77s^2$

Núm. Atómico	Nombre	Símbolo	Configuración electrónica
96	Curio	${}_{96}\text{Cm}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}]5f^7 6d^1 7s^2$
97	Berkelio	${}_{97}\text{Bk}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}]5f^7 6d^2 7s^2$
98	Californio	${}_{98}\text{Cf}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}]5f^9 6d^1 7s^2$
99	Einsteinio	${}_{99}\text{Es}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}]5f^{11} 7s^2$
100	Fermio	${}_{100}\text{Fm}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}]5f^{12} 7s^2$
101	Mendelevio	${}_{101}\text{Md}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}]5f^{13} 7s^2$
102	Nobelio	${}_{102}\text{No}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}]5f^{14} 7s^2$
103	Lawrencio	${}_{103}\text{Lr}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}]5f^{14} 6d^1 7s^2$
104	Kurchatovio	${}_{104}\text{Ku}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}]5f^{14} 6d^2 7s^2$
105	Hahnio	${}_{105}\text{Ha}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}]5f^{14} 6d^3 7s^2$

Algunas de las configuraciones electrónicas que aparecen en la tabla 3.1 presentan "anormalidades" respecto a las reglas de construcción dadas y cuya explicación rebasa las posibilidades de este texto. Por ejemplo, la configuración del ${}_{24}\text{Cr}$ debiera ser $[\text{}_{18}\text{Ar}] 3d^4 4s^2$ y aparece como $[\text{}_{18}\text{Ar}] 3d^5 4s^1$. Sin embargo, para los fines prácticos las reglas de construcción dadas aquí son totalmente operativas.

Dada la configuración electrónica de un elemento, se llama *electrones internos* a los que se encuentran en el kernel y *electrones externos* a los que se encuentran fuera de él. Se llama *electrón diferencial* o electrón más exterior al último electrón contado al aplicar nuestras reglas de construcción. Se llama *capa electrónica del átomo* al conjunto de electrones que ocupan los orbitales que se describen entre el subnivel ns y el np . Por ejemplo, la cuarta capa está formada por electrones que ocupan los subniveles As , $3d$ y $4p$.

EJEMPLO 3.7

Indique el número de electrones internos y externos del oro y la configuración del último electrón.

Respuesta:

La configuración electrónica del átomo es

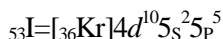
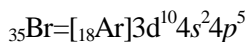


El átomo tiene 54 electrones internos y 25 electrones externos. La configuración del electrón diferencial es $5d^9$.

Configuración electrónica y propiedades químicas

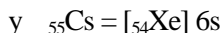
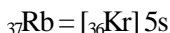
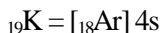
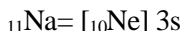
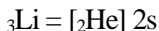
Los gases nobles son un conjunto de elementos: helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón que se caracterizan por ser todos ellos gaseosos a temperatura ambiente y muy poco reactivos, es decir, no forman fácilmente compuestos con ninguno de los otros elementos. También se caracterizan porque sus configuraciones electrónicas terminan en un orbital np^6 (excepto el helio, que es muy pequeño, y cuya configuración es $1s^2$). Esta evidencia sugiere que la inactividad química se puede deber a su configuración electrónica.

Aun antes de que se conociera la configuración electrónica de los átomos ya se había agrupado a los elementos flúor (${}_{9}\text{F}$), cloro (${}_{17}\text{Cl}$), bromo (${}_{35}\text{Br}$) y yodo (${}_{53}\text{I}$) bajo el nombre de *halógenos* (que quiere decir "formadores de sales"), como un conjunto de elementos que tienen propiedades químicas muy parecidas. Una revisión de la tabla 3.1 indica que las configuraciones electrónicas de estos átomos son:



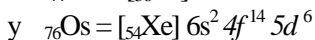
En todos estos casos la configuración del último electrón es np^5 .

También ocurre que los elementos litio (${}_3\text{Li}$), sodio (${}_{11}\text{Na}$), potasio (${}_{19}\text{K}$), rubidio (${}_{37}\text{Rb}$) y cesio (${}_{55}\text{Cs}$), en los que la configuración del último electrón es ns :



forman un grupo de elementos que tienen propiedades químicas muy parecidas. A estos elementos se les conoce como *metales alcalinos*.

De lo mencionado se infiere que las propiedades de los elementos dependen de la configuración electrónica del último electrón. También se puede establecer que los elementos en los que el último electrón tiene la misma configuración forman un "grupo". Los elementos del "grupo del hierro" son aquellos cuyo último electrón tiene configuración nd^6 :



La posibilidad de agrupar a los elementos por sus propiedades químicas parecidas, independientemente del número atómico y del número de masa de sus átomos, ya había sido explorada antes de elaborar el modelo actual del átomo. A la reaparición de algunas propiedades de los elementos cada determinado intervalo de números atómicos se le llamó *periodicidad*.

Ahora que manejamos los conceptos de configuración electrónica nos es posible ordenar los grupos de elementos de tal manera que sus propiedades reaparezcan en forma periódica. A este ordenamiento se le conoce con el nombre de *tabla periódica*. La tabla periódica se construye de tal manera que el primer gru-

po está constituido por los elementos en los que el último electrón del átomo es ns , el siguiente grupo se caracteriza porque el último electrón es ns^2 ; el siguiente, porque el último electrón es nd , etcétera.

Dentro de un grupo, que en la tabla aparece en forma vertical, los elementos se sitúan en orden creciente de número atómico, con el número menor arriba y el mayor abajo. La figura 3.6 representa la versión usualmente aceptada de la tabla periódica. La recomendación de la IUPAC más reciente indica que los grupos se enumeran del 1 al 18 para cubrir las configuraciones electrónicas externas que van de ns^1 hasta $(n - 1) d^{10} ns^2 np^6$. Todos los elementos que poseen electrones en orbitales $(n - 2) f$ también tienen un electrón en $(n - 1) d$. A estos elementos se les considera apilados sobre el elemento que tiene configuración $(n - 1) d ns^2$ y, por tanto, no "alargan" la tabla periódica. Los elementos que siguen al lantano (${}_{57}\text{La}$), que van del cerio al lutecio, tienen al último electrón en orbital f y se les llama *lantánidos*. Lo mismo ocurre con los elementos que siguen del actinio, del torio al lawrencio, a los que se les llama *actínidos*.

Los elementos que se encuentran en una sola hilera horizontal de la tabla periódica forman un periodo. Los elementos que forman un periodo se caracterizan porque el número cuántico principal n más alto de la configuración electrónica de los átomos, es el mismo. El primer periodo está formado por sólo dos elementos, porque sólo hay 2 átomos que tienen su configuración electrónica en el nivel cuántico $n = 1$ y son el hidrógeno (${}_{1}\text{H} = 1s$) y el Helio (${}_{2}\text{He} = 1s^2$). El segundo periodo está formado por los 8 elementos que tienen electrones externos en $n = 2$ y van del litio (${}_{3}\text{Li} = [{}_{2}\text{He}] 2s$) al neón (${}_{10}\text{Ne} = [{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^6$). Se llama *capa* al conjunto de orbitales que aparecen en un periodo.

EJEMPLO 3.8

¿Cuántos elementos forman el quinto periodo? ¿Cuáles son?

Respuesta:

Los elementos del quinto periodo son los que tienen electrones externos en orbitales de $n = 5$. Revisando la tabla 6 se observa

Tabla Periódica

Número del grupo clásica corregida moderna	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
	IA H 1,0080	IIA He 4,00260	IIIA Li 6,941	IIIA Be 9,01218	IIIA B 10,81	IIIA C 12,011	IIIA N 14,0067	IIIA O 15,9994	IIIA F 18,9984	IIIA Ne 20,179	IIIA Na 22,9898	IIIA Mg 24,305	IIIA Al 26,9815	IIIA Si 28,086	IIIA P 30,9738	IIIA S 32,06	IIIA Cl 35,453	IIIA Ar 39,948	IIIA K 39,102	IIIA Ca 40,08	IIIA Sc 44,9559	IIIA Ti 47,90	IIIA V 50,9414	IIIA Cr 51,996	IIIA Mn 54,9380	IIIA Fe 55,847	IIIA Co 58,9332	IIIA Ni 58,71	IIIA Cu 63,546	IIIA Zn 65,37	IIIA Ga 69,72	IIIA Ge 72,59	IIIA As 74,9216	IIIA Se 78,96	IIIA Br 79,904	IIIA Kr 83,80	
	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
	IIIA Rb 85,4678	IIIA Sr 87,62	IIIA Y 88,9059	IIIA Zr 91,22	IIIA Nb 92,9064	IIIA Mo 95,94	IIIA Tc 98,9062	IIIA Ru 101,07	IIIA Rh 102,9055	IIIA Pd 106,4	IIIA Ag 107,868	IIIA Cd 112,40	IIIA In 114,82	IIIA Sn 118,69	IIIA Sb 121,75	IIIA Te 127,60	IIIA I 126,9045	IIIA Xe 131,30	IIIA Cs 132,9055	IIIA Ba 137,34	IIIA La 138,9055	IIIA Hf 178,49	IIIA Ta 180,9479	IIIA W 183,85	IIIA Re 186,2	IIIA Os 190,2	IIIA Ir 192,22	IIIA Pt 195,09	IIIA Au 196,9665	IIIA Hg 200,59	IIIA Tl 204,37	IIIA Pb 207,2	IIIA Bi 208,9806	IIIA Po 210	IIIA At 210	IIIA Rn 222	
	87	88	89	104	105	106													90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103					
	IIIA Fr (223)	IIIA Ra (226)	IIIA Ac (227)	IIIA Unq (261)	IIIA Uup (262)	IIIA Uuh (263)													IIIA Th 232,0381	IIIA Pa 231,0359	IIIA U 238,029	IIIA Np 237,0482	IIIA Pu 242	IIIA Am 243	IIIA Cm 247	IIIA Bk 249	IIIA Cf 251	IIIA Es 254	IIIA Fm 253	IIIA Md 256	IIIA No 254	IIIA Lr 257					

Figura 3.6. Tabla periódica de los elementos

que van del rubidio (${}_{37}\text{Rb} = [{}_{36}\text{Kr}] 5s$) hasta el xenón (${}_{54}\text{Xe} = [{}_{36}\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$). El total de los elementos que forman el periodo es 18. Estos elementos son:

Rb Sr Y Zr Nb Mo Te Ru Rh Pd Ag Cd
In Sn Sb Te I y Xe

(compruebe las respuestas en la tabla periódica).

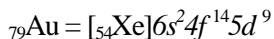
A partir del número atómico de un elemento se puede construir su configuración electrónica y, a partir de ésta se puede obtener su posición en la tabla periódica. La posición en la tabla periódica se indica con números de grupo y periodo al que pertenece el elemento.

EJEMPLO 3.9:

Indique el grupo y el periodo al que pertenece el ${}_{79}\text{Au}$

Respuesta:

El oro tiene 79 electrones, su configuración electrónica, dada en el ejercicio 3.7 y en la tabla 3.1, es:



El número cuántico n más alto en los electrones externos es 6, por lo tanto el oro pertenece al sexto periodo.

El número de electrones externos es 25, pero como los electrones/no se acumulan en los periodos, los otros 11 electrones indican que pertenece al grupo 11. (Compruebe la ubicación del oro en la tabla periódica.)

Autoevaluación

- I. Indique una razón por la cual los siguientes orbitales están mal definidos:

- a) $\Psi = \Psi (3,3,3,1/2)$
 b) $\Psi = \Psi (3,-2,2,1/2)$
 c) $\Psi = \Psi (3,2,-2,-1)$
 d) $\Psi = \Psi (3,1,2,-1/2)$
 e) $\Psi = \Psi (-1,0, 0,1/2)$
 f) $\Psi = \Psi (3,2,-3,-1/2)$

- II. ¿Cuántos electrones de un átomo pueden tener los números cuánticos $n = 5$ y $l = 2$? Escriba sus funciones de onda.
- III. Indique dentro del paréntesis el nombre del orbital al que corresponde la descripción de la función de onda

- a) 3s () $\Psi = \Psi (4,2,-2,-1/2)$
 b) 2p () $\Psi = \Psi (3,2,-2,-1/2)$
 c) 4d () $\Psi = \Psi (3,0,0,1/2)$
 d) 4f () $\Psi = \Psi (4,3,0,1/2)$
 e) 3d () $\Psi = \Psi (2,1,0,-1/2)$

- IV. a) Con ayuda de la tabla 3.1 dé el número atómico del fósforo.
- b) Escriba la configuración electrónica *completa* del átomo del fósforo (sin kernel).
- c) Escriba la configuración electrónica con kernel del mismo átomo.
- d) ¿Cuántos electrones externos tiene el átomo del fósforo?
- e) ¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece el fósforo?
- f) ¿A qué periodo de la tabla periódica pertenece el fósforo?
- Compruebe con ayuda de la tabla 3.1 y la figura 3.6.
- V. Piense un número entre el 1 y el 100.
 Éste es un ejercicio autoelaborado. El número pensado es el número atómico de un elemento. Con el número atómico se puede hallar la configuración electrónica del átomo, el grupo y el periodo al que pertenece y su ubicación en la tabla periódica, ¿de qué elemento se trata?

EJEMPLO: Si $Z = 50$, la configuración electrónica es ${}_{50}\text{E} = [{}_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$

Pertenece al grupo 14, que es el número de electrones externos.

Pertenece al periodo 5.

En la tabla periódica el elemento es Sn, el estaño.

VI. Piense un número del 1 al 18

Éste es el número de grupos o columnas que hay en la tabla periódica. Escoja un grupo, obtenga la lista de los elementos que lo forman. Obtenga sus números atómicos y desarrolle sus configuraciones electrónicas.

VII. Piense en un número del 1 al 7

Éste es el número de periodo en la tabla periódica.

Escoja el periodo. Obtenga la lista de los elementos que lo forman. Obtenga sus números atómicos y desarrolle sus configuraciones electrónicas.

VIII. Investigación bibliográfica

En textos de química general consulte las definiciones de:

Regla de Yieuh-tha

Principio de exclusión de Pauli

Principio de multiplicidad máxima

Auf bau

Kernel

Halógeno

Calcógeno

Alcalino

Alcalinotérreo

Metales de acuñar

Los iones monoatómicos y su nomenclatura

Estabilidad de elementos

Se dice que un elemento es *reactivo* cuando es capaz de reaccionar espontánea y rápidamente con las sustancias de su entorno (comúnmente oxígeno, nitrógeno, bióxido de carbono o agua) en condiciones ambientales. Es común que veamos a algunos metales como el hierro, el plomo o el cobre, revestidos de una capa de óxido de metal. Esta capa puede ser eliminada con algún abrasivo (lija) o con un agente químico. Sin embargo, su formación es espontánea y en ocasiones crece indefinidamente hasta destruir el metal. Los metales más activos o reactivos que los anteriores reaccionan con mayor rapidez. Éste sería el caso del calcio o del sodio puros en el aire o en el agua.

Por el contrario, se dice que un elemento es *inactivo* o *estable* cuando es incapaz de reaccionar con otros elementos o compuestos o lo hace sólo en condiciones inducidas, ya sea calentando, sometiendo a los reactivos a campos eléctricos de mayor o menor intensidad, etcétera.

En la naturaleza es fácil reconocer a los elementos más estables, pues son capaces de permanecer en el aire, el agua o el suelo en forma no combinada o elemental. Es el caso del nitrógeno, el oxígeno, de los gases nobles, el carbono, el azufre, el cobre, la plata, el oro y el mercurio. Excepto los gases nobles, estos elementos existen también en forma combinada, pues en la naturaleza hubo condiciones energéticas excepcionales (altas temperaturas), y aún las hay en momentos singulares (la aparición de un rayo, la erupción de un volcán, por ejemplo), que aportan las condiciones necesarias para hacer reaccionar a los elementos estables. Un rayo es capaz de hacer reaccionar al nitrógeno con el oxígeno en la atmósfera, a pesar de la estabilidad de ambos.

Entre los elementos parece existir una relación entre la estabilidad y la configuración electrónica. Cuando la configuración electrónica termina en un subnivel completo (ns^2 , np^6 o $(n - 1)d^{10}$) el elemento parece un tanto más estable que sus vecinos. El caso más llamativo es el de los gases nobles. Son extraordinariamente estables y, simultáneamente, todos los subniveles elec-

trónicos en la última capa están completos. En cambio, los elementos de los grupos 17 y 1 son tan reactivos que ninguno de ellos existe en forma elemental en la naturaleza. También parece que los elementos del grupo 12, cuya configuración externa es $(n - 1) d^{10} ns^2$, son más estables que sus vecinos del grupo 13 con configuración $(n - 1) d^{10} ns^2 np^1$.

Es curiosa la "anormalidad" de las configuraciones electrónicas de los elementos del grupo 11, que debieran ser $(n - 1) d^9 ns^2$ y frecuentemente se presentan como $(n - 1) d^{10} ns^1$. En este caso la capa externa está formada por un *subnivel completo* y un *subnivel semicompleto*. La estabilidad que confiere esta configuración es tal que los elementos existen en la naturaleza en forma no combinada: pepitas de oro, hilos de plata en las rocas argentíferas y laminillas de cobre. La configuración electrónica terminada en ns^2 del grupo 2 no aporta mucha estabilidad a los elementos, aunque éstos en realidad son menos activos que los de los grupos 1 y 3.

Representaciones de Lewis

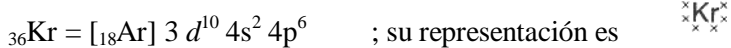
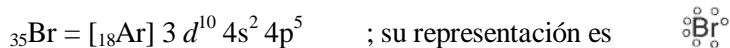
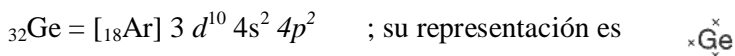
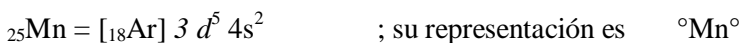
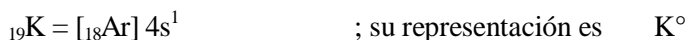
Hay evidencia experimental de que los electrones en los orbitales $(n - 1) d$ o $(n - 2) f$ participan poco en la reactividad de los elementos y casi no influyen en sus propiedades físicas y químicas. Las propiedades de los elementos lantánidos son extraordinariamente parecidas a los del lantano y lo mismo puede decirse de los elementos actínidos respecto al actinio. Por otro lado, las propiedades de los elementos de los grupos 3 al 12 cambian mucho más gradualmente que las propiedades de los elementos de los grupos 13 a 18. Se observa que los electrones ns^x y np^y son muy importantes en los átomos, en lo que a las propiedades químicas y físicas de los elementos se refiere.

G.N. Lewis propuso que la capacidad de reacción de los elementos dependía fuertemente de la configuración electrónica $ns^* np^y$ del último nivel ocupado en sus átomos y creó una representación atómica que permite ver fácilmente sus propiedades. Las reglas para obtener la representación de Lewis de los átomos son:

1. El símbolo del átomo representa al núcleo, a todos los electrones internos y a los $(n - 1) d$ y $(n - 2) f$, cuando los hay. Por lo tanto, sólo se representan los electrones ns y np .
2. Los electrones ns y np se representan por medio de puntos, círculos, cruces o cualquier otro símbolo que se coloca en el alrededor del símbolo atómico; los electrones de un mismo átomo deberán tener el mismo símbolo. Es recomendable que los electrones de átomos diferentes tengan símbolos diferentes.
3. Los símbolos de los electrones se colocan en cuatro posiciones preferentes: arriba, abajo, a la izquierda y a la derecha del símbolo atómico. Cuando se tengan hasta cuatro electrones representables, sus símbolos deberán ocupar posiciones diferentes; si hay más de cuatro, se representarán por pares.

EJEMPLO 4.1

Escriba las representaciones de Lewis de los átomos de potasio, de magnesio, de germanio, de bromo y de kriptón.

Respuesta:

Debe notarse que todos los elementos del grupo 1 estarán representados por el símbolo atómico y sólo *un* símbolo electrónico: $E\bullet$, los del grupo 2, con el símbolo atómico y dos electrones. Los elementos del *bloque d* y los elementos del *bloque f* contendrán 2 electrones alrededor del símbolo atómico, pues los electrones en orbitales *d* y *f* no se representan. En la figura 4.1 se muestra la representación de los elementos por grupo.

Figura 4.1. Representación de Lewis de los elementos por grupo de la tabla periódica.

Se usa E para representar *cualquier* símbolo atómico.

<i>Grupo</i>	1	2	3 al 12, incluyendo los elementos del bloque f			
<i>Representación</i>	$E\circ$	$\times E_x$	$\times E_x$			
<i>Grupo</i>	13	14	15	16	17	18
<i>Representación</i>	$\circ E \circ$	$\times E_x$	$\circ E \circ$	$\times E_x$	$\circ E \circ$	$\times E_x$

Debe notarse que las posiciones de los símbolos de los electrones alrededor del símbolo atómico no tiene significado y, por tanto, resulta indistinto que se ubiquen en un lugar u otro. Por ejemplo:

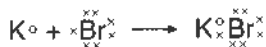
$E\circ$ es idéntica a $\circ E$, es idéntica a $E\circ$, es idéntica a $\overset{\circ}{E}$
 $\circ E \circ$ es idéntica a $\overset{\circ}{E} \circ$, es idéntica a $\circ \overset{\circ}{E}$, es idéntica a $\overset{\circ}{E} \circ$
 $\times E_x$ es idéntica a $\overset{\times}{E}_x$, es idéntica a $\overset{\times}{E}_x$

Formación de iones y regla del octeto

Cuando los elementos se combinan para formar compuestos, lo hacen por intercambio o compartimiento de electrones.

