

Hugo E. Solís Correa

Nomenclatura Química



aCl

NaCl

CO

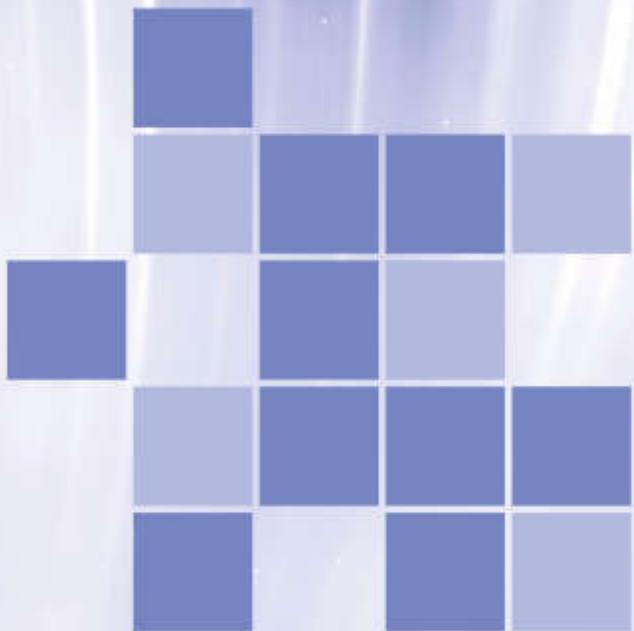
Mg₂

Nomenclatura
química



CD interactivo en esta edición





NOMENCLATURA QUÍMICA





NOMENCLATURA QUÍMICA

Hugo E. Solís Correa

PRIMERA EDICIÓN EBOOK
MÉXICO, 2014

GRUPO EDITORIAL PATRIA

Para establecer comunicación
con nosotros puede hacerlo por:



correo:
Renacimiento 180, Col. San Juan
Tlhuaca, Azcapotzalco,
02400, México, D.F.



fax pedidos:
(01 55) 5354 9109 • 5354 9102



e-mail:
info@editorialpatria.com.mx



home page:
www.editorialpatria.com.mx

Dirección editorial: Javier Enrique Callejas
Coordinación editorial: Estela Delfin Ramírez
Diseño de interiores: Juan Castro Salgado (TROCAS)
Diseño de portada: Juan Bernardo Rosado Solis
Supervisor de prensa: Gerardo Briones González
Fotografías: Jupiter Images Unlimited

Revisión técnica
Irma Delfin Alcalá
Universidad Nacional Autónoma de México

Nomenclatura Química

Derechos reservados:

© 2014, Hugo Eduardo Solis Correa
© 2014, GRUPO EDITORIAL PATRIA, S.A. DE C.V.
Renacimiento 180, Colonia San Juan Tlhuaca
Delegación Azcapotzalco, Código Postal 02400, México, D.F.

Miembro de la Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana
Registro Núm. 43

ISBN ebook: 978-607-438-928-9

Queda prohibida la reproducción o transmisión total o parcial del contenido
de la presente obra en cualesquiera formas, sean electrónicas o mecánicas,
sin el consentimiento previo y por escrito del editor.

Impreso en México
Printed in Mexico

Primera edición ebook: 2014



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 (ES-POL) 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 áto-



mos 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



Contenido

Prólogo

1. Nomenclatura química. Conceptos fundamentales	2
En busca de la unidad	3
Compuestos y elementos	4
Moléculas y átomos. Símbolos y fórmulas	4
Objeto de la nomenclatura química	6
Autoevaluación	6
2. Los elementos	9
Nombres de los elementos	10
Átomos de los elementos	13
Masa atómica de los elementos	14
Símbolo atómico completo	14
Autoevaluación	21
3. La configuración electrónica de los átomos y la tabla periódica	25
Orbitales atómicos y números cuánticos	26
Niveles de energía	27
Principio de construcción	31
Uso del kernel	34
Configuración electrónica y propiedades químicas	39
Autoevaluación	43
4. Los iones monoatómicos y su nomenclatura	45
Estabilidad de los elementos	46
Representaciones de Lewis	47
Formación de iones y regla del octeto	48
Moléculas homoatómicas	51
Carga formal y número de oxidación	53
Estados de oxidación comunes	54
Nomenclatura de los aniones monoatómicos	57