Los gases nobles son estables y no se combinan con ningún otro elemento en condiciones normales. En cambio, los elemen-

tos de los grupos 1 y 17 son muy activos y se combinan fácilmente entre ellos. La reacción entre un elemento del grupo 1 (alcalino) y otro del grupo 17 (halógeno) puede representarse de la siguiente manera, utilizando potasio y bromo como ejemplos:

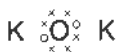


En este ejemplo se observa que el potasio, que tenía sólo un electrón externo, lo ha cedido al bromo, al que le faltaba un electrón para adquirir la configuración de gas noble. El compuesto formado K Br, se llama "bromuro de potasio" y es un compuesto estable. Si los dos componentes pudieran ser separados, o sea, alejar los núcleos atómicos, el bromo "arrastraría" al electrón del potasio. Como esta especie tiene configuración de gas noble, se vuelve estable, pero como ahora tiene un electrón de más, será una especie cargada negativamente. El potasio, que ha perdido su electrón, tendrá un número de electrones menor que el número de protones en su núcleo y, por lo tanto, será una especie cargada positivamente. Esta especie positiva es también estable porque tiene configuración de gas noble, es decir, configuración de $_{18}\text{Ar}$:



Las especies químicas cargadas eléctricamente son llamadas iones. Las especies cargadas positivamente se llaman *cationes* y las cargadas negativamente se llaman *aniones*.

La unión de los átomos de potasio y oxígeno es ligeramente diferente pues al átomo de oxígeno le faltan *dos* electrones y el potasio sólo puede ceder uno. Se necesitan, entonces, dos átomos de potasio para hacer que el oxígeno adquiriera configuración de gas noble:



La separación de los átomos producirá un anión oxígeno con dos cargas negativas:



Estos tres iones tienen configuración de gas noble y el compuesto KOK, también representado como K_2O , es estable.

Como observación general se puede enunciar la *regla del octeto*: "Una molécula es estable si cada uno de los átomos puede quedar rodeado de 8 electrones externos", o también: "Una molécula es estable si cada uno de sus átomos adquiere configuración de gas noble".

La segunda versión es más exacta que la primera. Está claro que el hidrógeno es una excepción al primer enunciado, pero no al segundo, ya que la configuración de gas noble para el hidrógeno es de dos electrones externos, y no ocho. En el agua:



Cada hidrógeno tiene dos electrones externos (H°) y su configuración es como la del helio ($\text{He}:$), y así es estable. Además, es imposible que el hidrógeno adquiriera una configuración de ocho electrones exteriores.

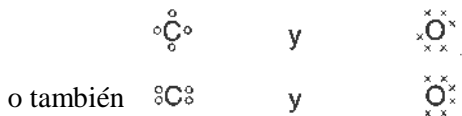
EJEMPLO 4.2

Escriba la representación de Lewis de las moléculas siguientes:

a) CO_2 , b) H_2C_2 y c) SO_2

Respuestas:

a) Las representaciones de Lewis de los átomos de C y O son:



entonces, la molécula es $\begin{array}{c} \times \times \\ \times \times \text{C} \text{O} \times \times \\ \times \times \end{array}$

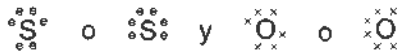
El átomo de oxígeno queda rodeado por ocho electrones y también el átomo de carbono ($\begin{array}{c} \times \times \\ \times \text{C} \text{O} \times \times \\ \times \times \end{array}$)

b) Las representaciones atómicas de Lewis de los átomos son

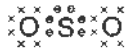


La molécula queda representada así: $\text{H} \cdot \text{C} \begin{array}{c} \circ \circ \\ \circ \circ \end{array} \text{C} \cdot \text{H}$. Observar que cada átomo queda con configuración de gas noble.

c) Las representaciones atómicas de Lewis de los átomos son:



La representación de Lewis de la molécula es:



Observe que cada átomo queda con configuración de gas noble.

Los ejemplos anteriores nos muestran que *no es necesario* que los ocho electrones que rodean a un átomo combinado tengan que estar en las cuatro direcciones. Es válido utilizar un *número menor* de direcciones, aunque en alguna de ellas se acumule *más de un par de electrones*.

En el último ejemplo se muestra que el par de electrones que separa un átomo de otro puede *provenir de uno de los dos átomos*.

Moléculas homoatómicas

Las moléculas homoatómicas son las que se forman con átomos del mismo elemento.

Como los elementos del grupo 18 tienen una configuración externa $ns^2 np^6$, cumplen la regla del octeto y son, por lo tanto,

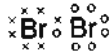
estables. Sus moléculas están formadas por un solo átomo y se llaman *moléculas monoatómicas*.

A diferencia de los gases nobles, los demás elementos tienden a combinar sus átomos para formar octetos. Los halógenos tienen configuración externa $ns^2 np^5$ y su representación de Lewis es

Dos átomos iguales forman la molécula E_2 :



en la cual cada átomo completa el octeto. Por ejemplo, la molécula del bromo elemental es Br_2 :

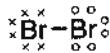


y los demás elementos del grupo 17 forman moléculas *diatómicas*, comúnmente llamadas X_2 .

El oxígeno, en el grupo 16, forma también moléculas diatómicas estables O_2 . Su representación de Lewis es



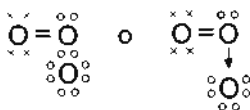
Cada *par* de electrones que separa un símbolo atómico de otro en la representación de Lewis se conoce como "enlace químico", y se puede sustituir por un guión (-) entre los dos símbolos atómicos. Se dice que la unión bromo-bromo en el Br_2 forma un enlace sencillo, o simple y se puede representar por



y la del oxígeno (O_2) forma un *doble* enlace:

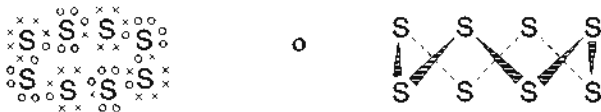


En el caso del oxígeno, existe otra molécula homooatómica formada por 3 átomos, O_3 . A esta molécula se le conoce como ozono y se dice que es un *alótropo* del oxígeno. Su representación de Lewis es:



El enlace en punta de flecha (\rightarrow) significa que el átomo del origen de la flecha está proporcionando *dos electrones* al otro átomo. Este enlace se llama *coordinado* o *dativo*.

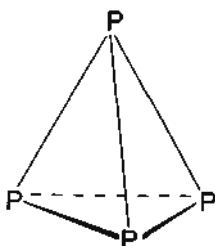
A diferencia del oxígeno, el azufre no forma regularmente moléculas diatómicas S_2 , sino que en su estado natural forma una molécula octoatómica S_8 en la cual las uniones S - S son enlaces sencillos:



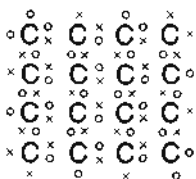
formando una corona. (En la última representación se han eliminado los pares de electrones que no forman enlace, es decir, los pares de electrones no compartidos, para simplificar el dibujo.) En el grupo 15, el nitrógeno forma la molécula diatómica N_2 :



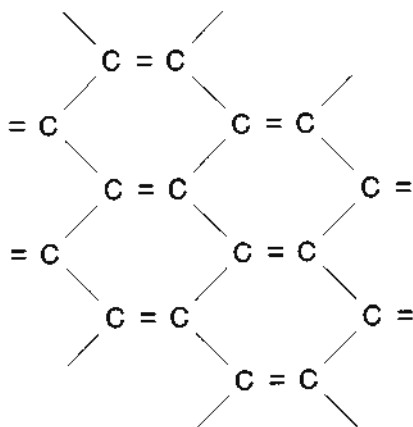
y se dice que el nitrógeno molecular forma un triple enlace. Sin embargo, elementos del grupo: fósforo, arsénico y antimonio, no forman triple enlace sino enlaces sencillos formando moléculas E_4 . En el caso del P_4 , la representación de Lewis es



El carbono, por ser elemento del grupo 14, tiene cuatro electrones externos que tienden a ser compartidos en cada átomo por otros cuatro átomos de carbono, creando una red infinita:

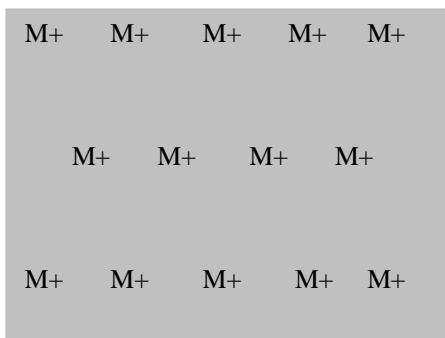


Este tipo de uniones corresponde a un alótropo del carbono, llamado *diamante*. Existe otro alótropo, el *grafito* en el que cada átomo de carbono contiene un doble enlace.



En ambos casos las cadenas son infinitas y el tamaño de la molécula es igual al del sólido en el que el diamante o grafito se presentan en la naturaleza. El silicio también presenta ambos alótropos.

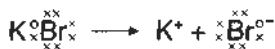
En general, todos los metales tienden a perder electrones para quedar con una estructura externa de capa cerrada. Los metales se presentan, según un modelo que frecuentemente se utiliza para describirlos, como un conjunto de iones positivos suspendidos en un fluido continuo de electrones



donde M^+ es el ion que tiene estructura electrónica de gas noble. A éste se le llama *modelo de "mar" de electrones* y ayuda a explicar porqué los metales son dúctiles, maleables y buenos conductores de electricidad.

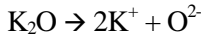
Carga formal y número de oxidación

Una vez formada una molécula en la cual los átomos completan sus octetos es posible, algunas veces, que los átomos se separen formando iones, como ocurrió en el caso del bromuro de potasio:

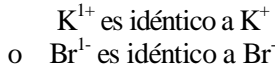


Se dice que el ion potasio K^+ tiene una *carga monopositiva* y el ion bromuro Br^- tiene *carga mononegativa*.

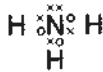
Lo mismo puede ocurrir con el óxido de potasio K_2O :



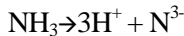
La carga eléctrica del ion se escribe en la esquina superior derecha del símbolo atómico y se indica con un número y un signo, por ejemplo: O^{2-} . Cuando el número es 1 puede quedar implícito, es decir



En muchas moléculas no es posible la separación de los iones, principalmente cuando la carga eléctrica de uno de los iones que se pudieran formar es grande (2 o más), ya que un principio físico indica que las partículas eléctricamente cargadas se atraen en proporción a la magnitud de sus cargas. Por ejemplo, en el amoníaco NH_3 , la representación de Lewis es



y la separación de los átomos daría 3 iones de hidrógeno H^+ y un ion nitruro N^{3-} .



Como la carga eléctrica del nitruro es grande, éste debe mantener cercanos a los iones H^+ , por lo que el proceso de separación de los núcleos atómicos resulta imposible.

Sin embargo, si el proceso de separación de átomos se realiza sólo en forma imaginaria o idealizada, el nitrógeno adquiriría una carga eléctrica de 3. A este valor se le llama *carga formal* del nitrógeno. Entonces: "Carga formal es la carga eléctrica que

adquiriría un átomo en una molécula, si este átomo pudiera ser separado de los demás que forman la molécula".

A la carga formal del átomo *dentro de la molécula* se le llama *número de oxidación* o *estado de oxidación* del elemento en esa molécula.

Los valores numéricos de la carga iónica, de la carga formal y del número de oxidación son iguales. Cambian sólo de acuerdo con la circunstancia en la que se obtenga ese valor. En todos los casos el número de oxidación es el número de electrones que un átomo ha idealmente obtenido o cedido para adquirir una configuración electrónica estable.

Los estados de oxidación comunes

Según lo estudiado en el párrafo de la regla del octeto, cada elemento puede tener dos estados de oxidación: *cero* cuando se encuentra en forma no combinada y otro cuando se encuentra combinado con átomos de otros elementos para formar moléculas estables.

De la figura 4.1 y la regla del octeto se puede concluir que cada grupo periódico tiene un estado de oxidación preferencial que corresponde a los que se muestran en la figura 4.2.

Figura 4.2. Estados de oxidación de los átomos combinados, según sus grupos en la tabla periódica

Grupo	1	2	al	12	13	14	15	16	17	18
Estado de oxidación	+1	+2			+3	+4	-3	-2	-1	0

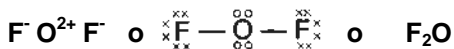
En esta generalización se observa que a los átomos de los elementos del grupo 14 les es igualmente posible perder cuatro electrones para adquirir configuración de gas noble, y por lo tanto adquirir carga formal de +4, o ganar cuatro electrones para adquirir la configuración del gas noble siguiente y obtener un estado de oxidación -4.

Aunque la generalización anterior es correcta, en la realidad muchos átomos pueden presentar otros estados de oxidación.

Muchos elementos del bloque *d*, los que están en los grupos 3 al 12 con configuración electrónica $(n - 1) d^x ns^2$, pueden ceder total o parcialmente los electrones en orbitales *d* con cierta facilidad. Algunos ejemplos son:

- a) Los elementos del grupo 3 (escandio, itrio, lantano y actinio) presentan todos estado de oxidación 3 en lugar de 2, debido a que pierden fácilmente los 3 electrones de su capa externa $(n - 1) d^1 ns^2$. Los lantánidos también tienen estados de oxidación 3.
- b) El átomo de manganeso, cuya configuración es $[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$, puede perder desde 2 hasta 7 electrones. Sus estados de oxidación frecuentes son +2, +3, +4, +6 y +7.
- c) El átomo de cobre puede tener configuraciones de $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$ y $[\text{Ar}] 3d^{10} = S^1$. Presenta regularmente los estados de oxidación de +2 y +1.

Hay otros ejemplos de interés: el flúor F y el oxígeno O siempre absorben electrones y sus estados de oxidación son -1 y -2. Existe una combinación entre estos dos elementos en la que el oxígeno actúa como extremo formalmente positivo:



Ante cualquier otro elemento el flúor y el oxígeno se comportan como negativos y se consideran los dos átomos más electroatractivos. Existen óxidos de todos los elementos de la tabla periódica (excepto de los gases nobles del helio al kriptón) en donde el oxígeno es formalmente negativo, así como también existen los fluoruros de todos los elementos (excepto de He, Ne y Ar).

En el heptóxido de dicloro Cl_2O_7 , se supone al átomo de cloro una carga formal de +7. Su representación de Lewis es

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

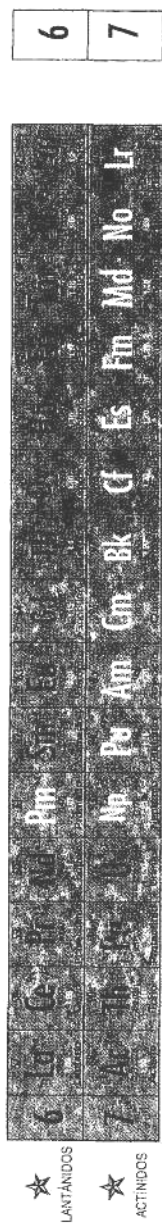
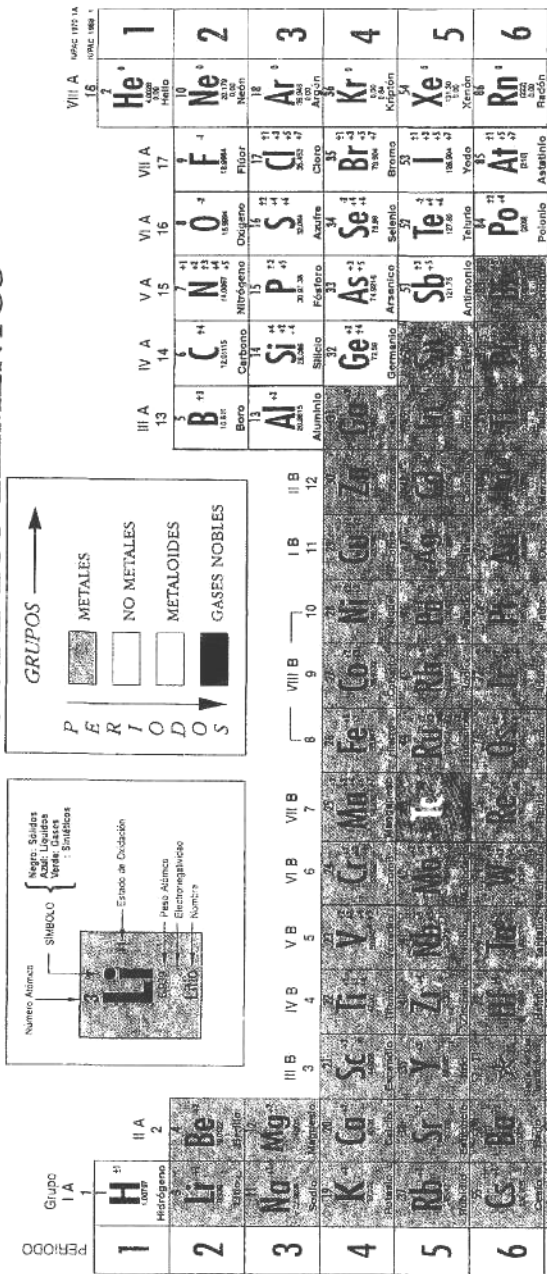
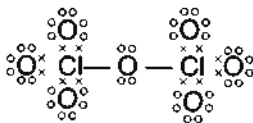


Figura 4.3. Tabla periódica. Estados de oxidación comunes de los elementos



En la figura 4.3 se indican los estados de oxidación que son frecuentes en los átomos de los elementos químicos.

Nomenclatura de los aniones monoatómicos

Los átomos de los elementos que producen iones negativos alcanzan sólo un estado de oxidación negativo. En la figura 4.3 se observa lo anterior, a excepción del oxígeno.

La *nomenclatura sistemática* indica que el nombre de los iones negativos se establece con la raíz del nombre del elemento y la terminación -uro. En las tablas 4.1 y 4.2 se dan los nombres de los iones negativos:

Tabla 4.1. Nombre de los aniones monoatómicos (orden alfabético del elemento)

<i>Nombre del elemento</i>	<i>Ion</i>	<i>Nombre del ion</i>
Antimonio	Sb ³⁻	antimoniuro
Arsénico	As ³⁻	arseniuro
Azufre	s ²⁻	sulfuro
Boro	B ³⁻	boruro
Bromo	Br ⁻	bromuro
Carbono	C ⁴⁻	carburo
Cloro	Cl ⁻	cloruro
Flúor	F ⁻	floruro

Tabla 4.2. (Continuación)

<i>Ion</i>	<i>Nombre del anión</i>	<i>Ion</i>	<i>Símbolo del anión</i>
Br ⁻	Bromuro	N ³⁻	nitruro
C ⁴⁻	Carburo	O ²⁻	óxido
Cl ⁻	Cloruro	O ⁻ , O ₂ ²⁻	peróxido
F ⁻	Fluoruro	P ³⁻	fosfuro
H ⁻	Hidruro	S ²⁻	sulfuro
		Sb ³⁻	antimoniuro
		Se ²⁻	seleniuro
		Si ⁴⁻	siliciuro
		Te ²⁻	telururo

Nomenclatura de los cationes monoatómicos

La nomenclatura sistemática para especies en estado de oxidación positiva recomendada por la IUPAC es extraordinariamente sencilla. Consiste en dar el nombre del elemento y escribir entre paréntesis con números romanos el estado de oxidación, ejemplos son:

para Fe³⁺, hierro (III)

para Mn⁷⁺, manganeso (VII)

para Br⁵⁺, bromo (V)

Existe otra nomenclatura, llamada *convencional*, que consiste en lo siguiente:

- Los iones de los elementos que dan sólo un estado de oxidación positivo forman su nombre con la raíz del nombre del elemento y la terminación *-ico*.

Por ejemplo:

para el sodio, el ion Na⁺, se usa el término *sódico*

para el galio, el ion Ga³⁺, se usa el término *gálico*

para el silicio, el ion Si⁴⁺, se usa el término *silícico*

- b) Cuando el elemento produce dos iones, el de más alto estado de oxidación cumple la regla anterior. El ion de menor estado de oxidación se designa con la raíz del nombre del elemento y la terminación *-oso*. Por ejemplo:

del hierro, el Fe^{2+} se llama ferroso

y el Fe^{3+} se llama férrico

para el cobre, el Cu^{1+} se llama cuproso

y el Cu^{2+} se llama cúprico

para el plomo, el Pb^{2+} se llama plumboso

y el Pb^{4+} se llama plúmbico

para el arsénico, el As^{3+} se llama arsenioso

y el As^{5+} se llama arsénico

- c) Cuando el elemento produce tres iones positivos diferentes, los dos de más alto estado de oxidación cumplen la regla anterior. El ion de menor estado de oxidación se designa con el prefijo *hipo*, la raíz del nombre del elemento y la terminación *-oso*. Por ejemplo:

para el azufre, el S^{2+} es el ion hiposulfuroso el

S^{4+} es el ion sulfuroso

y el S^{6+} es el ion sulfúrico

- d) Cuando un elemento produce cuatro iones positivos, los tres de menor estado de oxidación cumplen la regla anterior. El ion de mayor estado de oxidación se designa con el prefijo *per-* la raíz del nombre del elemento y la terminación *-ico*. Por ejemplo:

para el cloro, el Cl^{1+} es el ion hipocloroso

Cl^{3+} es el ion cloroso

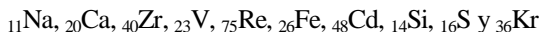
Cl^{5+} es el ion dórico

y Cl^{7+} es el ion perclórico

Esta última nomenclatura tiene algunas limitaciones y no es fácil de recordar. Además, muchos estados de oxidación tienen nombres particulares. Sin embargo, muchos profesionales de la química aún la utilizan.

Autoevaluación

- I. a) Escriba las configuraciones electrónicas y las representaciones de Lewis de los siguientes átomos:



- b) Con las respuestas anteriores, proponga el estado de oxidación más probable de los iones que forman los átomos de los elementos anteriores.
- c) Compare los estados de oxidación de los elementos, según las respuestas de b) con los que aparecen en la tabla 4.2.
- d) En los casos en c) en los que no haya concordancia, sugiera una explicación.

- II. a) Escriba el símbolo y el número de oxidación de los siguientes iones negativos

EJEMPLO: sulfuro: S^{2-} peróxido: _____
 nitruro: _____ fosfuro: _____
 yoduro: _____ hidruro: _____
 óxido: _____ bromuro: _____
 carburo: _____ antimoniuro: _____

- b) Escriba las representaciones de Lewis de los iones anteriores, señalando con el signo menos (-) a los electrones que los átomos han ganado para completar su octeto:

EJEMPLO:



III. Escriba el nombre sistemático que se debe asignar a los cationes siguientes:

EJEMPLO: Ra^{2+} : Radio (II) Mg^{2+} : _____
 Re^{4+} : _____ Mn^{7+} : _____
 Rh^{3+} : _____ Nb^{5+} : _____
 Rn^{8+} : _____ Mo^{4+} : _____
 Rb^{1+} : _____ I^{7+} : _____

IV. Escribir el símbolo, con estado de oxidación, a continuación del nombre convencional dado:

ion cálcico: Ca^{2+} ion auroso: _____
ion bórico: _____ ion aúrico: _____
ion níqueloso: _____ ion titanoso: _____
ion níquelico: _____ ion titánico: _____
ion alumínico: _____ ion argéntico: _____

V. Escriba en el paréntesis asociado al nombre, el número del ion que se da en la columna de la izquierda.

1. C^{4+} () ion cromo (VI)
2. P^{5+} () ion permangánico
3. I^{7+} () ion carburo
4. Mn^{7+} () ion estróncico
5. Mg^{2+} () ion mercurico
6. Sn^{2+} () ion fosfórico
7. AS^{3-} () ion boruro

8. Cr^{6+} () ion peryódico
9. Sr^{2+} () ion arseniuro
10. B^{3+} () ion estannoso

Nomenclatura de los compuestos binarios

Funciones químicas

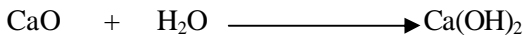
A excepción de los gases nobles, prácticamente todos los elementos se combinan entre sí. Existen compuestos de cualquier elemento con el oxígeno y todos ellos se llaman óxidos, de la misma manera existen compuestos de cualquier elemento con flúor y se llaman fluoruros. El conjunto de compuestos que tienen 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

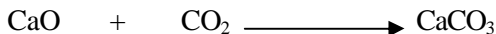
- los óxidos reactivos,
- los óxidos estables,
- los óxidos cerámicos.

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

óxido de calcio + agua $\xrightarrow{\text{ambientales}}$ hidróxido de calcio



dióxido de
óxido de Calcio + Carbono $\xrightarrow[\text{ambientales}]{\text{Cond}}$ Carbonato de calcio



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

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

En química inorgánica son reconocidas 5 funciones químicas, a saber

- Los hidruros,
- los óxidos,
- los hidróxidos o bases,
- los ácidos,
- las sales.

Clasificación de los compuestos de número de elementos diferentes

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, proviene de dos elementos, el sodio y el cloro.
- El H₂O, agua, contiene sólo dos elementos, el hidrógeno y el oxígeno.
- El Fe₂O₃, el trióxido de difierro(III), contiene sólo hierro y oxígeno.

Existen compuestos *ternarios* que contienen 3 elementos diferentes, como

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

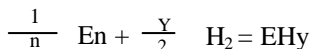
Existen compuestos con mayor número de elementos, a los que se les llama *polielementales*, como son

- NaKC_2O_4 oxalato de sodio y potasio, con sodio, potasio, carbono y oxígeno.
- O el NaH_2PO_4 dihidrógeno fosfato de sodio, con los elementos correspondientes.

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

Los hidruros

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



donde EH es *la fórmula general* de los hidruros. Nos damos cuenta que "y" es el número de átomos de hidrógeno que hacen falta para completar los octetos de los átomos en la molécula. Habrá dos casos:

Caso a) Cuando E es un átomo de un metal, los electrones externos de E serán cedidos al hidrógeno, que adquirirá carga negativa y configuración de 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 son más donadores de electrones que lo que es el átomo de hidrógeno.

En los hidruros metálicos el hidrógeno está unido al metal en forma atómica. Como el hidrógeno en la naturaleza forma 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, es costumbre no escribirlo, y éste queda implícito.

La nomenclatura de los hidruros metálicos se hace con la palabra "hidruro", la preposición "de", el nombre del elemento y su estado de oxidación, entre paréntesis. 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 el escribir su estado de oxidación entre paréntesis. Así:

el CsH es el hidruro de cesio o hidruro de cesio (I)

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:

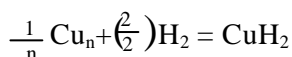
- Como se trata de cobre (II), el átomo tiene estado de oxidación formal +2 y se necesitarán dos especies hidruro H^- para neutralizar su carga, por lo tanto la fórmula es



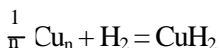
- La representación de Lewis será



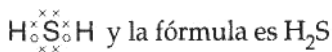
c) La ecuación estequiométrica es



o



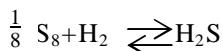
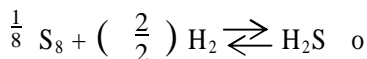
Caso b) Cuando el elemento E es un no-metal, el hidrógeno cederá su electrón al átomo E para que éste complete su octeto, quedando el hidrógeno con carga formal positiva y el elemento E quedará invertido respecto de la anterior, indicando el nombre del anión (terminado en "uro"), la preposición "de" y la palabra "hidrógeno". La representación de Lewis del sulfuro de hidrógeno es



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 el hecho de 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

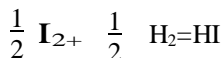
- la fórmula del yoduro de hidrógeno,
- la representación de Lewis,
- la ecuación de obtención de este hidruro.

Respuestas:

- a) En la tabla 4.1 podemos comprobar que el ion yoduro es I⁻, mononegativo, por lo que se necesitará sólo 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 7 electrones externos. El ion yoduro tiene carga negativa, con lo cual completa el octeto. 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 acostumbra utilizar el nombre *agua* en lugar de "óxido de hidrógeno" para el compuesto H₂O, al igual que el nombre *metano* en lugar de "hidruro de carbono" para el CH₄. En la tabla 5.1 se dan los nombres convencionales y sistemáticos de los hidruros con nombre convencional.

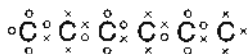
En el caso del amoníaco se ha escrito el nombre sistemático "hidruro de nitrógeno" que corresponde a la fórmula NH₃. Sin embargo, se sabe que el hidrógeno es el extremo formalmente positivo de la molécula, por lo que debiera llamarse "nitruro de hidrógeno" con fórmula H₃N. Lo mismo ocurre con el metano, que debiera llamarse "carburo de hidrógeno" con fórmula H₄C. Esto es sólo una aclaración, puesto que el uso de las fórmulas NH₃ y CH₄ *está* aceptado y es universal.

Otros hidruros

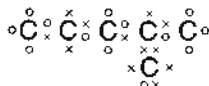
Aparte de los hidruros ya vistos existen otros, que pueden ser considerados "casos particulares". Algunos de estos casos son:

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

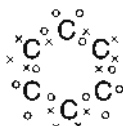
a) Hidruros del carbono. El átomo de carbono tiende a formar cadenas largas de átomos de carbono mediante enlaces C—C. La representación de Lewis de tales cadenas es:



lineales



arborescente o ramificado

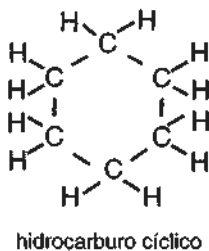
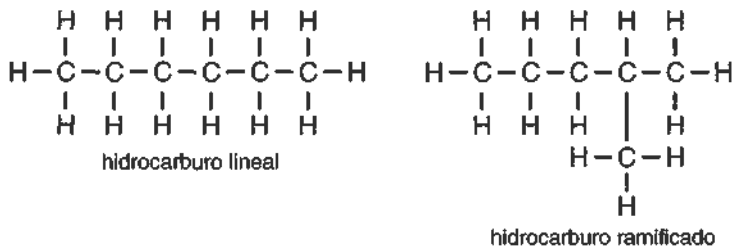


cíclicos

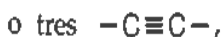
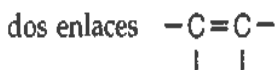
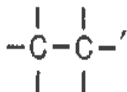
Tabla 5.1. Nombre convencional de algunos hidruros

<i>Hidruro</i>	<i>Nombre convencional</i>	<i>Nombre sistemático</i>
H ₂ O	agua	óxido de hidrógeno
NH ₃	amoníaco	hidruro de nitrógeno
AsH ₃	arsina	hidruro de arsénico
BH ₃	horario	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 formaran una unión con hidrógeno, los átomos de carbono completarían sus octetos dando origen a los hidrocarburos, que son los compuestos binarios con los que se inician los estudios en química inorgánica.



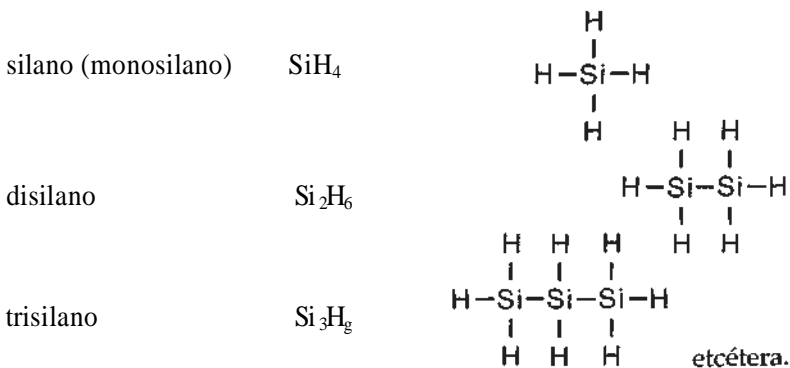
Igualmente se da el hecho de que la unión de dos átomos de carbono pueda contener un enlace

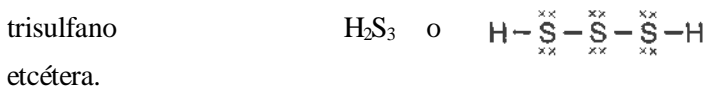


dando origen a las funciones químicas orgánicas de los alcanos, alquenos y alquinos.

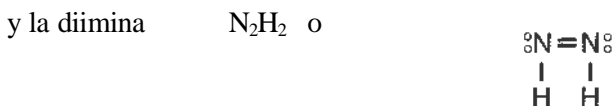
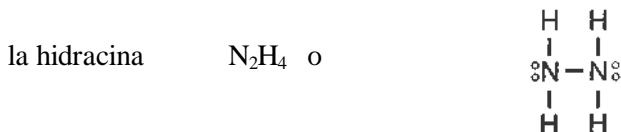
La nomenclatura de estos compuestos no será estudiada aquí.

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

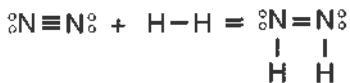




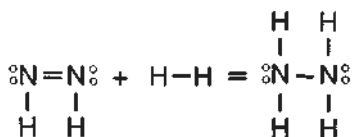
c) El nitrógeno forma el amoniaco $:\text{NH}_3$ y también hidruros con dos átomos de nitrógeno. Éstos son



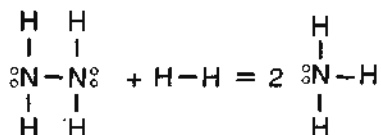
Estos compuestos se supone que provienen de la hidrogenación sucesiva del dinitrógeno N_2 (o $:\text{N}=\text{N}:)$:



dinitrógeno + hidrógeno = diimina

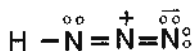


diimina + hidrógeno = hidracina

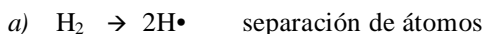


hidracina + hidrógeno = 2 moléculas de amoníaco

Existe un hidruro adicional que se conoce como ácido hidrazoico cuya fórmula es H N_3 y su representación de Lewis es

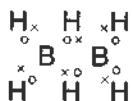


Caso 2) Con algunos metales de los bloques d y f el hidrógeno parece *disolverse* en la malla que forman los átomos, más que *reaccionar* para dar un compuesto, aunque ambos fenómenos se pueden dar. El fenómeno de disolución en la malla atómica del metal se llama *oclusión* y puede consistir en dos etapas,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



Una prueba de este fenómeno 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 del hidruro esperado TiH_4 , y el circonio disuelve hidrógeno hasta la composición $\text{ZrH}_{1.9}$, en lugar de formar el Zr H_4 . A estos "compuestos" se les llama *hidruros no-estequiométricos*.

Caso 3) El hidruro de boro, BH_3 , o 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 de esta molécula sea



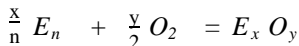
Cada átomo de boro tiene a su alrededor sus tres electrones externos, como corresponde a los elementos del grupo 13. Los hidrógenos que acompañan a cada boro completan a 6 el número de electrones que rodea cada boro. Sin embargo, en el diborano, cada boro está rodeado de 4 átomos de hidrógeno. Esto sólo se puede explicar si cada uno de los hidruros que están situados entre los dos átomos de boro *comparten sus electrones* con esos *dos átomos*. La situación es, entonces



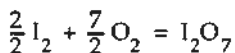
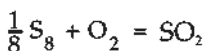
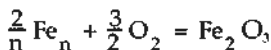
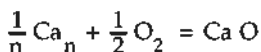
El modelo de Lewis indica que un enlace se forma cuando dos electrones son compartidos por dos núcleos. Pero en este caso hay *dos electrones compartidos* por 3 núcleos. A esta situación singular se le llama *enlace tricéntrico*.

Los óxidos

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



por ejemplo



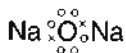
La fórmula general de los óxidos es $E_x O_y$. Para determinar los valores de x y y se consideran las representaciones de Lewis, como veremos en los siguientes ejemplos.

EJEMPLO 5.2

Determine la fórmula del óxido de sodio.

Respuesta:

El sodio pertenece al grupo 1, por lo que su representación es Na^x ; el oxígeno pertenece al grupo 16 y su representación es O. 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 lo es del sodio.

EJEMPLO 5.3

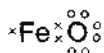
Determine la fórmula del óxido de hierro (III).

Respuesta:

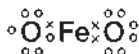
El hierro (III) puede perder 3 electrones, y su representación de Lewis será



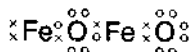
El hierro (III) con un átomo de oxígeno completará el octeto del oxígeno, pero se quedará un electrón en el hierro:



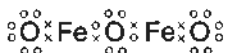
Si se adiciona otro átomo de oxígeno, éste no completará el octeto:



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 , $x = 2$, $y = 3$

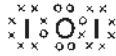
Observe que 2 es el estado de oxidación formal del oxígeno y 3 es el estado de oxidación formal del hierro.

EJEMPLO 5.4.

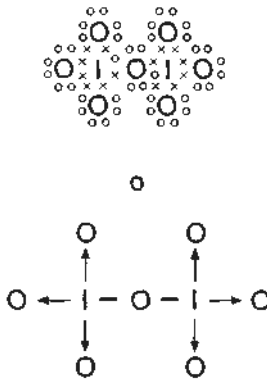
Determine la fórmula del óxido de yodo (VII).

Respuesta:

Para lograr el estado de oxidación +7 en el yodo es necesario que un átomo de éste pierda formalmente 7 electrones, mientras que, como se recordará, el oxígeno puede absorber 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 6 átomos de oxígeno a la fórmula, cada uno absorbiendo 2 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 es 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 e y será igual al estado de oxidación formal de A.

Nótese que para que opere la regla anterior, x e y deben ser *números primos entre sí*, como son 2y1, 2 y 3 o 2 y 7. Cuando esto no ocurre, es necesario simplificar la fórmula, dividiendo x e y por un mismo número, como se podrá observar en los siguientes ejemplos:

EJEMPLO 5.5

Dé la fórmula mínima del óxido de calcio.

Respuesta:

El calcio pertenece al grupo 2, por lo tanto tiene 2 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 e y son iguales a 2, por lo que la fórmula se puede simplificar:



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



EJEMPLO 5.6

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 enunciar la palabra "óxido", la preposición "de", el nombre del elemento que forma el óxido, y el estado de oxidación que presenta, escrito en romano y encerrado entre paréntesis. Observar los siguientes ejemplos:

K_2O = óxido de potasio u óxido de potasio (I)

Fe O = óxido de hierro (II)

$\text{Bi}_2 \text{O}_3$ = óxido de bismuto (III)

C O_2 = óxido de carbono (IV)

$\text{V}_2 \text{O}_5$ = óxido de vanadio (V)

Cuando un elemento presenta sólo un estado de oxidación, como ocurre entre los que están en los grupos 1 y 2, puede no escribirse este número. 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. Para los ejemplos anteriores:

K_2O = monóxido de dipotasio

FeO = monóxido de hierro

Bi_2O_3 = trióxido de dibismuto

CO_2 = dióxido de carbono

V_2O_5 = pentóxido de divanadio

La 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:

K_2O = óxido potásico

FeO = óxido ferroso

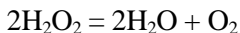
Bi_2O_3 = óxido bismutoso

CO_2 = óxido carbónico

V_2O_5 = óxido pervanádico

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:

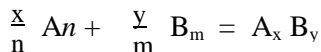


el peróxido de sodio, Na_2O_2 , comercialmente llamado "oxilita", y el peróxido de bario, BaO_2 , que fue una de las principales materias primas para la preparación del H_2O_2 .

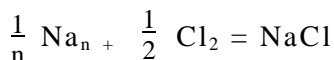
En todos los casos en los que aparezca la raíz "peroxi" o la palabra "peróxido", se indica que existe el grupo O_2^{2-} . Los anteriores son los más importantes como compuestos puros, pero el grupo aparece frecuentemente en otros compuestos.

Sales binarias

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



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



La mayoría de los compuestos así formados son 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 "halita").

Los valores x e y de la fórmula general $\text{A}_x \text{B}_y$ 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, dentro de un 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 aplicadas a los óxidos también son usuales. Los mismos compuestos anteriores pueden tener los siguientes nombres:

Ga As = monoarseniuro de monogalio

Cd Te = monotelururo de monocadmio

Cu_2S = monosulfuro de dicobre

Fe Cl_3 = bicloruro de monohierro

Ag Br = monobromuro de plata

o

Ga As = arseniuro gálico

Cd Te = telururo cádmico

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. amoníaco
 9. metano
 10. estibina

- II. Demuestre, mediante el uso de representaciones de Lewis, que las fórmulas de los hidruros anteriores corresponden a moléculas estables.

VII. Conteste las siguientes preguntas:

- ¿Cuál es la fórmula general de los polisilanos?
- ¿Cuál es la fórmula general de los polisulfanos?
- ¿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⁺							

Es probable que muchos de los compuestos cuyas fórmulas aparecen en este ejercicio no existan, 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 que describa la obtención de estos compuestos a partir de sus elementos.

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

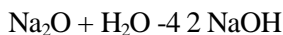
- | | |
|---|--------------------------|
| <i>a)</i> enlace tricéntrico | <i>i)</i> estequiometría |
| <i>b)</i> compuestos electrodeficientes | <i>j)</i> oclusión |
| <i>c)</i> función química | <i>k)</i> clatratos |
| <i>d)</i> óxidos ácidos | <i>l)</i> calcógenos |
| <i>e)</i> óxidos básicos | <i>m)</i> sales |
| <i>f)</i> cerámicos | <i>n)</i> pirita |
| <i>g)</i> "oxilita" | <i>o)</i> galena |
| <i>h)</i> "polvos de gas" | <i>p)</i> cinabrio |

Compuestos ternarios

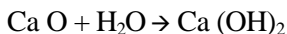
Los hidróxidos metálicos

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

Algunos hidróxidos pueden ser obtenidos 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 e y provienen de la fórmula del óxido.

La reacción de 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 de la anterior:



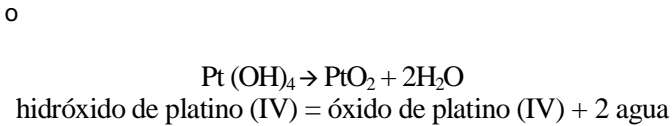
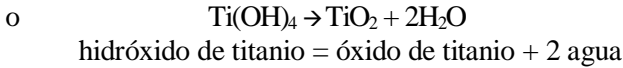
que ocurre regularmente cuando y es un valor alto, igual o mayor que 3, como en los casos siguientes:



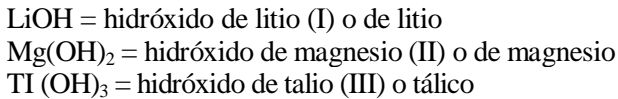
2 hidróxido de aluminio = óxido de aluminio + 3 agua



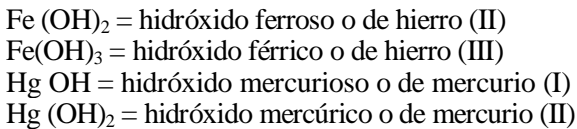
2 hidróxido de oro = óxido de oro + 3 agua



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

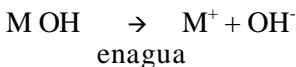


Cuando el metal puede presentar varios estados de oxidación es posible utilizar la nomenclatura auxiliar, en la cual el nombre del ion metálico termina en *-ico* o en *-oso*, como en:

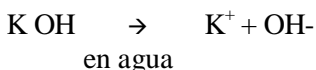


Nótese que en las fórmulas de tipo M(OH) se elimina el paréntesis y el subíndice 1, tal como en el NaOH, hidróxido de sodio, y el HgOH, hidróxido de mercurio (I). Nótese también que cuando el ion metálico tiene sólo un estado de oxidación, se puede suprimir esta información, como se hizo en el caso del Ca(OH)₂, hidróxido de calcio, o en el Mg(OH)₂, hidróxido de magnesio.