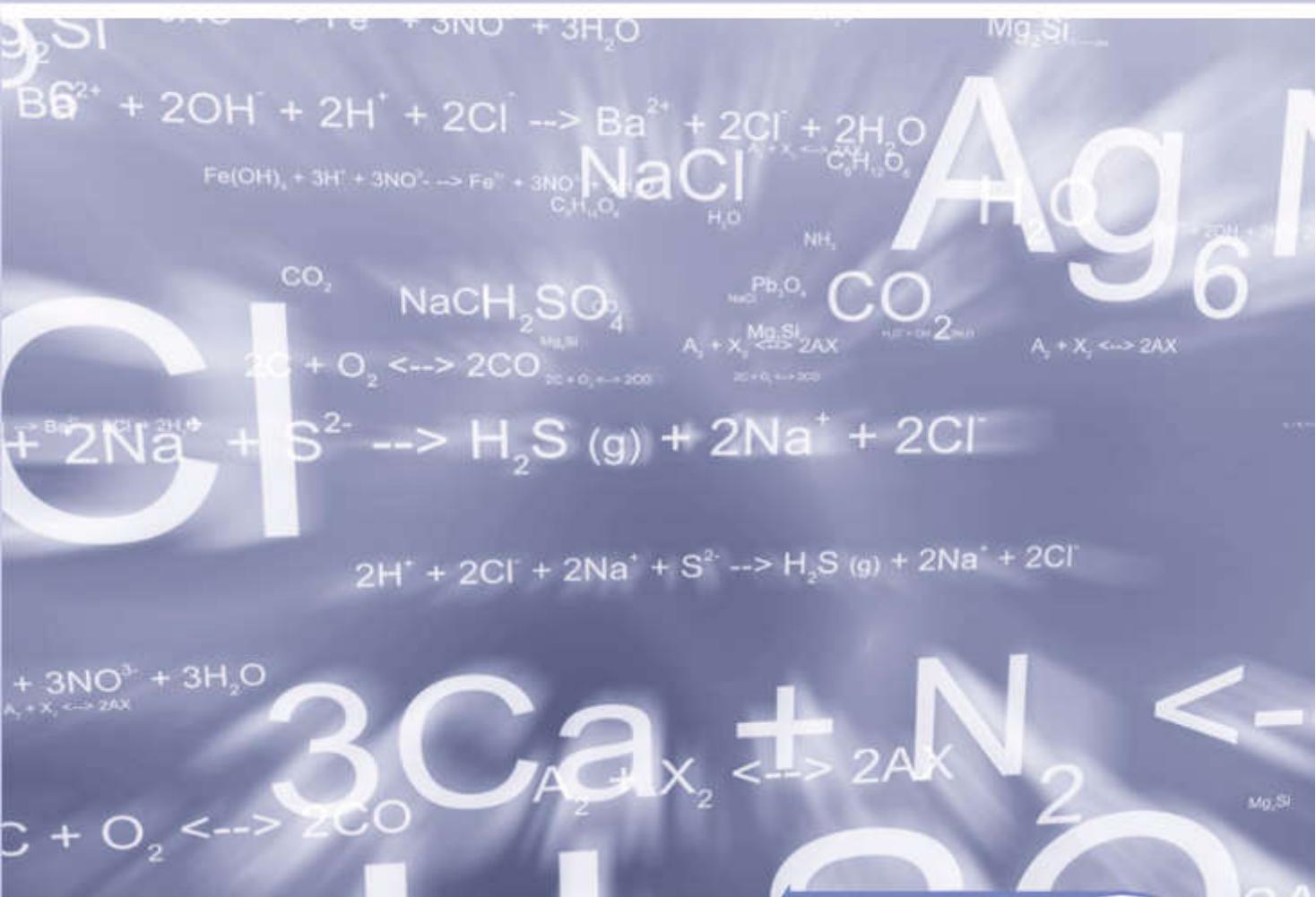
Nomenclatura de los cationes monoatómicos.....	58
Autoevaluación	60
5. Nomenclatura de los compuestos binarios.....	63
Funciones químicas	64
Clasificación de los compuestos por el número de elementos diferentes que contienen.....	65
Hidruros	65
Hidruros con nomenclatura convencional	68
Otros hidruros	68
Óxidos.....	72
Nomenclatura de los óxidos.....	76
Nomenclatura de los peróxidos	77
Sales binarias	77
Autoevaluación	78
6. Compuestos ternarios	81
Hidróxidos metálicos	82
Oxiácidos	84
Nomenclatura de los aniones oxigenados.....	89
Sales anfígenas.....	93
Autoevaluación	96
7. Funciones compuestas	99
Cationes poliatómicos.....	100
Sales ácidas	103
Sales básicas	106
Sales dobles	108
Sales hidratadas	110
Autoevaluación	111
8. Introducción a la nomenclatura de los compuestos orgánicos.....	115
Compuestos orgánicos	116
Características del carbono en los compuestos orgánicos	117