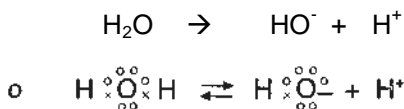
Sólo los hidróxidos de los elementos alcalinos son solubles en el agua. Éstos, además, pueden formar iones fácilmente:



como el

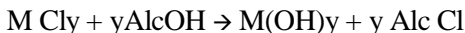


El ion OH⁻ recibe el nombre de hidroxilo u oxidrilo, y puede suponerse que resulta de extraer un hidrógeno a la molécula del agua:



A las sustancias capaces de generar iones HO⁻ al ser disueltas en agua se les llama *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; también son poco solubles. 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; Ale = ion de metal alcalino.

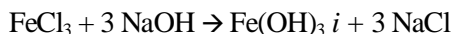
EJEMPLO 6.1

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

Respuesta:

El ion hierro (III), Fe³⁺, tiene 3 cargas positivas. El ion hidroxilo OH⁻ tiene una carga negativa. Para conseguir la neutralidad de la molécula, cada ion hierro (III) deberá asociarse a 3 iones hidroxilo. La fórmula debe ser: Fe(OH)₃

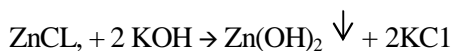
Se puede obtener con Fe Cl₃ y Na OH (disueltos ambos en agua):

**EJEMPLO 6.2**

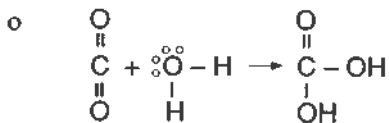
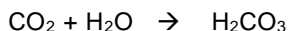
Escriba la fórmula del hidróxido de cinc y sugiera el modo de obtenerlo:

Respuesta:

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

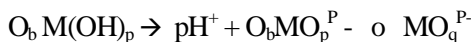
**Los oxiácidos**

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

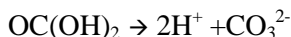


Una diferencia importante entre esta reacción y las anteriores es que cuando se trata de los óxidos metálicos, el producto siempre contiene uniones simples M-OH. En este caso no siempre se obtienen estas uniones, sino también enlaces $\text{M} = \text{O}$ o $\text{M} \rightarrow \text{O}$. Este hecho hace que la fórmula general de los compuestos sea $\text{H}_p \text{M} \text{O}_q$, 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 presentará 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 My^+ y OH^- , la ruptura de las moléculas de oxiácidos ocurre en el enlace oxígeno-hidrógeno:



como en el



Observe que $q = p + b$.

Es por esta razón que la molécula se representa como HMO , 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 de óxido no metálico correspondiente terminado en *-oso* o en *-ico*, como aparece en la tabla 6.1, y éste es el nombre usual que se les aplica. El nombre sistemático 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 tetraoxo-sulfúrico (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, HClO₂, HClO₃ y HClO₄. 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 dórico ácido	ácido trioxoclórico (V)
HClO ₄	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 $2q - p$.

En el ácido ortobórico H₃BO₃, por ejemplo, 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 analizará con los ejemplos siguientes:

Tabla 6.1. Nombres, fórmula y obtención de los oxiácidos

Nombre	Fórmula	Obtención formal	
			2HClO
ácido hipocloroso	HClO	Cl ₂ O + H ₂ O	→ 2HClO ₂
ácido cloroso ácido	HClO ₂	H ₂ O Cl ₂ O ₅ + H ₂ O	→ 2HClO ₃
dórico ácido	HClO ₃	Cl ₂ O ₇ + H ₂ O	→ 2HClO ₄
perclórico	HClO ₄		
ácido hipobromoso	HBrO	Br ₃ O + H ₂ O	→ 2HBrO
ácido bromoso ácido	HBrO ₂	Br ₂ O ₃ + H ₂ O	→ 2HBrO ₂
brómico	HBrO ₃	Br ₂ O ₅ + H ₂ O	→ 2HBrO ₃
ácido hipoyodoso	HIO	I ₂ O + H ₂ O	→ 2HIO
ácido yodoso ácido	HIO ₂	+ H ₂ O I ₂ O ₅ +	→ 2HIO ₂
yódico ácido	HIO ₃	H ₂ O I ₂ O ₇ +	→ 2HIO ₃
peryódico	HIO ₄	H ₂ O	→ 2HIO ₄

Tabla 6.1. (Continuación)

Nombre	Fórmula	Obtención formal	
			H_2SO_3
ácido sulfuroso	H_2SO_3	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
ácido sulfúrico	H_2SO_4	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3$
ácido selenioso	H_2SeO_3	$\text{SeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4$
ácido selénico	H_2SeO_4	$\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_3$
ácido teluroso	H_2TeO_3	$\text{TeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_4$
ácido telúrico	H_2TeO_4	$\text{TeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow 2\text{HNO}_2$
ácido nitroso	HNO_2	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow 2\text{HNO}_3$
ácido nítrico	HNO_3	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_2$
ácido hipofosforoso	H_3PO_2	$\text{P}_4\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_3$
ácido fosforoso	H_3PO_3	$\text{P}_4\text{O}_6 + 6\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4$
ácido fosfórico	H_3PO_4	$\text{P}_4\text{O}_{10} + 6\text{H}_2\text{O}$	
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	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
ácido ortosilícico	H_4SiO_4	$\text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4$
ácido metasilícico	H_2SiO_3	$\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$
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	$\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow 2\text{HBO}_2$

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:

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

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

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

EJEMPLO 6.5

Escriba la fórmula del ácido tetraoxosilícico (IV).

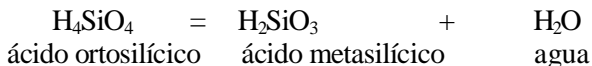
Respuesta:

Del nombre se obtiene que la fórmula general del ácido es H_pSiO_q . 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 H_2O menos que el ácido *orto*, pero el elemento central conserva el estado de oxidación:



EJEMPLO 6.6

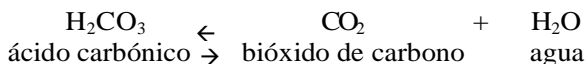
Escriba la fórmula del ácido fosfórico.

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" con el objeto de 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, en el ácido carbónico:



Las soluciones de ácido carbónico, si bien son acidas por contener iones H^+ , se comportan como soluciones acuosas de CO_2 , que es gaseoso, en agua. Es por esto que los refrescos con "gas" producen burbujas.

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 bióxido 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



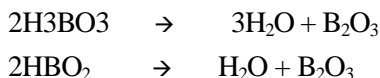
Por tanto, su fórmula es SO_3 y corresponde al trióxido de azufre (VI).

EJEMPLO 6.8

Escriba la fórmula del anhídrido bórico.

Respuesta:

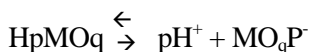
Cualquiera de los ácidos bóricos debe ser deshidratado para la obtención del anhídrido. Con ayuda de la tabla 6.1 puede escribirse, en forma invertida, la reacción



La fórmula del anhídrido es B_2O_3 que corresponde al trióxido de boro (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 aparecen enlistados 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.

En la misma tabla se incluye la nomenclatura sistemática, en la cual únicamente aparecen los casos singulares de los aniones hipo-

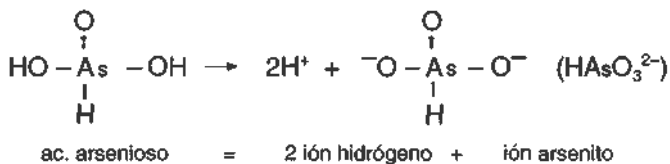
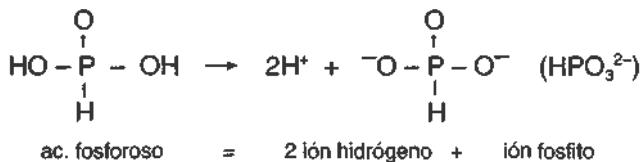
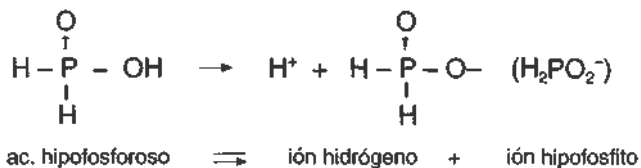
fosfito ($\text{H}_2\text{PO}_3^{2-}$), fosfato (HPO_4^{2-}) y arsenito (HASO_3^{2-}), que contienen hidrógeno debido a que en la molécula de los ácidos hay hidrógenos unidos al elemento central. Estos hidrógenos no se pueden disociar, por lo que permanecen en el anión. Las reacciones de disociación, explicadas con representaciones de Lewis, son:

Tabla 6.2. Fórmulas y nombres de los aniones oxigenados comunes

<i>Fórmulas</i>	<i>Nombre vulgar</i>	<i>Nombre sistemático</i>
ClO^-	hipoclorito	monoxoclorato (I)
ClO_2^-	clorito	dioxoclorato (III)
ClO_3^-	clorato	trioxoclorato (V)
ClO_4^-	perclorato	tetraoxoclorato (VII)
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-}	selenita	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	monohidrotroxofosfato (III)
PO_4^{3-}	fosfato	tetraoxofosfato (V)

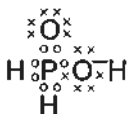
Tabla 6.2. {Continuación}

Fórmulas	Nombre vulgar	Nombre sistemático
HAsO_3^{2-}	arsenito	monohidrotριοarseniato (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)



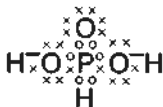
Para una mejor comprensión de las estructuras de las moléculas de los ácidos y sus aniones oxigenados, en la tabla 6.3 se dan las

Grupo

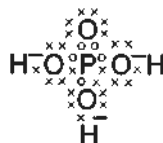


del fósforo:

ácido hipofosforoso

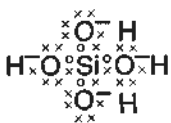


ácido fosforoso

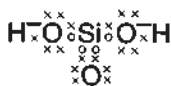


ácido fosfórico

Grupo del silicio:

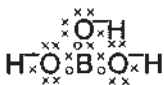


ácido ortosilícico

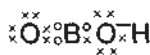


ácido metasilícico

Grupo del boro:



ácido ortobórico



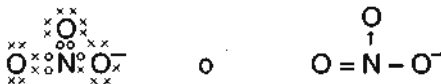
ácido metabórico

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 e y, como estados de oxidación de $M^{?}$ * y MO^P ", se intercambian siguiendo la regla del intercambio de los estados de oxidación que fue analizada en el capítulo anterior. Son ejemplos de sales anfígenas:

el yodato de potasio:	KIO_3
el nitrato de calcio	$Ca(NO_3)_2$
el sulfato de sodio	Na_2SO_4
el silicato de magnesio	$MgSiO_3$
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 "oxoanión", 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:

- a) $LiBO_2$, b) $NiSO_4$, c) Be_2SiO_4

Respuesta:

Con ayuda de la tabla 6.2 se pueden identificar los nombres de los oxoaniones 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 $Ni_2(SO_4)_2$, pero ésta se simplifica.
- c) Ortosilicato de berilio. El único estado de oxidación que presenta el berilio es +2. La molécula tiene 4 cargas positivas de 2 iones berilio Be^{2+} y 4 cargas negativas del anión ortosilicato SiO_4^{4-} .

EJEMPLO 6.11

Escriba las fórmulas de las sales siguientes:

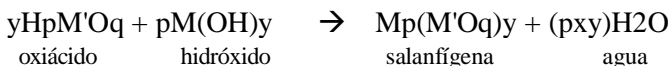
- a) Carbonato de aluminio
- b) Perclorato de magnesio
- c) Arseniato de cobre (II)
- d) Telurato de cadmio (II)

Respuestas:

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

- a) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
- b) $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$
- c) $\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2$
- d) CdTeO_4

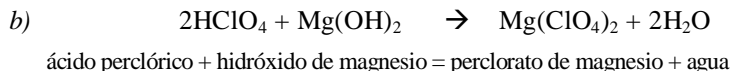
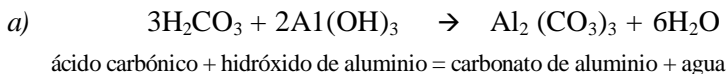
El método de obtención generalizado de las sales anfígenas consiste en hacer reaccionar al ácido que da origen al oxoanión con el hidróxido metálico que corresponde. La ecuación química general es

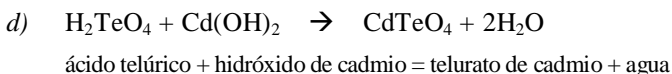
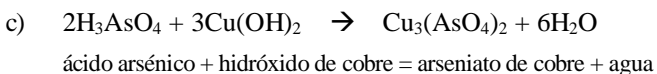
**EJEMPLO 6.12**

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

Respuesta:

Aplicando el procedimiento generalizado:

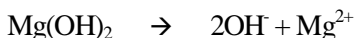




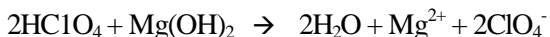
A este método se llama *neutralización*, pues consiste en igualar las cantidades de iones H^+ que provienen del ácido con las cantidades de iones OH^- que provienen de las bases. La neutralización ocurre cuando la cantidad de ácido reacciona con una cantidad igual de base y el producto final es *neutro*,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



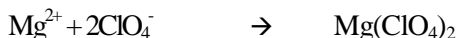
El proceso de neutralización puede mostrarse en forma más amplia. Si tomamos el ejemplo 6.12.b, la reacción global puede darse en las siguientes etapas:



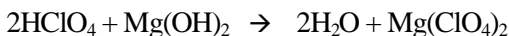
sumando:



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



por lo que



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 que dieron 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 meta-aluminato)
 - trioxovanadato (V) de amonio
- VI. Sugiera una reacción de obtención para cada uno de los compuestos del ejercicio V.

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

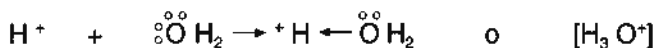
- | | |
|---------------------------------------|-------------------------------|
| 1. hipoclorito de calcio | () BO_3^{3-} |
| 2. hidróxido de potasio | () H_3PO_2 |
| 3. ácido fosforoso | () KOH |
| 4. ion ortoborato | () HAsO_3^{2-} |
| 5. hidróxido de estaño (IV) | () CuSO_4 |
| 6. ion yodato | () $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ |
| 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^- |

Funciones compuestas

Cationes poliatómicos

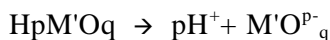
Existen iones moleculares que tienen cargas positivas. A éstos les llamamos cationes poliatómicos. Hay 2 formas de obtener cationes poliatómicos: *a)* por adición de un ion positivo a una molécula neutra; y *b)* por la extracción de un ion negativo a una molécula neutra. Vamos a analizar ambos casos.

Caso *a)* 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, como lo son los hidruros de los grupos periódicos 15, 16 y 17. Por ejemplo, el agua puede aceptar un ion H^+ según la reacción:

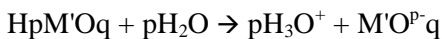


El catión H_3O^+ recibe el nombre de "ion hidronio".

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



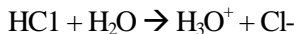
Sumando las ecuaciones anteriores obtenemos



Con ayuda de la última ecuación podemos definir:

Ácido es una sustancia que al disociarse produce iones H^+ , o también, 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 lo tanto, ácidos. Tomando como ejemplo al cloruro de hidrógeno:

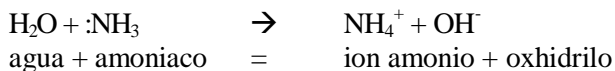


En la tabla 7.1 se enlistan los hidruros ácidos. Las soluciones acuosas de los hidruros ácidos se denominan "ácidos hidrácidos" y en su nomenclatura se incluye la palabra ácido, el nombre apocopado del no metal y la terminación "-hídrico". Su fórmula debe estar acompañada por la palabra "acuoso" (ac).

<i>Fórmula</i>	<i>Nombre</i>	<i>Reacción con el agua</i>
HF(ac)	ácido fluorhídrico	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$
HCl(ac)	ácido clorhídrico	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
HBr(ac)	ácido bromhídrico	$\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$
HI (ac)	ácido yodhídrico	$\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$
H ₂ S(ac)	ácido sulfhídrico	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$
H ₂ Se(ac)	ácido selenhídrico	$\text{H}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSe}^-$
H ₂ Te(ac)	ácido telurhídrico	$\text{H}_2\text{Te} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HTe}^-$

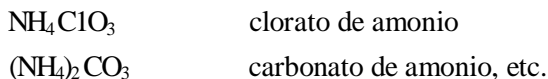
Tabla 7.1. Listado de los ácidos hidrácidos

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:



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 tiene 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:



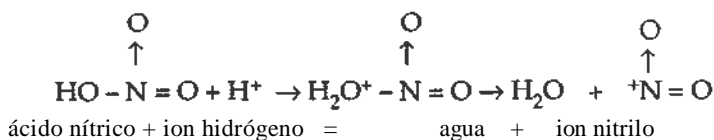
tríoóxido de azufre (vi) = ion sulfonilo + ion óxido.

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

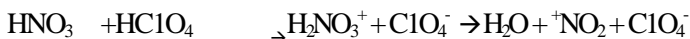


tríoóxido de dicloro (111) = ion clorosilo + ion clorito

y, finalmente, la protonación de un oxiácido 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 ser utilizado el ácido perclórico, considerado el ácido más fuerte de entre los estudiados:



ácido nítrico + ácido perclórico = agua + ion nitrilo + ion perclorato

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_j^{+} . El estado de oxidación del elemento central (sobre el cual están unidos los oxígenos y las cargas positivas) se puede calcular con la fórmula:

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

Por ejemplo, para el ion sulfonilo, 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 nitrilo, 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

<i>Fórmula</i>	<i>Nombre</i>	<i>Fórmula</i>	<i>Nombre</i>
ClO^{+}	clorosilo	VO^{2+}	vanadilo
ClO_2^{+}	clorilo	UO_2^{2+}	uranilo
ClO	perclorilo	CrO_2^{2+}	cromilo
SO^{2+}	sulfinilo o tionilo	CO^{2+}	carbonilo
SO_2^{2+}	sulfonilo o sulfurilo	PO_3^{+}	fosforilo
NO^{+}	nitrosilo	NO_2^{+}	nitrilo

EJEMPLO 7.1

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

Respuesta:

El catión vanadilo, encontrado en la 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, la palabra "oxo", el nombre del elemento central y su estado de oxidación, escrito dentro de paréntesis:

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

el ion sulfonilo, SO_2^{2+} es el dioxoazufre (VI)

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

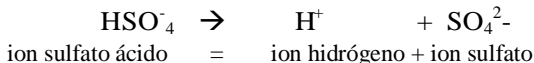
Sales acidas

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 disociables del ácido sulfúrico fue neutralizado. El anión que queda de este proceso es el HSO_4^- y se nombró como "sulfato ácido", puesto que aún puede disociar un ion hidrógeno:



Para que un ácido pueda formar sales acidas 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 damos 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 debiera llamar "hidrógeno tetraoxosulfato (VI)", pero también se llama "hidrógeno-sulfato". El ion HS^- , que proviene del ácido sulfhídrico, se llama "ion hidrogenosulfuro".

Hay más de una nomenclatura trivial para los aniones ácidos. La más reciente consiste en formar el nombre de 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 frecuentemente utilizada consiste en:

- Quando el ácido termina en *-hídrico*, el anión hidrogenado cambia la terminación por *-hidrato*. Por ejemplo, el HS^- proviene del H_2S , ácido sulfhídrico, su nombre es "ion sulfhidrato". Véase la 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 es utilizable cuando el anión ácido puede contener uno o más hidrógenos. El término "bifosfato" puede aplicarse a H_2PO_4^- o a HPO_4^{2-} . Como no hay forma de diferenciarlos, 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 di-

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

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre trivial	Origen
HS^-	hidrógeno sulfuro	sulfhidrato	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$
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^-	dihidrógeno fosfato	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	$\text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_3^-$

hidrógeno fosfito H_2PO_3^- aparece como fosfito monoácido, ya que el ion fosfito tiene por fórmula HPO_3^{2-} y el hidrógeno presente *no* es ionizable. Por esta razón el fosfito sólo produce un anión ácido, el H_2PO_4^- , que es monoácido, aunque tenga dos hidrógenos en la fórmula



dihidrógeno fosfito = fosfito + ion hidrógeno

fosfito monoácido = fosfito + ion hidrógeno

La fórmula de la sal acida contendrá al anión ácido y al catión, tal 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 $\text{NH}_4^+ \text{HSO}_3^-$)

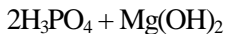
el bicarbonato de calcio es: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (o $\text{Ca}^{2+}(\text{HCO}_3^-)_2$)

EJEMPLO 7.2

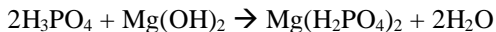
Escriba la fórmula y la reacción de obtención del dihidrógeno fosfato de magnesio.

RESPUESTA:

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

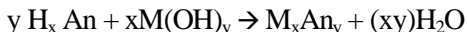


Estos reactivos deben formar *una molécula* de la sal, $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ y las moléculas de agua formadas en la neutralización parcial. El magnesio perdió dos grupos hidroxilo OH^- y cada ácido fosfórico perdió un ion H^+ (por la reacción $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+$). Por tanto, se forman 2 moléculas de agua:



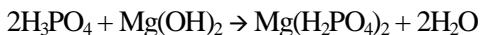
Sales básicas

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

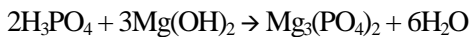


donde An es la fórmula del anión, que puede ser monoatómico o poliatómico.

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

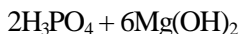


Si se compara con la obtención del fosfato de magnesio:

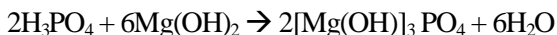


se observa que en el ejemplo se utilizó menos hidróxido que el necesario para la neutralización.

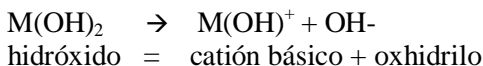
Por lo contrario, si se usara un número de moléculas de ácido menor que y/o un número de moléculas de hidróxido mayor que x, la neutralización también sería parcial y es posible que la sal formada aún contenga iones OH^- . Por ejemplo, si hacemos reacción ácido fosfórico con hidróxido de magnesio en la siguiente proporción



se tendrían 6 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. Sin embargo, 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 $M(OH)^+$:



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 correspondería. Por ejemplo:

$Zn(OH)Cl$ = *sub*cloruro de cinc(II)

$[Ca(OH)]_2SO_4$ = *sub*sulfato de calcio

$[Cu(OH)]_2CO_3$ = *sub*carbonato de cobre (II)

$[Ni(OH)]_3AsO_4$ = *sub*arseniato de níquel (II)

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 *hidroxi* y el nombre del metal. Por ejemplo:

$Zn(OH)Cl$ = cloruro de hidroxicinc

$[Ca(OH)]_2SO_4$ = sulfato bis-hidroxicalcio

$[Cu(OH)]_2CO_3$ carbonato bis-hidroxicobre

$[Ni(OH)]_3 AsO_4$ = arseniato tris-hidroxiníquel

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

- el cloruro hidroxizinc (II) puede ser representado como 2Zn(OH)Cl o como $\text{ZnCl}_2 \cdot \text{Zn(OH)}_2$
- el carbonato bis-hidroxicobre (II) puede ser representado 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 ser representado 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.

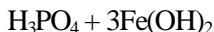
EJEMPLO 7.3

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 Fe(OH)^+ . Mediante la regla del intercambio de estados de oxidación se obtiene $[\text{Fe(OH)}]_3\text{PO}_4$. La fórmula anterior también puede ser representada como $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 3\text{Fe(OH)}_2$ que es igual a 2 veces $[\text{Fe(OH)}]_3\text{PO}_4$.

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



El ácido fosfórico produce 3 iones H^+ y cada una de las moléculas de hidróxido ferroso puede dar un ion OH^- . Entonces de la reacción se debe obtener 3 moléculas de agua:



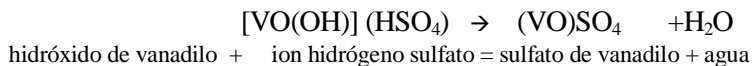
EJEMPLO 7.4

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

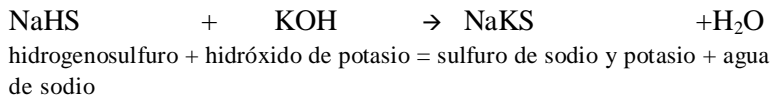
Respuesta:

En este caso el catión metálico contiene más de un grupo OH. Su nombre sistemático debe indicar que el catión contiene 2 grupos hidroxilo, por lo que el compuesto debe ser llamado *nitrito de dihidroxicromo* (III).

Está claro que una sal no puede ser acida y básica simultáneamente, puesto que las sales acidas contienen iones H^+ ionizables y las alcalinas contienen iones OH^- ionizables, que entre ellos se neutralizan. La sal $[VO(OH)](HSO_4)$ no puede existir ya que la reacción de neutralización ocurre de inmediato:

**Sales dobles****Sales de dos cationes**

Una sal acida puede aun disociar iones H^+ . Si este ion fuera neutralizado por el hidróxido de un catión diferente del 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 del (o los) aniones presentes. Por ejemplo, el sulfato de amonio y hierro (III) es



en la cual el catión amonio NH_4^+ tiene una carga positiva y el hierro (III) tiene 3. La suma de cargas positivas es 4. El ion sulfato SO_4^{2-} tiene 2 cargas negativas, por lo que la suma de cargas negativas es 4. La suma total de cargas es cero:

$$(+1) + (+3) + (-4) = 0$$

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 alto en el grupo. El nombre del ion amonio siempre precede. 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)

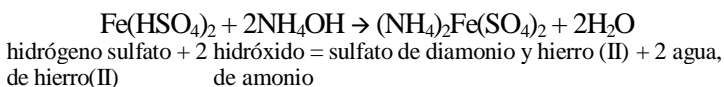
Algunas veces las sales dobles son, en realidad, mezclas de dos sales neutras. El último de los ejemplos anteriores, el carbonato de amonio y cobalto (II), puede escribirse como $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \cdot \text{Co}(\text{CO}_3)$. Existe un mineral llamado *carnaliia* que es el cloruro doble de potasio y magnesio: $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2$ o KMgCl_3 . Estos compuestos en realidad no son 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 $2x(+1) + (+2) + 2x(-2) = 0$, por lo que la fórmula es correcta. Una reacción de obtención probable es:



abrirse en capas. El yeso se forma por hidratación (adición de agua) de la anhidrita, operación en la que hay un aumento del 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 de la columna derecha

- | | |
|---|--------------------------------------|
| 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 floruro 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 acida 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

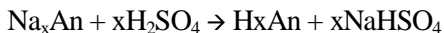
V. Complete las siguientes reacciones

1. $\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ _____ $+ \text{I}^-$
 2. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ _____ $+ \text{NO}_3^-$
 3. $\text{Br}_2\text{O}_5 \rightarrow$ _____ $+ \text{BrO}_3^-$
 4. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ $\text{CaHPO}_4 +$ _____ H_2O
 5. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ _____
 6. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ _____ $+ \text{H}_2\text{O}$
 7. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ _____ $+ 2$ _____
 8. $\text{NaHSO}_4 + \text{:NH}_3 \rightarrow$ _____
 9. $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow$ _____ $+ 2\text{H}_2\text{O}$
 10. $\text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ _____

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

- | | |
|---|---|
| 1. $\text{MO}_r^{\text{S}+}$ _____ | 5. $\text{MM}'\text{An}$ _____ |
| 2. H_xAn _____ | 6. $a\text{MAn} \cdot b\text{MAn}'$ _____ |
| 3. HpMOq _____ | 7. $\text{MH}_{x-y}\text{A}'_n$ _____ |
| 4. $[\text{M}(\text{OH})_n]_x\text{An}_{y-n}$ _____ | 8. $\text{MO}_q^{\text{P}-}$ _____ |

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

- el ácido sulfuroso H_2SO_3
- el ácido sulfhídrico H_2S
- el ácido bórico H_3BO_3
- el ácido hipoyodoso HIO

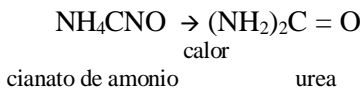
Compruebe que en cada reacción se cumple el balance de átomos.

Introducción a la nomenclatura de los compuestos orgánicos

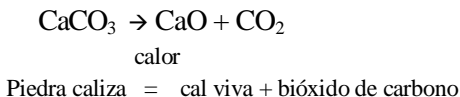
Los compuestos orgánicos

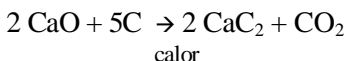
Durante mucho tiempo se ha discutido cómo dar una definición de "compuestos orgánicos" que englobe su inmensa variedad. Por algún tiempo se denominó a la química orgánica como "química del carbono" debido a la observación de que todos los compuestos orgánicos contienen a este elemento como parte fundamental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

Antiguamente se decía que la química orgánica agrupaba a los compuestos que tenían su origen en los seres vivos u "organismos". Si bien 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 "orgánico") a partir del cianato de amonio (un "inorgánico"):



Otro compuesto "puente" entre las definiciones tradicionales de las químicas orgánica e inorgánica es el acetileno, $\text{HC} = \text{CH}$. 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:



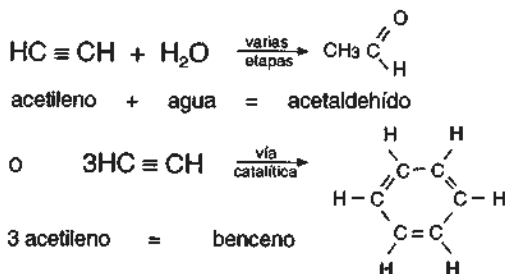


Cal + carbón mineral = Carburo de calcio + bióxido de carbono



Carburo de calcio + agua = acetileno + hidróxido de calcio

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 solventes, colorantes, plásticos, medicamentos, aglomerantes, etc. Aparte de éstos, los químicos desarrollan o identifican anualmente algunos cientos de estos 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.

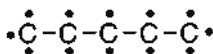
Características del carbono en los compuestos orgánicos

1. *El átomo de carbono tiende a formar 4 enlaces químicos en los compuestos orgánicos.* Esta característica tiene su origen en la configuración electrónica del átomo: ${}_6\text{C} = [\text{He}]2s^2 2p^2$, con 4 electrones externos, cuya representación de Lewis es

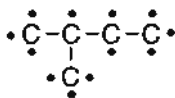


2. Los átomos de carbono pueden unirse entre ellos mismos. Esta capacidad es el origen de la gran cantidad de los compuestos "orgánicos". La unión de átomos de carbono puede conducir a estructuras lineales, ramificadas y cíclicas:

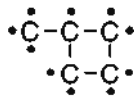
a) estructuras lineales:



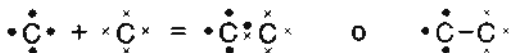
b) estructuras ramificadas:



c) estructuras cíclicas

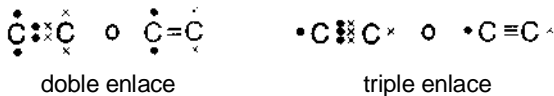


3. La unión entre dos átomos de carbono se realiza mediante la compartición de uno, dos o tres pares de electrones. Cuando la unión ocurre por la compartición de un par de electrones, cada carbono aporta un electrón y se dice que se forma un *enlace simple* o sencillo:



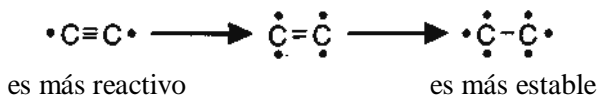
El enlace formado es *covalente* y resulta difícil de romper. Esta propiedad confiere al esqueleto de átomos de carbono gran estabilidad en las reacciones químicas.

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:



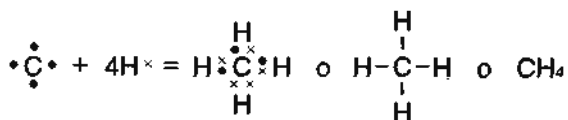
La fuerza de atracción de los átomos hacia los electrones que forman el doble o el triple enlace es *menor* que la que ejercen hacia los electrones que forman el enlace sencillo. Por esta razón los

compuestos que contienen dobles o triples enlaces son *más reactivos* que los que contienen sólo enlaces sencillos:

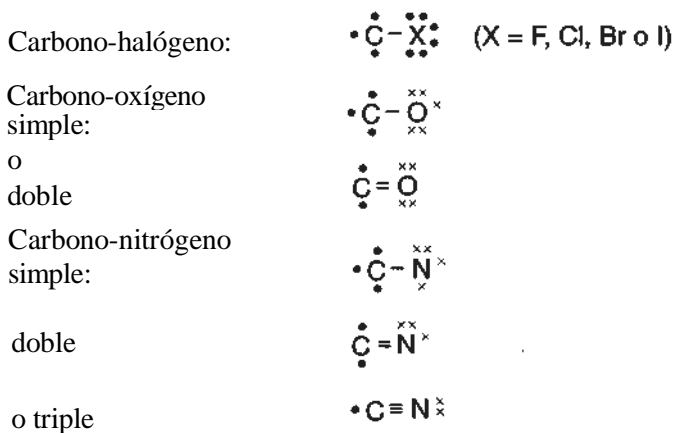


4. Los electrones no apareados de los esqueletos de átomos de carbono forman enlaces simples, dobles o triples con otros elementos, según la capacidad de combinación de cada uno. Los elementos que comúnmente participan en la formación de compuestos orgánicos son el *hidrógeno*, el *oxígeno*, el *nitrógeno*, 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:



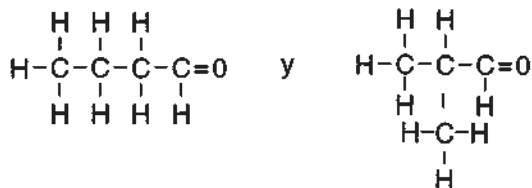
La raya (—) describe siempre a un enlace covalente e implica la compartición de dos electrones. Otros enlaces frecuentes son:



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.

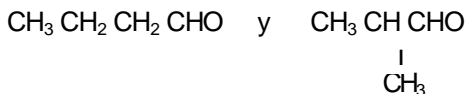
5. Las fórmulas de los compuestos pueden dar distintos grados de información respecto de la estructura de las moléculas:

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*.

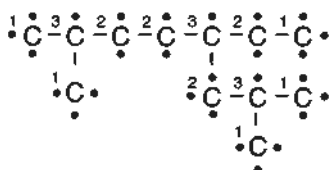
Las fórmulas semidesarrolladas no describen cada uno de los enlaces, sino la forma en que se unen los *grupos atómicos* dentro de las moléculas. Las fórmulas semidesarrolladas de los isómeros anteriores son:



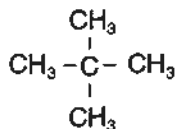
Nótese que se elimina la representación de los enlaces horizontales. Las anteriores son representaciones más compactas y cómodas que las desarrolladas, aunque se pierde la información de la forma en la que están unidos carbono, hidrógeno y oxígeno en el último grupo de cada molécula.

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), al oxígeno (CO_2 o H_2CO), etc. En estos casos las moléculas poseen sólo un átomo de carbono. Existen también los átomos de carbono *cuaternario*, cuando están unidos a cuatro átomos de carbono vecinos. El carbono central del neopentano es un ejemplo



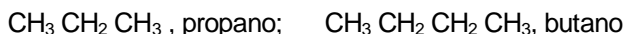
Según se dijo en la regla 1, no puede existir un orden de combinación superior a cuatro.

Los hidrocarburos

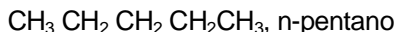
Son compuestos que únicamente contienen carbono e hidrógeno. Según la estructura de los esqueletos de átomos de carbono que contengan se pueden clasificar como: *a)* alcanos, *b)* alquenos, *c)* alquinos, *d)* hidrocarburos cíclicos y *e)* hidrocarburos aromáticos.

Aléanos

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



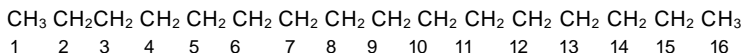
Los que siguen en número de átomos de carbono se nombran con el prefijo griego que indica el número de átomos de carbono y la terminación *-ano*. Cuando los esqueletos son lineales se antepone la letra n y un guión (n-). Por ejemplo:

**EJEMPLO 8.1**

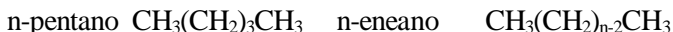
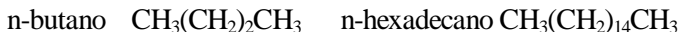
Escriba la fórmula semidesarrollada del n-hexadecano.

Respuesta:

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



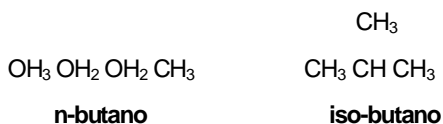
Existe otra fórmula semidesarrollada de un n-alcano y consiste en escribir dentro de un paréntesis el número de grupos $-\text{CH}_2-$ (Uamado metileno), que se repiten. Por ejemplo:



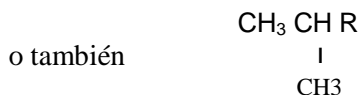
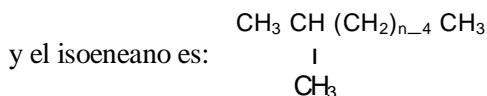
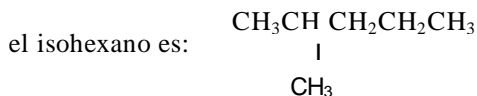
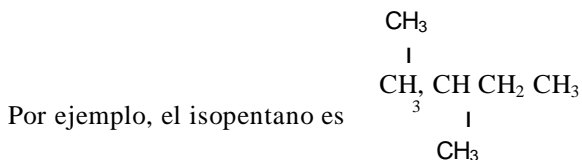
El hidrocarburo más corto que puede tener una ramificación es butano:

TABLA 8.1. Raíces de los nombres de los hidrocarburos, por el número de los átomos de carbono que contienen.

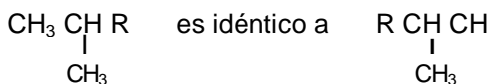
No	Nombre	No	Nombre	No.	Nombre	No.	Nombre
1	meta	6	hexa	11	endeca	22	doeicosa
2	eta	7	hepta	12	dodeca	30	triconta
3	propa	8	octa	13	trideca	31	entriconta
4	buta	9	nona	20	eicosa	40	tetraconta
5	penta	10	deca	21	eneicosa	etc.	



El nombre de la última fórmula dice que el compuesto es un isómero del butano, obtenido por ramificación. A partir de esta fórmula se puede obtener todo un conjunto de iso-alcanos que se caracteriza por la distribución de los 3 átomos carbonos terminales, según la estructura: $\text{CH}_3 \text{ CH} -$



donde R es un trozo lineal de alcano que contiene 3 átomos de carbono *menos* que el isoeneano. Está claro que

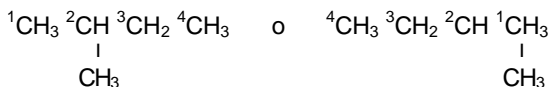


Aquí R tiene la forma de un hidrocarburo al que le falta un átomo de hidrógeno y, en su lugar, tiene un electrón no-apareado, que servirá para unirse al resto de la molécula. A esta especie se le llama *radical*. Los radicales de los alcanos se nombran sustituyendo la terminación -ano del nombre del 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.

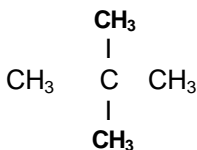
Tabla 8.2. Nombres y fórmulas de algunos radicales alquilo de uso frecuente.

$\text{CH}_3\bullet$	metil(o)	$\text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH}_2 \text{ CH}_2\bullet$	n-bulil(o)
$\text{CH}_3 \text{ CH}_2\bullet \text{ CH}_3$	etil(o)	$\text{CH}_3 \text{ CH CH}_2\bullet$	isobutil(o)
$\text{CH}_2 \text{ CH}_2\bullet$	n-propil(o)	CH_3	
$\text{CH}_3 \text{ CH}\bullet$	isopropil(o)	$\text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH}\bullet$	2(n-butil)(o)
CH_3		CH_3	
		CH_3	
		$\text{CH}_3 \text{ C}\bullet$	2 (2metilpropil)(o)
		CH_3	

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, 2dimetilpropano*:

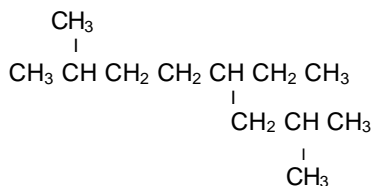


La nomenclatura sistemática de los alcanos ramificados consiste, entonces, en:

- 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.

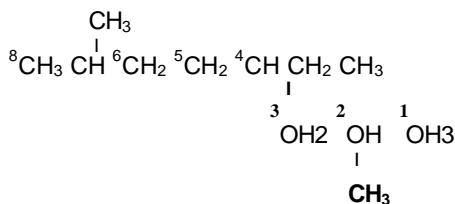
EJEMPLO 8.2

Asigne el nombre sistemático al alcano siguiente:



Respuesta:

1) La cadena más larga contiene 8 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 3 ramificaciones; un grupo metil en posición 2, otro en posición 7 y un grupo etil en posición 4. El nombre sistemático es:

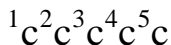
4etil - 2,7dimetiloctano

EJEMPLO 8.3

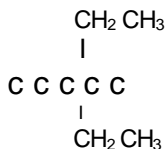
Escribir la fórmula semidesarrollada del 3,3 dietilpentano.

Respuesta:

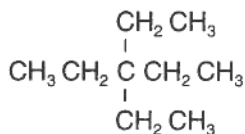
1) Escriba en forma lineal la cadena de carbonos más larga; enumere los átomos de 1 a 5:



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 3 hidrógenos, los intermedios (o secundarios) 2 y los sustituidos o ramificados deben completar a 4 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 contiene 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:

$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	eteno (etileno)	$\text{CH}_2 = \text{CH CH}_2 \text{ CH}_2 \text{ CH}_3$	1 penteno
$\text{CH}_3 \text{ CH} = \text{CH}_2$	propeno	$\text{CH}_3 \text{ CH} = \text{CH CH}_2 \text{ CH}_3$	2 penteno
$\text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH} = \text{CH}_2$	1 buteno	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{C CH}_2 \text{ CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	2 metil-1 buteno
$\text{CH}_3 \text{ CH} = \text{CH CH}_3$	2 buteno	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \text{ C} = \text{CH CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	2 metil-2 buteno
		$ \begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{CH CH}_2 \text{ CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $	3 metil-1 buteno

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.

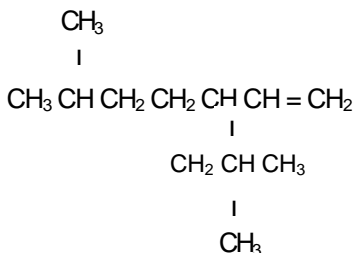
Existen los radicales alqueno que se obtienen formalmente por la eliminación de un átomo de hidrógeno (H^*) a un alqueno. Los más frecuentes son:

$CH_2 = CH \bullet$	etenil(o) o vinil(o)
$CH_2 = CH CH_2 \bullet$	3 (1 propenil(o)) o alilo
$\bullet CH = CH CH_3$	1 (1 propenil(o)) o 2 metil-1 vinilo
$CH_2 = C CH_3$	2 (1 propenil (o)) o 1 metil-1 vinilo

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

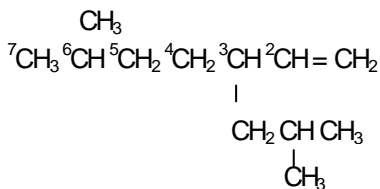
EJEMPLO 8.4.