Hidrocarburos	120
Alcanos	120
Alquenos	124
Alquinos	127
Hidrocarburos cíclicos	128
Hidrocarburos aromáticos	130
Compuestos halogenados	133
Compuestos organometálicos	134
Aminas	135
Alcoholes	135
Radicales alcóxido	136
Éteres	137
Compuestos carbonílicos	138
Aldehídos	139
Cetonas	139
Halogenuros de acilo	140
Ácidos carboxílicos	141
Ésteres	142
Amidas	143
Autoevaluación	144



Nomenclatura química



1

Conceptos fundamentales

Existen reglas de nomenclatura para designar a los individuos pertenecientes a los reinos animal, vegetal y mineral, así 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 cattus* y los *alumbres*, como el sulfato de aluminio y amonio, son las rocas constituidas por sulfatos de un ion alcalino y un metal trivalente.

La **nomenclatura química** contiene las reglas que nos permiten 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.

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 y denominada en español 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 del siglo xx recibió el nombre de cloruro mercúrico, que le corresponde debido a su composición $HgCl_2$, y que actualmente se llama cloruro de mercurio (II). Existe otro compuesto que contiene cloro y mercurio, el $HgCl$, que 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 función de la nomenclatura sistemática es la de asignar el nombre a sustancias puras. Hay dificultades para definir la palabra **sustancia** y para decir cuándo es “pura”. Por ejemplo, existe un conjunto de productos comerciales denominados “agua oxigenada”. Todos ellos contienen agua y peróxido de hidrógeno, aunque la concentración de este último varía de 3 a 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 común 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 distingible. 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 dióxido 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 por lo general se aplica 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 líquida. Al mezclarse, los gases dan lugar a soluciones. El aire atmosférico, que contiene mayoritariamente nitrógeno (79%) y oxígeno (20%) es un ejemplo. Los sólidos difícilmente forman soluciones entre ellos, pues tienden a formar mezclas heterogéneas; sin embargo, se conocen mezclas homogéneas (soluciones) de metales llamadas **aleaciones**, por ejemplo, el oro de orfebrería. Una clase especial de aleaciones son las **amalgamas**, que llevan como uno de sus componentes al mercurio, metal líquido en el que está disuelto 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, hay algunas de ellas que pueden dar origen a otras sustancias puras mediante métodos de transformación que utilizan formas de energía más intensas. El agua, por ejemplo, si se le hace pasar 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, este sólido se descompone formando un gas, oxígeno y mercurio metálico líquido. Hay sustancias puras, como el oxígeno, el hidrógeno y el mercurio, que no dan lugar a otras sustancias puras por descomposición. A éstas se les llama **sustancias simples o elementos**.

En oposición a 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 de manera espontánea con muchos metales para formar óxidos. Esta última 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 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, sólo combinados con otros elementos. La sal es la forma combinada más común del cloro y el sodio. A las sustancias puras que son 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 ésta se pudiera dividir otra vez, sus fragmentos ya no tendrían las propiedades mencionadas). La otra manera es considerar a la molécula como unidad de construcción de la sustancia pura: si se toma un número muy grande de estas unidades se obtiene la sustancia.

Por tanto, debe ser cierto que las moléculas de sustancias puras diferentes también lo son entre sí.

Los fragmentos de las moléculas de los compuestos deben ser diferentes entre sí, puesto que se pueden descomponer en elementos diferentes, como el agua que se descompone en hidrógeno y oxígeno. Los fragmentos de las moléculas de los elementos deben ser iguales entre sí, 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 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 clavos de hierro están formados por átomos iguales.
- b) Los átomos de elementos diferentes son distintos.
- 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 en ocasiones proviene de la sustancia donde fue encontrado (calcio está presente en las piedras de cal, carbono es el constituyente del carbón), describe alguna propiedad típica de la sustancia (hidrógeno: formador de agua, cromo: materiales de colores), en memoria del lugar donde fue descubierto (helio: identificado en el sol; californio, como reconocimiento a California) o en honor de un científico eminente (curio, einstenio, etcétera). Dado que los átomos de elementos diferentes son distintos entre sí, entonces se utilizan 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 formado por átomos iguales, poseen sólo un átomo. Para indicar el número de átomos que constituyen 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 cuatro átomos.