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

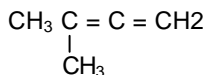
3) El nombre del hidrocarburo es

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

Los alquenos pueden tener más de un doble enlace. Los que tienen 2 dobles enlaces se llaman dienos, los que tienen 3, tríenos, 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:

$\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH}_2$ propadieno o aleño

Los hidrocarburos que contienen esta estructura hacen su nombre como si fueran hidrocarburos ramificados del aleño. Por ejemplo



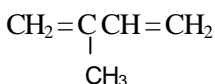
1,3 dimetil propadieno

1,1 dimetilpropadieno

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:



1,3 butadieno



2 metil -1, 3 butadieno (isopreno)



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 2 átomos de hidrógeno por cada doble enlace que contenga:

$\text{C}_n \text{H}_{2n+2-2x}$ (x = número de dobles enlaces). Es decir

$\text{C}_n \text{C}_{2n}$ para un monoalqueno

$\text{C}_n \text{H}_{2n-2}$ para un alcadieno

$\text{C}_n \text{H}_{2n-4}$ para un alcatrieno, etc.

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*:

$\text{H C} \equiv \text{CH}$ etino o acetileno

$\text{H C} \equiv \text{C CH}_3$ propino

$\text{HC} \equiv \text{C CH}_2 \text{CH}_3$ 1 butino y

$\text{CH}_3 \text{C} \equiv \text{CCH}_3$ 2 butino

EJEMPLO 8.5

Halle 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):

$\text{HC} \equiv \text{C CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_3$ 1 hexino o butilacetileno

$\text{CH}_3 \text{C} \equiv \text{C CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_3$ 2 hexino o 1 metil-2 propilacetileno

$\text{CH}_3 \text{CH}_2 \text{C}^s \text{C CH}_2 \text{CH}_3$ 3 hexino o 1,2 dietilacetileno

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{HC}^s \text{CCHCH}_2 \text{CH}_3 \end{array}$$
 3 metil -1 pentino o 2 butilacetileno

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{HC} \equiv \text{CCCH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$
 3,3dimetil-1butino o (2metil2 propil) acetileno o terbutil acetileno

$$\begin{array}{c} \text{HC}^E \text{C CH}_2 \text{CH CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$
 4 metil 1 pentino o isobutilacetileno

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \text{C} = \text{C CH CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$
 4 metil 2 pentino o metil-isopropilacetileno.

Los alquinos dan radicales *alquinilo*: por ejemplo:

$\text{HC} \equiv \text{C} \cdot$ etinilo o acetilenilo

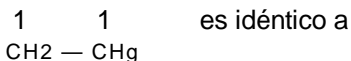
$\text{CH}_3 \text{C} \equiv \text{C} \cdot$ 1 (1 propinilo)

$\text{HC} \equiv \text{C CH}_2 \cdot$ 3 (1 propinilo)

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:



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



Ciclopropano



Ciclobutano



Ciclopentano



Ciclopenteno



Ciclohexeno

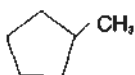


Ciclooctatetraeno

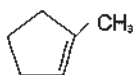


Ciclooctino

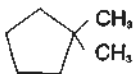
Cuando estos hidrocarburos presentan ramificaciones forman su nomenclatura como los de la cadena abierta. En los cicloalcanos el carbono 1 soporta la ramificación de menor peso molecular. En los cicloalquenos y cicloalquinos los carbonos 1 y 2 contienen al doble o al triple enlace:



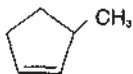
metilciclopentano



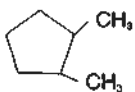
1 metilciclopenteno



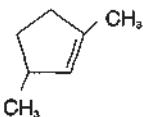
1, 1 dimetilciclopentano



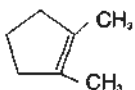
3 metilciclopenteno



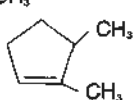
1, 2 dimetilciclopentano



1, 3 dimetilciclopenteno

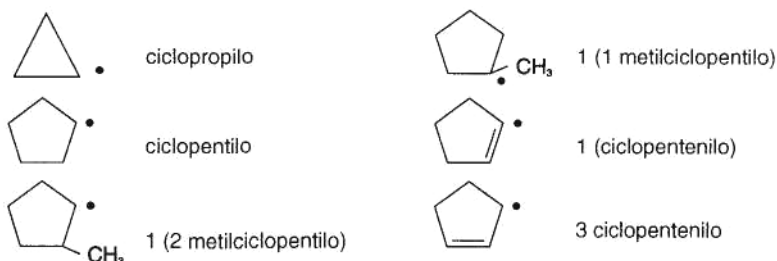


1, 2 dimetilciclopenteno

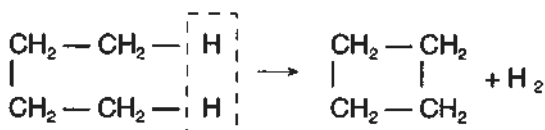


2, 3 dimetilciclopenteno

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 2 átomos de hidrógeno:



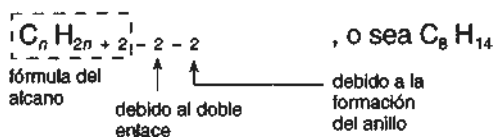
Los hidrocarburos *alictéricos* (o de cadena cerrada) deben tener una fórmula condensada igual a la del alifático, menos 2 átomos de hidrógeno.

EJEMPLO 8.6

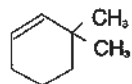
Escriba la fórmula condensada del 3,3 dimetilciclohexeno.

Respuesta:

Es un hidrocarburo C_8 (o sea, con 8 átomos de carbono), con un doble enlace y una unión cíclica. Su fórmula condensada es:



Compruebe con la estructura de la molécula:



Hidrocarburos aromáticos

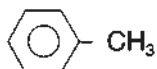
Una estructura cíclica particular, la del ciclohexatrieno, da origen a una estructura singular en la cual los dobles enlaces pueden ir girando:



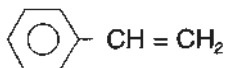
Esta rotación o deslocalización de los dobles enlaces confiere a la molécula mucha estabilidad. La molécula estable se llama benceno y su símbolo es C_6H_6 o



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 (véase tabla 8.3) o de las ramificaciones que estos esqueletos puedan presentar:

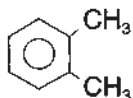


metilbenceno o tolueno

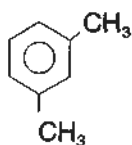


etenilbenceno, vinilbenceno

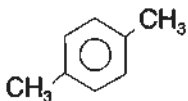
Cuando el benceno tiene 2 ramificaciones, éstas pueden ocurrir en 3 posiciones relativas. Las posiciones 1, 2 se llaman orto, las 1, 3 se llaman meta y las 1,4 se llaman para. Son ejemplos:



1, 2 dimetilbenceno, ortoxileno

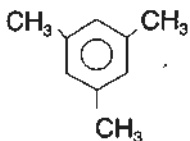


1, 3 dimetilbenceno, metaxileno

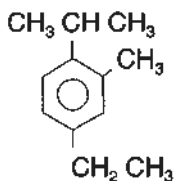


1, 4 dimetilbenceno, paraxileno

Cuando el benceno tiene 3 o más sustituyentes, la nomenclatura sigue las reglas anteriores:

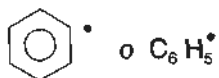


1, 3, 5 trimetilbenceno

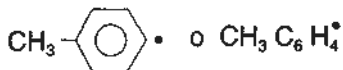


5 etil - 2 isopropil - 1 metilbenceno

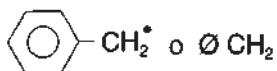
El benceno y los compuestos aromáticos pueden generar radicales. Los radicales arilo contienen al electrón no apareado sobre el núcleo aromático:



fenilo o \emptyset

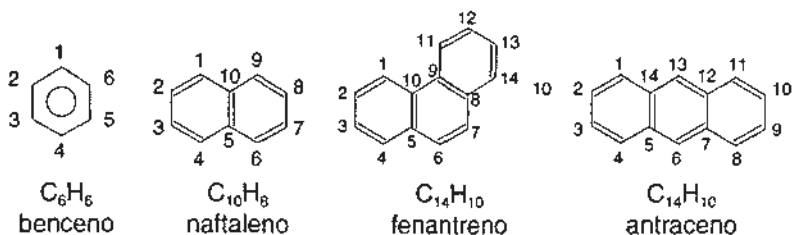


4 metilfenilo o paratoluilo



fenilmetilo o bencilo







Tabla 8.3. Núcleos aromáticos de uso frecuente

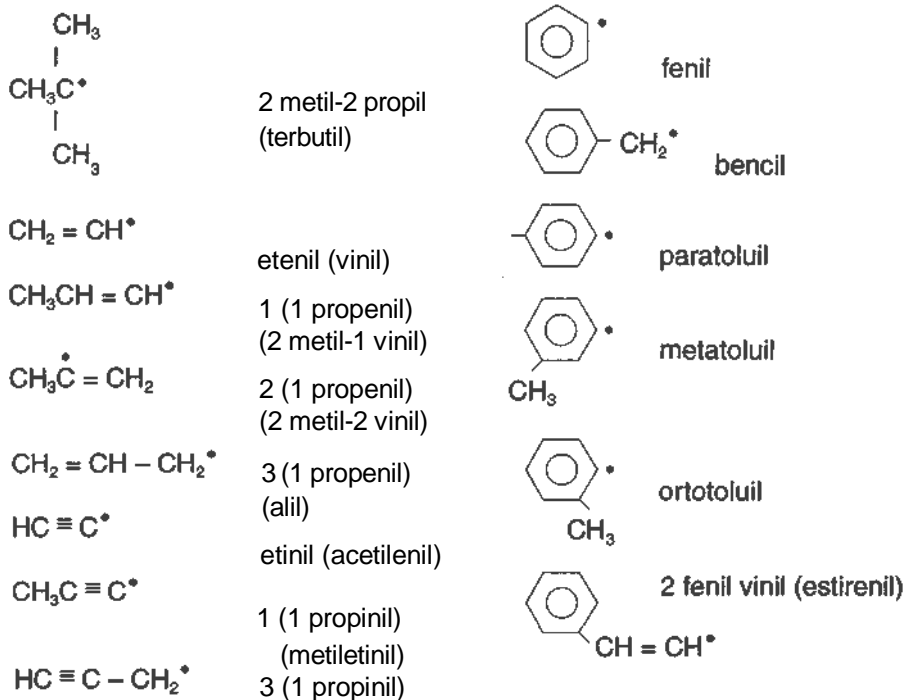


Cuando el electrón no apareado se encuentra sobre la ramificación, la nomenclatura corresponde a la de los radicales alquilo ramificados.

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

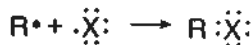
Tabla 8.4. Resumen de nombres y fórmulas de radicales de hidrocarburos de uso frecuente.

CH_3^\bullet	metil		
$CH_3CH_2^\bullet$	etil		ciclopropil
$CH_3CH_2CH_2^\bullet$	n-propil		ciclobutil
CH_3CH^\bullet CH_3	isopropil		ciclopentil
$CH_3(CH_2)_2CH_2^\bullet$	n-butil		ciclohexil 1
$CH_3CHCH_2^\bullet$ CH_3	isobutil (2 metil-1 propil)		ciclohexenil
$CH_3CH_2CH^\bullet$ CH_3	2 butil (sec-butil)		3 ciclohexenil



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

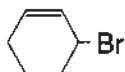
da el nombre que corresponde a las *sales halógenas* tomando al radical orgánico como un catión. Por ejemplo:



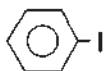
clorometano o cloruro de metilo 3



fluoropropeno o fluoruro de alilo



3 bromociclohexeno o bromuro de 3-ciclohexenilo



yodobenceno o yoduro de fenilo.

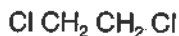
Los hidrocarburos pueden *polihalogenarse*, esto es, contener varios átomos de halógeno, iguales o diferentes. En estos casos se aplica la nomenclatura sistemática:



diclorometano



tetraclorometano (tetracloruro de carbono)



1,2 dicloroetano



1,1 dicloroetano

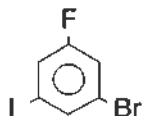


hexacloroetano



difluoro diclorometano

(comercialmente: "percloroetileno")



3 bromo - 1 flúor - 5 yodobenceno

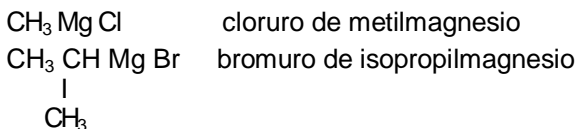
Compuestos organometálicos

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:



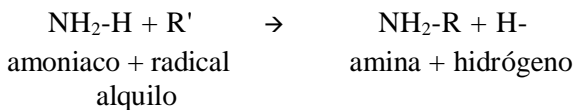
Una clase especial de organometálicos son los compuestos magnesianos mixtos de fórmula general RMgX . Su nomenclatura es semejante a la de las sales dobles, con el radical como catión, es decir, se lee la fórmula como haluro de (radical) magnesio:



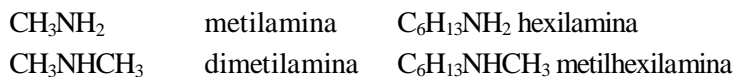
A éstos se les llama "reactivos de Grignard".

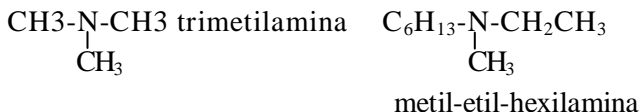
Aminas

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



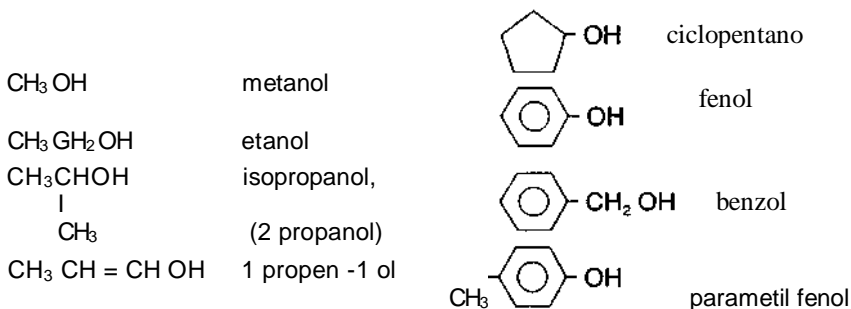
Las aminas se llaman *primarias* cuando contienen sólo un enlace nitrógeno-radical, o sea, cuando sólo se ha sustituido un hidrógeno del amoniaco; se llaman *secundarias* cuando hay dos radicales en la fórmula y *terciarias* cuando hay tres. La nomenclatura general consiste en dar los nombres de los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



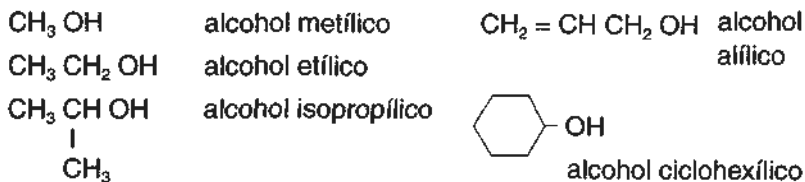


Alcoholes

La combinación de un radical R» con un grupo hidroxilo OH produce compuestos cuya fórmula es R-OH, llamados *alcoholes*. La nomenclatura sistemática de los alcoholes consiste en indicar el nombre del radical, cambiando la terminación *-il* por la terminación *-oh*




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*:



Existe otra nomenclatura para los alcoholes que consiste en llamar *carbinol* al grupo C - 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:

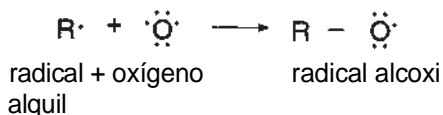
CH_3OH	carbinol	
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	metil carbinol	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{C} \end{array} \text{OH}$
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	etil carbinol	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{C} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \text{OH}$
$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \text{OH}$	dimetil carbinol	
		$\text{CH}_2 = \text{CHCH}_2\text{OH}$
		vinilcarbinol

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	1, 4 dihidroxibenceno (hidroquinona)
$\begin{array}{c} \text{HOCH}_2\text{CH} \\ \\ \text{OH} \end{array} \text{CH}_2\text{OH}$	1, 2, 3 propanotriol (glicerina)	

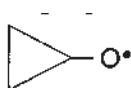
Radicales alcóxido

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

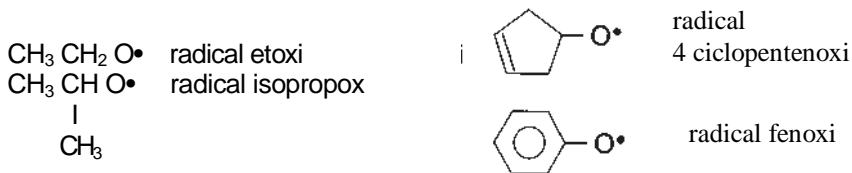


La nomenclatura de los radicales alcóxido se hace sustituyendo la terminación *-il* del alquil por la terminación *-oxi*:

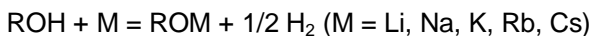
$\text{CH}_3\text{O}\cdot$ radical metoxi



radical ciclopropoxi

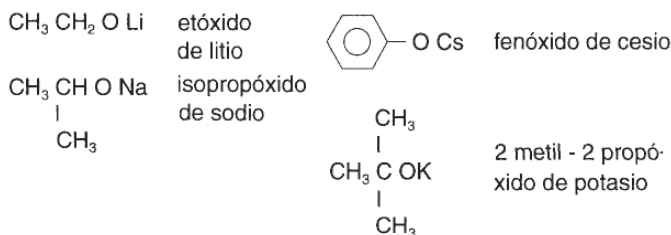


Los alcóxidos pueden unirse a átomos metálicos, en especial a los metales alcalinos para dar origen a los alcóxidos metálicos. La obtención corresponde a la reacción del metal con un alcohol:



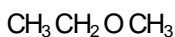
alcohol + metal = alcóxido + hidrógeno
 alcalino metálico

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

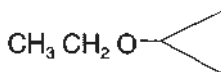


Éteres

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:



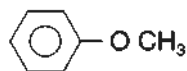
metil - etiléter



etil ciclopropil éter



metil isopropil éter

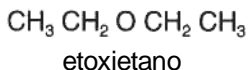
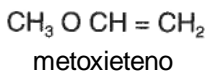
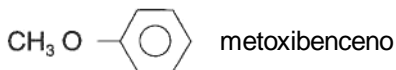


metil fenil éter

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

CH_3OCH_3 dimetiléter en lugar de metil-metiléter

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



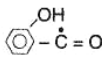
Compuestos carbonílicos

Se llama *carbonilo* al grupo $\text{C}=\text{O}$ (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.

Los radicales acilo contienen un radical alquilo unido al carbonilo. Su fórmula general es $\text{RC}=\text{O}$. 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 RCO aún

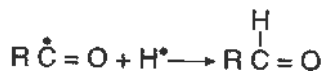
tiene un electrón no apareado, puede combinarse con un conjunto de átomos y radicales como son H", R*", X" y otros. El resultado de cada una de estas combinaciones genera una función química orgánica, algunas de las cuales describiremos brevemente.