A diferencia de las moléculas de los elementos, las moléculas de los compuestos tienen átomos diferentes entre sí. La molécula de un compuesto se representa 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 representa escribiendo los símbolos de los elementos en forma consecutiva:

- CaO , óxido de calcio o cal viva.
- FeS , sulfuro de hierro o pirita.

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



- H_2O , agua; la molécula contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
- NH_3 , amoniaco; la molécula contiene tres átomos de hidrógeno y uno de nitrógeno.
- CH_4 , metano; la molécula contiene cuatro átomos de hidrógeno y uno de 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 mencionada en el primer párrafo, y después de comentar los conceptos que hemos visto hasta ahora, podemos proponer que los objetivos de la nomenclatura química son:

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

Autoevaluación

I. Complete las siguientes expresiones:

- 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.
- _____ o materia es el material de que están hechos los cuerpos.
- La _____ de un cuerpo es la cantidad de materia que contiene.
- Un cuerpo constituido por un solo material distingible se llama _____.
- 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 las 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 exemplifica.

- | | | |
|--------------------------|-----|--------------------|
| 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 distintos entre sí.
- () Los átomos contenidos en compuestos diferentes son distintos entre sí.



IV. Investigación bibliográfica.

Encuentre en diccionarios, libros de química o a través de recursos electrónicos, el significado de:

- a)* evaporación
- b)* destilación
- c)* sedimentación
- d)* cristalización
- e)* sublimación
- f)* electrólisis
- g)* pirólisis
- h)* reacción química





Los elementos



2

Nombres de los elementos

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC por sus siglas en inglés) reconoce 117 elementos. Casi la mitad de ellos existen en la naturaleza en forma **nativa**, es decir se encuentran en forma simple, sin combinar. 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 mencionó 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 deseaba 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, etc.) y minúscula la segunda, cuando la hay (Al, Bi, Ca, Pb, etc.). La tabla 2.1 es un listado en orden alfabético de los nombres de los elementos y el símbolo que se les asigna. La tabla 2.2 es un listado en orden alfabético de los símbolos de los elementos y el nombre correspondiente.

Tabla 2.1 Elementos por orden alfabético.

Actinio	Ac	Boro	B	Cobre	Cu	Fósforo	P
Aluminio	Al	Bromo	Br	Cromo	Cr	Francio	Fr
Americio	Am	Cadmio	Cd	Curio	Cm	Gadolinio	Gd
Antimonio	Sb	Calcio	Ca	Disprosio	Dy	Galio	Ga
Argón	Ar	Californio	Cf	Einstenio	Es	Germanio	Ge
Arsénico	As	Carbono	C	Erbio	Er	Hafnio	Hf
Astato	At	Cerio	Ce	Escandio	Sc	Hahnio	Ha
Azufre	S	Cesio	Cs	Estaño	Sn	Helio	He
Bario	Ba	Cinc	Zn	Estroncio	Sr	Hidrógeno	H
Berilio	Be	Circonio	Zr	Europio	Eu	Hierro	Fe
Berkelio	Bk	Cloro	Cl	Fermio	Fm	Holmio	Ho
Bismuto	Bi	Cobalto	Co	Flúor	F	Indio	In



Tabla 2.1 (Continuación).

Iridio	Ir	Neón	Ne	Potasio	K	Tantalo	Ta
Iterbio	Yb	Neptunio	Np	Praseodimio	Pr	Tecnecio	Tc
Itrio	Y	Niobio	Nb	Prometio	Pm	Teluro	Te
Kriptón	Kr	Níquel	Ni	Protactinio	Pa	Terbio	Tb
Kurchatovio	Ku	Nitrógeno	N	Radio	Ra	Titanio	Ti
Lantano	La	Nobelio	No	Radón	Rn	Torio	Th
Laurencio	Lr	Oro	Au	Renio	Re	Tulio	Tm
Litio	Li	Osmio	Os	Rodio	Rh	Tungsteno	W
Lutecio	Lu	Oxígeno	O	Rubidio	Rb	Uranio	U
Magnesio	Mg	Paladio	Pd	Rutenio	Ru	Vanadio	V
Manganeso	Mn	Plata	Ag	Samario	Sm	Xenón	Xe
Mendelevio	Md	Platino	Pt	Selenio	Se	Yodo	I
Mercurio	Hg	Plomo	Pb	Silicio	Si		
Molibdeno	Mo	Plutonio	Pu	Sodio	Na		
Neodimio	Nd	Polonio	Po	Talio	Tl		

Tabla 2.2 Símbolo atómico de los elementos por orden alfabetico.