Tabla 8.5. Fórmulas y nombres de los radicales acilo comunes

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre particular
$\text{H} \overset{\bullet}{\text{C}} = \text{O}$	metanoilo	formilo
$\text{CH}_3 \overset{\bullet}{\text{C}} = \text{O}$	etanoilo	acetilo
$\text{CH}_3 \text{CH}_2 \overset{\bullet}{\text{C}} = \text{O}$	propanoilo	propionilo
$\text{CH}_3 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \overset{\bullet}{\text{C}} = \text{O}$	n-butanoilo	butirilo i
$\text{CH}_3 \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} \overset{\bullet}{\text{C}} = \text{O}$	2 metil-propanoilo	sobutirilo
$\text{CH}_3 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \overset{\bullet}{\text{C}} = \text{O}$	pentanoilo	valerilo
$\text{CH}_3 (\text{CH}_2)_{14} \overset{\bullet}{\text{C}} = \text{O}$	n-hexadecanoilo	estearilo
$\text{C}_6\text{H}_5 \overset{\bullet}{\text{C}} = \text{O}$	fenilmetanoilo	toluenilo, bencilo
	2 hidroxifenilmetanoilo	salicililo
$\text{CH}_2 = \text{CH} \overset{\bullet}{\text{C}} = \text{O}$	propenoilo	acrililo

Aldehidos

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

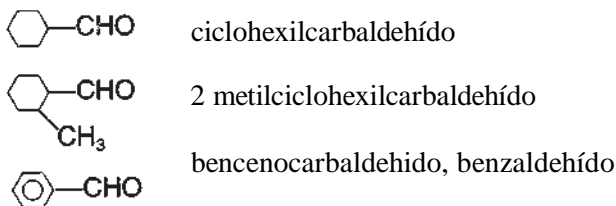


Estos compuestos se llaman *aldehidos*. Forman su nomenclatura cambiando la terminación *-oilo* del radical por la terminación *-al*, si se sigue la nomenclatura sistemática, o cambiando

la terminación *-ño* del radical por la terminación *-aldehído* en la nomenclatura vulgar. Por ejemplo:

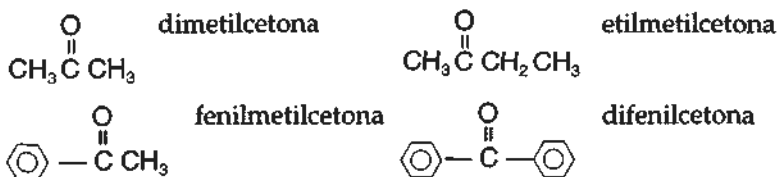
HCHO	metanal	formaldehído o formol
CH ₃ CHO	etanal	acetaldehído
CH ₂ = CH CHO	propenal	acrilaldehído o acroleína
OHC - CHO	etanodial	glioxal

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

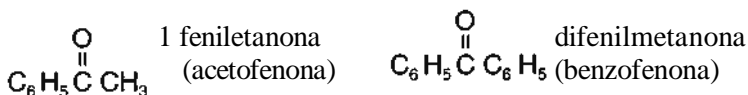
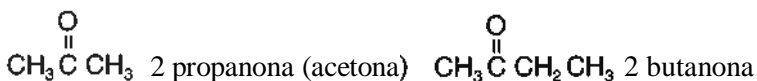


Cetonas

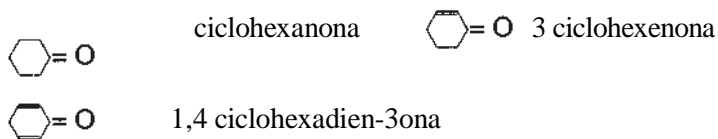
Las cetonas responden a la fórmula general $\text{R} \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} \text{R}'$, sea, son producto de la unión de un radical acilo con un radical alquilo. La nomenclatura más común indica la necesidad de enunciar los nombres de los dos radicales, seguidos de la palabra *cetona*,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



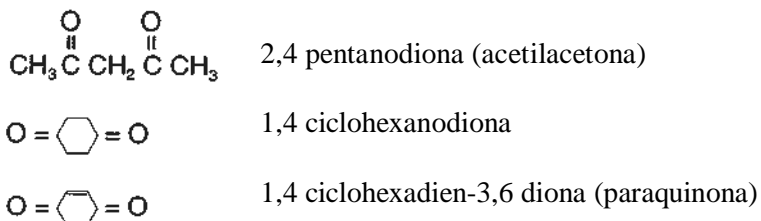
La nomenclatura sistemática consiste en dar el nombre que corresponde al hidrocarburo que tiene el mismo número de carbonos y hacerlo terminar en *-ona*, anteponiendo un número que indique la posición del carbonilo en la cadena de carbonos:



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:

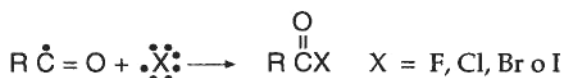


También puede suceder que en un esqueleto de átomos de carbono exista más de un grupo carbonilo:

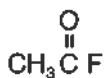


Halogenuros de acilo

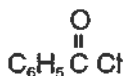
Son combinaciones de los radicales acilo con átomos de los elementos halógenos:



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:



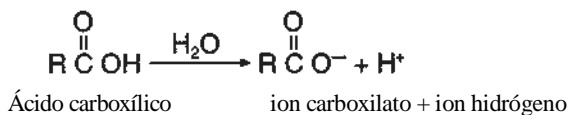
floruro de metanoilo o formilo



cloruro de fenilmetanoilo o bencilo

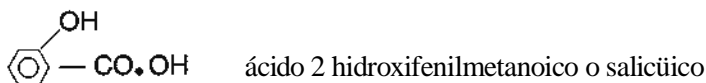
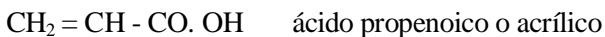
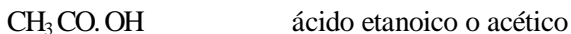
Ácidos carboxílicos

La unión del radical acilo con el grupo ÓH produce compuestos de fórmula RCO. OH, llamados ácidos carboxílicos. El grupo -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⁻.

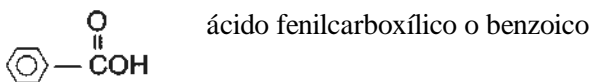
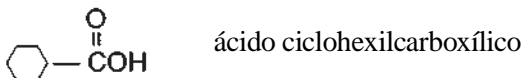


Los ácidos carboxílicos forman su nombre con la palabra ácido y el nombre del radical acilo, cambiando la terminación -

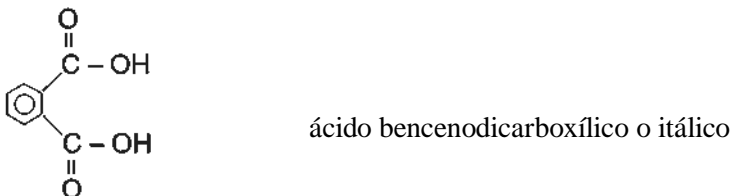
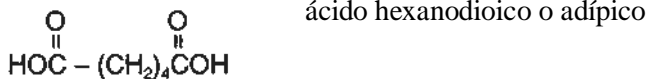
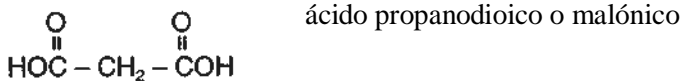
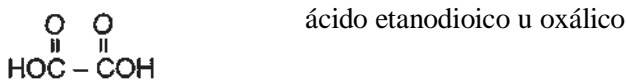
oilo por la terminación *-oxeo*. En la nomenclatura particular se cambia la terminación *-ilo* por *-ico*. Por ejemplo:



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



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 *-ico* o *-carboxñico*:



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+}):

HCCONa formiato de sodio

$(\text{CH}_3\text{CO.O})_2 \text{Ca}$ acetato de calcio

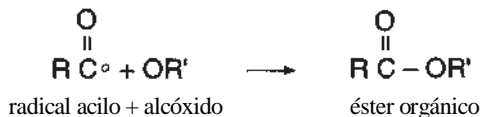
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16} \text{CO.ONH}_4$ estearato de amonio

$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14} \text{CO.OK}$ palmitato de potasio

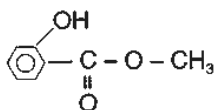
Las dos últimas sales provienen de ácidos de cadena larga, llamados *ácidos grasos*. Las sales de sodio, potasio o amonio de los ácidos grasos reciben el nombre de jabones.

Esteres

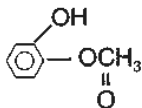
La unión de un radical acilo con un radical alcóxido produce un compuesto de fórmula general $\text{RCO-OR}'$ llamado *éster orgánico*:



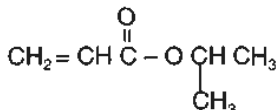
En la fórmula del éster se reconoce al anión carboxilato RCO.O^- y al radical alquilo R' . La nomenclatura de los ester es se hace indicando el nombre del anión carboxilato, la preposición *de* y el nombre del radical alquilo:



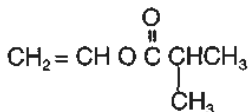
2 hidroxifenilmetanoato de metilo o
salicilato de metilo



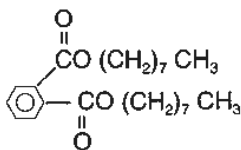
etanoato de 2 hidroxifenilo o acetato
de salióló



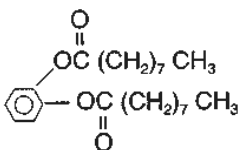
propenoato de 2 propilo, o
acrilato de isopropilo



2 metil-propenoato de etenilo, o
isobutirato de vinilo



benceno dicarboxilato de dioctilo, o
ftalato de dioctilo

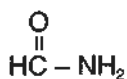


dinonanoato de 1,2 fenilo, o
dinomilato de ortofenilo

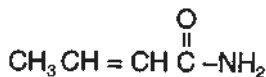
Amidas

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 ejemplifi-

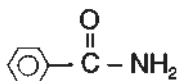
can. También se puede utilizar el nombre del radical acilo, sustituyendo la terminación *-ilo* por la palabra *amida*:



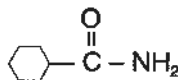
metanoamida o formamida



2 butenamida o crotonamida

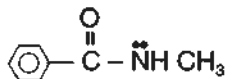


fenilmetanamida, fenilcarboxamida o benzamida

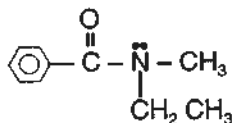


ciclohexilmetanamida o ciclohexilcarboxamida

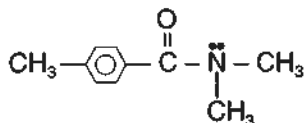
Los hidrógenos del grupo amida pueden estar sustituidos por radicales alquilo. Éstos se citan indicando la letra *N* antes del nombre del radical:



N-metil-benzamida



N, N etil, metil benzamida



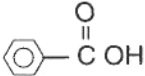
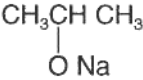
4, N, N trimetilbenzamida

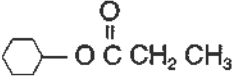
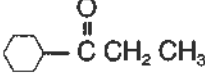
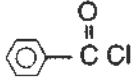
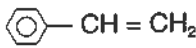
Autoevaluación

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. RNH ₂ | () | aldehído |
| 5. ROM | () | amida |
| 6. RCHO | () | cetona |
| 7. RCO.OH | () | éster |
| 8. RCO.R' | () | halogenuro de alquilo |
| 9. RCO.NH ₂ | () | hidrocarburo |
| 10. RCO-OR' | () | 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 =CHCH ₂ OH | () | éster orgánico |
| 3.  | () | amina |
| 4. O=CHCH ₂ CH=O | () | hidrocarburo |
| 5. CH ₃ NHCH ₃ | () | amida |

6. $\text{H} \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} \text{NH} \text{CH}_3$ alcóxido metálico
7.  cetona
8.  ácido carboxílico
9.  halogenuro de acilo
10.  aldehido

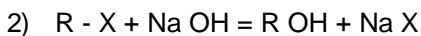
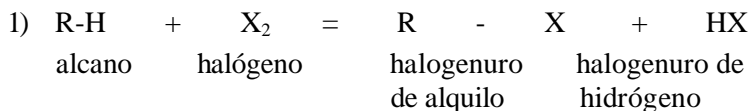
III. Indique el nombre sistemático (según la IUPAC) de cada uno de los compuestos del ejercicio II.

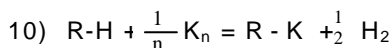
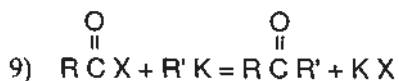
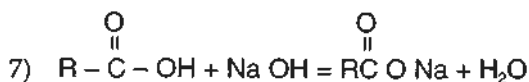
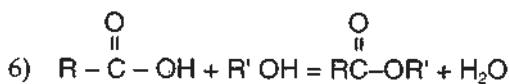
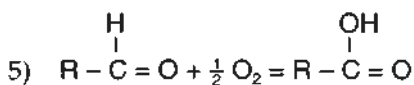
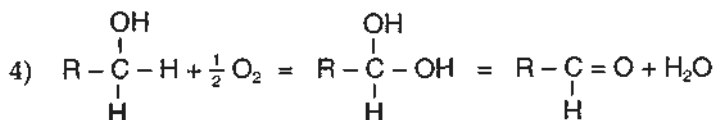
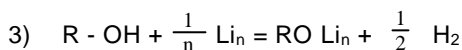
IV. Síntesis formales

En las siguientes reacciones se proponen métodos de síntesis de compuestos orgánicos. Éstos métodos son sólo formales (o sea, que 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 vinílico
3. isopreno

4. paraxileno
 5. hidroquinona
 6. anilina
 7. ácido 2 acetilsalicílico (aspirina)
 8. valerianato de isobutirilo
 9. acetona
 10. glicerina
- VI. Debe haber 7 isómeros que responden a la fórmula condensada C_4H_7Cl . Escriba sus fórmulas semidesarrolladas y dé a cada isómero su nombre sistemático.

Glosario

Ácido. Compuesto que produce iones hidrógeno H^+ cuando se disocia. Compuesto que al reaccionar con el agua, produce iones H_3O^+ . Si An es 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 $RCO.OH$, llamado también ácido orgánico. R es un radical de hidrocarburo, $CO.OH$ es un derivado del grupo carbonilo llamado *radical carboxilo*. Los ácidos carboxílicos pueden disociarse en agua dando los iones hidrógeno y 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, $CH_3CO.OH$ = ácido etanoico, la mayor parte de estos compuestos tiene 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 oxácido u oxigenado. Compuesto de fórmula general HMO 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 del elemento puede ser calculado con la fórmula $E.O. = 2q - p$. La nomenclatura sistemática consiste en indicar la palabra *ácido*, la raíz griega que corresponde a q seguido del término *oxo*

y el nombre del elemento M terminado en *ico*, y luego el número romano que indica el estado de oxidación de M, entre paréntesis, por ejemplo: el H_2CO_3 es el ácido trioxocarbónico(IV).

Sin embargo es más usual la nomenclatura trivial que consiste en indicar la palabra *ácido*, el 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: el HClO , el ácido monoxoclórico (I), es el ácido hipocloroso, el HClO_2 , el ácido dioxoclórico(III), es el ácido cloroso, el HClO_3 , el ácido trioxoclórico (V), es el ácido dórico, y el HClO_4 , el ácido tetraoxoclórico (VII), es el ácido perclórico.

Acilo, radical. Radical de fórmula general RCO ., que es la suma de un radical carbonilo :C=O y un radical de hidrocarburo. El nombre de estos radicales se hace con el nombre del hidrocarburo que tiene el mismo esqueleto de carbonos, haciéndolo terminar en *-oilo*, por ejemplo $\text{CH}_2 = \text{CHCO}$ propenoilo, aunque muchos de éstos tienen nombres particulares, por ejemplo: acrililo.

Actínido. Elemento que tiene su 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/de la tabla periódica. La configuración electrónica de los actínidos se da en la tabla 3.1 y los estados de oxidación formal se dan 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 , 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, aunque existe sinonimia vulgar para muchos de estos compuestos: 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. Forman su nombre con el del hidrocarburo que tiene el mismo esqueleto de átomos de carbono, haciéndolo terminar en *-oxi*, por ejemplo: CH_3O es el radical metoxi, el $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}$ es el radical fenoxi.

Aldehído. En un compuesto de fórmula general RCHO, o sea, proviene de la unión de un radical de hidrocarburo con un radical derivado del carbonilo :C=O que se llama *carbaldehído*, HC=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 con el particular del radical acilo correspondiente, terminando en *-aldehído*, como el 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, ser de cadena abierta y pueden o no tener ramificaciones. Cuando el hidrocarburo contiene sólo un doble enlace, su fórmula general condensada es C_nH_{2n} . Su nomenclatura es semejante a la de los alcanos, pero su nombre termina en *-eno*, por ejemplo, $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$, 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, etcétera, antes de la terminación *-eno*, por ejemplo: $\text{CH}_2=\text{CHCH}=\text{CH}_2$, 1,3 butadieno.

Alquilo, radical. Radical que proviene de eliminar un átomo de hidrógeno H' a un alcano. Su fórmula general es $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$. 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: $\text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_3$, 2 butilo.

Alquino. Hidrocarburo que se caracteriza por contener al menos un triple enlace en el esqueleto de átomos de carbono, ser de cadena abierta y puede tener o no ramificaciones. Cuando el hidrocarburo contiene sólo un triple enlace, su fórmula condensada es $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. Su nomenclatura es semejante a la de los alquenos, terminando en *-ino*: $\text{CH}_3\text{C}=\text{CCH}_3$, 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 y un grupo amido 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*: $\text{CH}_2=\text{CHCONH}_2$, 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 y en este caso son citados como ramificaciones en átomo de nitrógeno con la letra N: $\text{CH}_2=\text{CHCO.N}(\text{CH}_3)_2$, N, N dimetil propenamida.

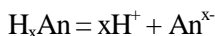
Amina. Compuesto orgánico que resulta de sustituir uno o más hidrógenos del amoníaco NH_3 por radicales de hidrocarburo. Se dice que la amina es *primaria*, *secundaria* o *terciaria* si uno, dos o tres hidrógenos han sido sustituidos: RNH_2 , $\text{RNH.R}'$ o $\text{RNR}'\text{R}''$. La nomenclatura más usual es la de indicar el(los) nombre(s) de el(los) radical(es) y la palabra *amina*: $\text{C}_2\text{H}_5\text{NHCH}_3$, 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 la cadena situadas en el átomo de nitrógeno. En el ejemplo anterior: N metil-etanamina. Muchos de estos compuestos tienen nombres particulares: la *anilina* es la fenilamina.

Anhídrido. Llámase frecuentemente anhídrido al óxido de un metal 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 bióxido 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 $\text{M}'_p(\text{MO}_q)$, 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' , siendo p e y simplificables. El nombre de estas sales se construye con el nombre del oxiácido originador, cambiando la terminación *ico* por la terminación *ato* o (si se usa la nomenclatura tradicional), 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 fnstrixocarbonato(IV) de dihierro(III) o carbonato de hierro(III) o, simplemente, "férrico".

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

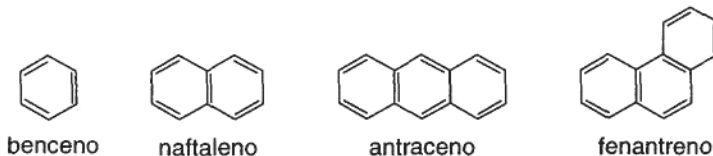
Aniones. Iones que tienen carga negativa. Pueden provenir de la adición de uno o más electrones a los átomos no metálicos, como es el caso de los iones cloruro Cl^- o sulfuro S^{2-} , o la extracción de un ion positivo a una molécula neutra, como es el caso de la disociación de los ácidos:



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

Arilo, radical. Radical que proviene de eliminar un átomo de hidrógeno H a un hidrocarburo aromático.

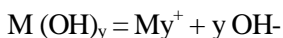
Aromáticos, compuestos. Son compuestos orgánicos que se caracterizan por contener núcleos o esqueletos de carbono semejantes al del benceno, naftaleno, etcétera. La característica común en estos núcleos es que son planos y tienen dobles enlaces alternados:



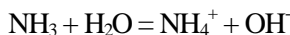
Átomo. Cantidad mínima de masa de un elemento que forma parte de un elemento, de un compuesto, o que puede participar en una reacción.

Atómico, símbolo. Letra o letras que representan al átomo de un elemento. El símbolo está relacionado con el nombre original del elemento. Por ejemplo H es hidrógeno, O es oxígeno y Ni el níquel. Asimismo P es fósforo (del latín *phosphorus*, luminoso, y Ag, plata, proviene de su nombre en 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:



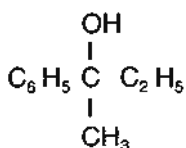
También son bases las sustancias que al reaccionar con el agua generan iones oxhidrilo:



Binarios, compuestos. Compuestos formados por dos elementos en su fórmula. Su fórmula general es $\text{A}_x \text{B}$ 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 aleo-

holes: C-OH. Los alcoholes primarios, secundarios y terciarios tienen unido uno, dos o tres radicales de hidrocarburo al grupo carbinol: RCH_2OH , $R.R'CHOH$ o $R. R'. R''COH$. Una nomenclatura de 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:



etil, fenil, metilcarbinol.

Carboxilo, radical. Véase *Ácidos carboxílicos*.

Carga formal. Es el número de electrones que un átomo ha ganado o perdido con el objeto de quedar químicamente combinado con otro u otros átomos. Cuando un átomo pierde electrones queda cargado positivamente, cuando los gana, negativamente. 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: AY^+ o B^{x-} como en el aluminio Al^{3+} o en el silicio 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 y se caracterizan por su gran estabilidad física y química, ya que sólo funden al estado líquido o reaccionan a muy altas temperaturas. Son ejemplos los óxidos de silicio SiO_2 , de aluminio Al_2O_3 y los de los elementos del bloque *f*.

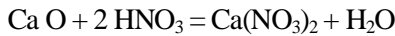
Cetonas. Compuestos orgánicos que resultan de unir dos radicales de hidrocarburo al grupo carbonilo, $:C=O$. Su fórmula general es $RCO.R'$ y su nomenclatura usual consiste en dar los nombres de los radicales R y R' seguidos de la palabra cetona:

$C_2H_5CO.CH_3$, etil metilcetona;

$CH_3CO.CH_3$, dimetilcetona(acetona);

$C_6H_5CO.CH_3$, 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, generalmente 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 bióxido 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 solvente y el soluto y el primero siempre es un líquido, el soluto puede ser un sólido (agua con sal), 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.)

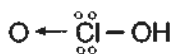
Compuestos. Son sustancias que contienen más de un elemento, químicamente unidos. El agua es un compuesto formado por hidrógeno y oxígeno en la proporción H_2O . El compuesto tiene siempre propiedades físicas diferentes de las que tienen los elementos que lo forman. La separación de los elementos que forman el 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 aclaración alguna 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*.

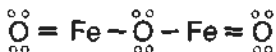
Configuración electrónica. Es la secuencia de los nombres de los orbitales ocupados por electrones en un átomo en estado fundamental. Por ejemplo, la configuración electrónica del $_{10}\text{Ne}$ es $1s^2 2s^2 2p^6$. La tabla 3.1 contiene un listado de las configuraciones electrónicas de los átomos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

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

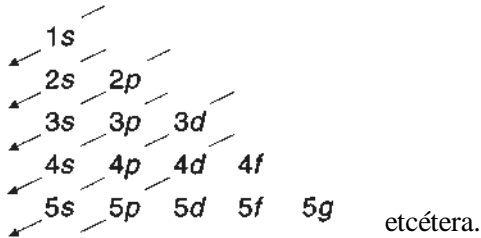
Coordinado, enlace. Enlace químico entre dos átomos que se caracteriza porque uno de los dos aporta los dos electrones necesarios para mantener la unión. Se acostumbra representar con una flecha pequeña que parte del átomo donador de los dos electrones y termina en el átomo aceptor. Un ejemplo es dado 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 química del óxido de hierro (III) Fe_2O_3 , la fórmula desarrollada es



Diagonales, regla de las. Recurso nemotécnico que se utiliza para recordar la secuencia del llenado de los orbitales atómicos en átomos de 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 , etcétera, y se llaman homoatómicas, o ser diferentes como en HCl , CuO , NaF , etcétera, y se llaman heteroatómicas.

Doble enlace. Entre los átomos A y B se establece un *doble enlace* cuando A cede 2 electrones para compartir con B, al igual que B cede 2 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.

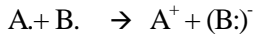
Electrones externos o exteriores. Son los electrones de un átomo que tienen el número cuántico n del valor más elevado. Son los últimos electrones descritos en la configuración electrónica del átomo y, cuando se utiliza el kernel, quedan fuera de él. En el ${}_{28}Ni$, por ejemplo, la configuración electrónica 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 de 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, los 18 electrones internos tienen la configuración electrónica del argón y los 10 restantes son electrones externos.

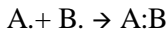
Elementos. Son sustancias puras que no pueden ser descompuestas en otras mediante procesos químicos. Son sustancias compuestas por átomos iguales y cuyas moléculas contienen sólo átomos iguales (moléculas homoatómicas).

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

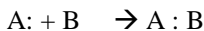
Enlace químico. Es el conjunto de fuerzas que mantiene unidos dos átomos. Estas fuerzas provienen de la *forma* en la cual los dos átomos comparten sus electrones. Cuando un átomo *cede* uno o más electrones a otro, el átomo donador adquiere una carga eléctrica positiva por cada electrón que cede, el 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 de los electrones externos, y en que puede visualizarse el sistema 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.

Esteres orgánicos. Compuesto que proviene de sustituir el hidrógeno ácido de un ácido carboxílico por un radical de hidrocarburo. Su fórmula general es $\text{RCO.OR}'$, 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: $\text{CH}_3\text{CO.OCH}_3$, acetato de metilo; $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO.OCH}_3$, 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. En 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 2 átomos de hidrógeno, uno de azufre y 4 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 RCO.OH en los que R es un radical de cadena larga, li o más átomos de carbono, frecuentemente lineal y algunas veces con dobles enlaces. Los más comunes son:

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

La esterificación de estos ácidos con la glicerina produce grasas y aceites y la reacción con hidróxidos metálicos da sales orgánicas y *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^-). Es un compuesto "organometálico" en el sentido de que tiene 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 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.

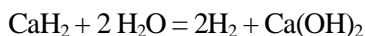
Hidrocarburos. Compuestos formados únicamente por átomos de carbono y átomos de hidrógeno en fórmula general C_xH_y . Los átomos de carbono están unidos entre sí formando esqueletos que pueden ser lineales, ramificados o cíclicos, unidos mediante enlaces sencillos, dobles o triples. Cuando los esqueletos de átomos de carbono son lineales, con o sin ramificaciones, con enlaces simples, dobles o triples, se generan los hidrocarburos *alifáticos*. Cuando estos esqueletos tienen al menos una cerradura, se generan los hidrocarburos *alícíclicos*. Hay una clase especial de hidrocarburos 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 $M(OH)_y$ 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 $Al(OH)_3$, 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*:

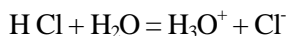


Hidroxilo. Es el nombre que se asigna al grupo OH. También se le llama oxhidrilo.

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} , etc. 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.

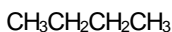
Ionización. Proceso de separación de iones a partir de una molécula neutra. Si la molécula es $\text{A}:\text{B}$, la separación de las especies A y B puede conducir a que la especie con mayor capacidad de atraer electrones se quede con el par que pertenece al enlace:



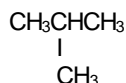
La especie A pierde el electrón con el que contribuyó a la formación del enlace, y entonces queda cargado positivamente. La especie B lo gana y queda negativamente cargado. La ruptura de un enlace sencillo que produce iones se llama *heterolítica*.

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 isótopos $^{14}_6\text{C}$ 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 donde ambos tienen como fórmula condensada a C_4H_{10} , pero sus estructuras son:



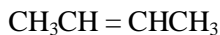
n-butano

2metil-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 1buteno 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 dando los átomos protio (^1_1H), deuterio (^2_1H) y tritio (^3_1H).

IUPAC. Siglas de la International Union of Pure and Applied Chemistry, que es la 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 únicamente 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*", etcétera.

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 - 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 deberán ser representados con símbolos arbitrarios, alrededor del símbolo del átomo. Por ejemplo, si E_j 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 E_1^{\bullet} . Si E_{18} 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 $\overset{\circ\circ}{\underset{\circ\circ}{\text{E}}}_{18} \circ\circ$

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 llama "número cuántico magnético". Este 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 $-l, -l+1, \dots, -1, 0, 1, \dots, +l-1, +l$. Por ejemplo, si $l=3$, los valores posibles de *m* son $-3, -2, -1, 0, 1, 2$ y 3 (son 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: $+1/2$; si la rotación del campo magnético asociado al electrón sigue la dirección contraria a las manecillas del reloj, o $-1/2$ si va en 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*. También debe llamarse *masa atómica promedio* debido a que la masa atómica de los elementos reportada en la mayoría de la 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.

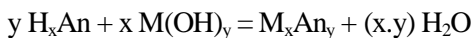
Masa atómica relativa. Es la masa de un átomo aislado comparada con la masa de un neutrón aislado. La masa de un neutrón aislado es muy semejante a la de $1/12$ del isótopo ^{12}C . A esta cantidad de materia se le conoce como *unidad de masa atómica u*, o *urna*.

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^+ se combina con un número idéntico de iones OH^- , 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 u.

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: ${}_zE$. 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: ${}^A_Z\text{E}$. 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 alquilmagnesianos, llamados *compuestos de Grignard*.

Oxidriló. Hidroxilo, anión HO^- , también el radical HO .

Oxiácido. Véase *Ácido oxácido*.

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 y , si es par, puede ser simplificado en la fórmula: $\text{E O}_{y/2}$. La clasificación actual de los óxidos comprende a los óxidos metáli-

eos 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 enlistan 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*: $\text{HOCH}_2\text{CHOH.CH}_2\text{OH}$.

Protón(es). Partícula del núcleo atómico que se caracteriza por tener carga positiva (carga del protón= 1.602×10^{-19} coulombios) y masa de 1.672×10^{-24} gramos.

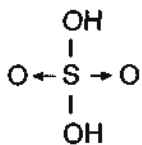
Radical. Molécula a la cual se le elimina un átomo, incluso el o los electrones de enlace. En el agua, por ejemplo, la molécula es $\text{H}:\text{O}:\text{H}$. Si se separa un átomo de hidrógeno, se forman los radicales: el hidroxilo HO. y el hidrógeno H. . La ruptura de un enlace simple en la que cada 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*).

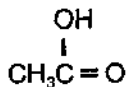
Reactivo, reactividad. Se dice del elemento o compuesto que reacciona con facilidad con los elementos o compuestos presentes habitualmente en el medio ambiente. Por definición, *reactivo* es la sustancia química de la cual se parte para efectuar una reacción.

Sales. Son compuestos que provienen de la unión de un catión con un anión originado en un ácido. Su fórmula general es $M_x An$, donde x es el número de oxidación del anión e 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 anfígenas, 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 deberá 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 $ns^x (n-2)f^v (n-1)d^y np^z$ (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 Hr 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 6 electrones, 3 de ellos provenientes de un átomo y 3 provenientes del otro: $A_x \cdot B$ o $A \equiv B$. Ejemplos de triples enlaces se encuentran en la molécula de nitrógeno N_2 , $:N \equiv N:$, la del cianuro de hidrógeno $HC \equiv N$ o en los alquinos $RC \equiv CR'$.

Unidad de masa atómica. Cantidad de masa que corresponde a 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 "urna" para significar la unidad de masa atómica. Actualmente se utiliza la sigla "u".

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

A

acidas, sales, 132
 ácido, 112,128
 ácido carboxílico, 177
 ácidos grasos, 179
 ácido hidrácido, 129
 ácido oxigenado, 112
 acilo, halógenuros de, 177
 acilo, radical, 173
 actínido, 54
 activos, elementos, 5
 alcalinos, metales, 53
 alcano, 151
 alcoholes, 170
 alcóxido, radical, 171
 aldehido, 174
 aleación, 4
 alicíclico, compuesto, 162
 alótropo, 68
 alqueno, 157
 alquilo, radical, 154
 alquino, 160
 amalgama, 4
 amida, 180
 amina, 169
 amoniaco, 93
 amonio, ion, 129
 anhídrido, 116
 anfígenos, sales, 121
 aniones, 64
 aniones oxigenados, 117
 aniones monoatómicos, 75 *t*
 arilo, radical, 165
 aromáticos, hidrocarburos, 164
 átomo(s), 6

B

bases, 110
 básicas, sales, 136
 binarias, sales, 102

binarios, compuestos, 85

C

capa electrónica, 51
 carbinol, grupo, 170
 carbonílicos, compuestos, 173
 carboxílicos, ácidos, 177
 carga formal, 70
 cationes, 64
 cationes monoatómicos, 77
 cationes oxigenados, 130
 cerámicos, óxidos, 84
 cetonas, 175
 cíclicos, hidrocarburos, 162
 coeficiente estequiométrico, 87
 componente, 4
 compuestos, 5
 compuestos binarios, 85
 compuestos carbonílicos, 173
 compuestos organometálicos, 168
 compuestos ternarios, 85
 condensadas, fórmulas, 150
 configuración electrónica, 41,46*t*
 constituyente, 4
 construcción, principio de, 40
 coordinado, enlace, 68

D

Desarrolladas, fórmulas, 150
 dativo, enlace, 68
 diagonales, regla de las, 43
 diatómicas, moléculas, 67
 diferencial, electrón, 51
 diimina, 93
 doble enlace, 67
 dobles, sales, 139

E

electrón, 16,171

electrones externos, 51
 electrones, "mar" de, 70
 electrones internos, 51
 elementos, 5
 energía, nivel de, 34,36,37f
 energía, subnivel de, 36, 37f
 enlace coordinado o dativo, 68
 enlaces dobles, 67
 enlace químico, 67
 enlace tricéntrico, 95
 enlaces triples, 68
 estabilidad química, 60
 estado de oxidación, 70,131
 estequiométrico, coeficiente, 87
 ésteres, 179
 éteres, 172
 exclusión, principio de, 41

F

formal, carga, 70
 fórmula condensada, 150
 fórmula desarrollada, 150
 fórmula semidesarrollada, 150
 fórmula química, 8,150
 función de onda, 34
 función química, 84,150

G

grasos, ácidos, 179
 Grignard, compuestos, 169
 grupo periódico, 53

H

halogenados, compuestos, 167
 halógenas, sales, 102
 heterogénea, sustancia, 3
 hidrácidos, 129
 hidracina, 93
 hidrocarburos, 90,151

hidrocarburos cíclicos, 162
 hidronio, 128
 hidróxidos, 108
 hidroxilo, 110
 hidruros, 86
 homoatómicas, moléculas, 66
 homogénea, sustancia, 3

I

inactivo, 60
 internos, electrones, 51
 ion(es), 64
 ion amonio, 129
 ion hidronio, 128
 isóbaros, 23
 isómeros, 150,161
 isótopos, 19
 IUPAC, 2

J

jabones, 179

K

kernel, 45

L

l,34
 lantánidos, 54
 Lewis, Gilbert Newton, 61
 Lewis, representación atómica, 61

M

m,34
 "mar" de electrones, 70
 masa, 3
 masa atómica relativa, 18,23t

materia, 3-
 molécula, 5
 moléculas diatómicas, 67
 moléculas homoatómicas, 66
 m_s , 34

N

n , 34
 neutralización, 124
 neutrones, 16, 17*t*
 nivel de energía, 34, 36, 37*f*
 núcleo del átomo, 17, 34
 nucleones, 19
 número atómico, 17, 23*t*
 número de masa, 18
 número de oxidación, 70

O

oclusión, 94
 octeto, regla del, 65
 ocupación, orden de, 42
 orbital, 34
 orden de combinación, 151
 organometálicos, compuestos, 168
 oxhidrilo, 110
 oxiácidos, 111
 oxidación, estado, regla, 99
 oxidación, número de, 70
 óxidos, 84, 95
 óxidos cerámicos, 84
 oxigenada, agua, 3, 101
 oxigenado, ácido, 112
 oxianiones, 122

P

parafinas, 152
 peróxidos, 101
 periódica, tabla, 53, 55*t*
 periodicidad, 53

periodo, 54
 polioles, 171*t*
 protón, 16, 17*t*

R

radical, 154
 radical acilo, 173
 radical alcóxido, 171
 radical arilo, 165
 reactivo, 60
 regla de las diagonales, 43

S

sales, 85
 sales ácidas, 132
 sales anfígenas, 121
 sales básicas, 136
 sales dobles, 139
 sales halógenas, 102
 semidesarrolladas, fórmulas, 150
 silanos, 92
 símbolos, 7, 12*t*, 14*t*
 solución, 4
 subnivel de energía, 36, 37*f*
 sustancia, 3
 sulfanos, 92

T

tabla periódica, 53, 55*t*
 tablero, orbitales en un, 43
 ternarios, compuestos, 85
 tricéntrico, enlace, 95
 triple enlace, 68

U

unidad de masa atómica, 18
 UIQPA, 2

9 789701 005187
 ISBN: 970-10-0518-X

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

GRUPOS →

METALES (Verde)
 NO METALES (Rojo)
 METALOIDES (Amarillo)
 GASES NORLES (Azul)

P E R I O D O S
 1 2 3 4 5

Nombre Atómico: **Li**
 Símbolo: **Li**
 Número Atómico: **3**
 Estado de Oxidación: **+1**
 Configuración Electrónica: **1s² 2s¹**
 Peso Atómico: **6.941**
 Electronegatividad: **0.98**
 Nombre: **Litio**

Legenda:
 Símbolo: { Negro: Símbolo; Rojo: Líquido; Verde: Gaseoso; Azul: Sólido}
 Estado de Oxidación: { Negro: Símbolo; Rojo: Líquido; Verde: Gaseoso; Azul: Sólido}

PERIODO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																									
GRUPO	1 A	2 A	3 B	4 B	5 B	6 B	7 B	8	9	10	11	12	13 A	14 A	15 A	16 A	17 A	18 A																									
1	H ⁺ 1.008	He ⁰ 4.003											B ³⁺ 10.811	C ⁴⁺ 12.011	N ⁵⁺ 14.007	O ²⁺ 15.999	F ¹⁺ 18.998	Ne ⁰ 20.180																									
2	Li ⁺ 6.941	Be ²⁺ 9.012	B ³⁺ 10.811	C ⁴⁺ 12.011	N ⁵⁺ 14.007	O ²⁺ 15.999	F ¹⁺ 18.998	Ne ⁰ 20.180	Na ⁺ 22.990	Mg ²⁺ 24.305	Al ³⁺ 26.982	Si ⁴⁺ 28.086	P ⁵⁺ 30.974	S ⁶⁺ 32.06	Cl ¹⁺ 35.453	Ar ⁰ 39.948	Kr ⁰ 83.80	Xe ⁰ 131.29	Rn ⁰ 222																								
3	Na ⁺ 22.990	Mg ²⁺ 24.305	Al ³⁺ 26.982	Si ⁴⁺ 28.086	P ⁵⁺ 30.974	S ⁶⁺ 32.06	Cl ¹⁺ 35.453	Ar ⁰ 39.948	K ⁺ 39.098	Ca ²⁺ 40.078	Sc ³⁺ 44.956	Ti ⁴⁺ 47.88	V ⁵⁺ 50.942	Cr ⁶⁺ 52.00	Mn ⁷⁺ 54.938	Fe ²⁺ 55.845	Co ²⁺ 58.933	Ni ²⁺ 58.69	Cu ²⁺ 63.546	Zn ²⁺ 65.38	Ga ³⁺ 69.723	Ge ⁴⁺ 72.63	As ³⁺ 74.922	Se ⁴⁺ 78.96	Br ¹⁺ 79.904	Kr ⁰ 83.80	Rb ⁺ 85.468	Sr ²⁺ 87.62	Y ³⁺ 88.906	Zr ⁴⁺ 91.224	Nb ⁵⁺ 92.906	Mo ⁶⁺ 95.94	Tc ⁷⁺ 98.906	Ru ²⁺ 101.07	Rh ³⁺ 102.905	Pd ²⁺ 106.42	Ag ¹⁺ 107.868	Cd ²⁺ 112.411	In ³⁺ 114.818	Sn ⁴⁺ 118.710	Pb ²⁺ 207.2	Bi ³⁺ 208.980	Po ²⁺ 209
4	K ⁺ 39.098	Ca ²⁺ 40.078	Sc ³⁺ 44.956	Ti ⁴⁺ 47.88	V ⁵⁺ 50.942	Cr ⁶⁺ 52.00	Mn ⁷⁺ 54.938	Fe ²⁺ 55.845	Co ²⁺ 58.933	Ni ²⁺ 58.69	Cu ²⁺ 63.546	Zn ²⁺ 65.38	Ga ³⁺ 69.723	Ge ⁴⁺ 72.63	As ³⁺ 74.922	Se ⁴⁺ 78.96	Br ¹⁺ 79.904	Kr ⁰ 83.80	Rb ⁺ 85.468	Sr ²⁺ 87.62	Y ³⁺ 88.906	Zr ⁴⁺ 91.224	Nb ⁵⁺ 92.906	Mo ⁶⁺ 95.94	Tc ⁷⁺ 98.906	Ru ²⁺ 101.07	Rh ³⁺ 102.905	Pd ²⁺ 106.42	Ag ¹⁺ 107.868	Cd ²⁺ 112.411	In ³⁺ 114.818	Sn ⁴⁺ 118.710	Pb ²⁺ 207.2	Bi ³⁺ 208.980	Po ²⁺ 209								
5	Rb ⁺ 85.468	Sr ²⁺ 87.62	Y ³⁺ 88.906	Zr ⁴⁺ 91.224	Nb ⁵⁺ 92.906	Mo ⁶⁺ 95.94	Tc ⁷⁺ 98.906	Ru ²⁺ 101.07	Rh ³⁺ 102.905	Pd ²⁺ 106.42	Ag ¹⁺ 107.868	Cd ²⁺ 112.411	In ³⁺ 114.818	Sn ⁴⁺ 118.710	Pb ²⁺ 207.2	Bi ³⁺ 208.980	Po ²⁺ 209	Kr ⁰ 83.80	Rb ⁺ 85.468	Sr ²⁺ 87.62	Y ³⁺ 88.906	Zr ⁴⁺ 91.224	Nb ⁵⁺ 92.906	Mo ⁶⁺ 95.94	Tc ⁷⁺ 98.906	Ru ²⁺ 101.07	Rh ³⁺ 102.905	Pd ²⁺ 106.42	Ag ¹⁺ 107.868	Cd ²⁺ 112.411	In ³⁺ 114.818	Sn ⁴⁺ 118.710	Pb ²⁺ 207.2	Bi ³⁺ 208.980	Po ²⁺ 209								
6	Cs ⁺ 132.905	Ba ²⁺ 137.327	La ³⁺ 138.905	Hf ⁴⁺ 178.49	Ta ⁵⁺ 180.948	W ⁶⁺ 183.84	Re ⁷⁺ 186.207	Os ⁸⁺ 190.23	Ir ³⁺ 192.222	Pt ²⁺ 195.084	Au ¹⁺ 196.967	Hg ²⁺ 200.59	Tl ³⁺ 204.38	Pb ²⁺ 207.2	Bi ³⁺ 208.980	Po ²⁺ 209	Kr ⁰ 83.80	Cs ⁺ 132.905	Ba ²⁺ 137.327	La ³⁺ 138.905	Hf ⁴⁺ 178.49	Ta ⁵⁺ 180.948	W ⁶⁺ 183.84	Re ⁷⁺ 186.207	Os ⁸⁺ 190.23	Ir ³⁺ 192.222	Pt ²⁺ 195.084	Au ¹⁺ 196.967	Hg ²⁺ 200.59	Tl ³⁺ 204.38	Pb ²⁺ 207.2	Bi ³⁺ 208.980	Po ²⁺ 209										
7	Fr ⁺ 223	Ra ²⁺ 226	Ac ³⁺ 227	Unq ⁴⁺ 261	Unp ⁵⁺ 262	Unh ⁶⁺ 263	Uns ⁷⁺ 264	Uno ⁸⁺ 265	Uno ⁹⁺ 266	Uno ¹⁰⁺ 267	Uno ¹¹⁺ 268	Uno ¹²⁺ 269	Uno ¹³⁺ 270	Uno ¹⁴⁺ 271	Uno ¹⁵⁺ 272	Uno ¹⁶⁺ 273	Uno ¹⁷⁺ 274	Uno ¹⁸⁺ 275																									

★ LANTANIDOS	6	Lu ³⁺ 174.967	Yb ²⁺ 173.054	Tm ³⁺ 168.930	Er ³⁺ 167.259	Ho ³⁺ 164.930	Dy ³⁺ 162.502	Tb ³⁺ 158.925	Gd ³⁺ 157.25	Eu ³⁺ 151.964	Sm ³⁺ 150.36	Pm ³⁺ 144.913	Nd ³⁺ 144.242	Md ³⁺ 148.910	U ⁴⁺ 238.029	Th ⁴⁺ 232.037	Ce ³⁺ 140.12	La ³⁺ 138.905	6
★ ACTINIDOS	7	Lr ³⁺ 260.106	No ²⁺ 289	Md ³⁺ 288	Fm ³⁺ 287	Es ³⁺ 286	Cf ³⁺ 285	Bk ³⁺ 284	Cm ³⁺ 283	Am ³⁺ 282	Pu ³⁺ 281	Np ³⁺ 280	Mp ³⁺ 279	U ⁴⁺ 238.029	Th ⁴⁺ 232.037	Pa ⁴⁺ 231.036	Ac ³⁺ 227	7	

Los valores del peso atómico entre paréntesis corresponden al valor del isótopo más estable.