Ac	Actinio	Ba	Bario	Co	Cobalto	Mg	Magnesio
Ag	Plata	Be	Berilio	Cr	Cromo	Mn	Manganeso
Al	Aluminio	Bi	Bismuto	Cs	Cesio	Mo	Molibdeno
Am	Americio	Bk	Berkelio	Cu	Cobre	N	Nitrógeno
Ar	Argón	Br	Bromo	Dy	Disprosio	Na	Sodio
As	Arsénico	C	Carbono	Er	Erbio	Nb	Niobio
At	Astato	Ca	Calcio	Es	Einstenio	Nd	Neodimio
Au	Oro	Cd	Cadmio	Eu	Europio	Ne	Neón
B	Boro	Ce	Cerio	F	Flúor	Ni	Níquel
Cf	Californio	Lr	Laurencio	Fe	Hierro	No	Nobelio
Cl	Cloro	Lu	Lutecio	Fm	Fermio	Np	Neptunio
Cm	Curio	Md	Mendelevio	Fr	Francio	O	Oxígeno



Tabla 2.2 (Continuación).

Ga	Galio	Os	Osmio
Gd	Gadolino	P	Fósforo
Ge	Germanio	Pa	Protactinio
H	Hidrógeno	Pb	Plomo
Ha	Hahnio	Pd	Paladio
He	Helio	Pm	Prometio
Hf	Hafnio	Po	Polonio
Hg	Mercurio	Pr	Praseodimio
Ho	Holmio	Pt	Platino
I	Yodo	Pu	Plutonio
In	Indio	Ra	Radio
Ir	Iridio	Rb	Rubidio
K	Potasio	Re	Renio
Kr	Kriptón	Rh	Rodio
Ku	Kurchatovio	Rn	Radón

La	Lantano	Ru	Rutenio
Li	Litio	S	Azufre
Sb	Antimonio	Ti	Titanio
Sc	Escandio	Tl	Talio
Se	Selenio	Tm	Tulio
Si	Silicio	U	Uranio
Sm	Samario	V	Vanadio
Sn	Estaño	W	Tungsteno
Sr	Estroncio	Xe	Xenón
Ta	Tantalo	Y	Itrio
Tb	Terbio	Yb	Iterbio
Tc	Tecnecio	Zn	Cinc
Te	Teluro	Zr	Circonio
Th	Torio		

Los nombres de los elementos se asignaron originalmente en latín. Sin embargo, en las tablas 2.1 y 2.2 se dan los nombre de los elementos como se les conoce en español; a esto se debe que en algunos casos haya una marcada diferencia entre el nombre y el símbolo. Algunos ejemplos son:

Antimonio:	Sb, proviene del latín stibium, nombre de la roca en la que se encuentra el elemento.
Oro:	Au, del latín aurum.
Plata:	Ag, del latín argentum, o también argirium.
Mercurio:	Hg, del latín hidrargirium, que significa “agua de plata”, o también “plata líquida”, que es el aspecto del elemento.
Sodio:	Na, del latín natrium, que significa salitre.
Potasio:	K, del latín kalium.
Azufre:	S, del latín sulfur.





Átomos de los elementos

Para fines de la descripción de los elementos químicos, el átomo consta de tres tipos distintos de partículas: electrones, protones y neutrones. Los electrones y los protones son partículas que tienen carga eléctrica. Los **electrones** contienen cada uno una carga negativa y los **protones** contienen cada uno una carga positiva. Las tres partículas poseen masa, sin embargo, la masa del electrón es alrededor de 1 840 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, y se caracteriza por no portar carga eléctrica, es decir, es una partícula neutra. 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 el núcleo. Los electrones se ubican en un espacio alrededor de ese núcleo, espacio dentro del cual se mueven con extrema rapidez.

Los átomos son eléctricamente neutros, es decir, 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	9.109×10^{-28} g	5.486×10^{-4} uma*	1.602×10^{-19} coulombs	-1
Protón	1.672×10^{-24} g	1.007594 uma	1.602×10^{-19} coulombs	+1
Neutrón	1.675×10^{-24} g	1.008986 uma	0	0

*uma, 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 establece que los átomos de un elemento son iguales, es válido sólo para el número de protones de los mismos.
- La masa de los átomos está concentrada en el núcleo, ya que los nucleones (es decir, protones y neutrones) tienen casi 2 000 veces más masa que los electrones. Por ejemplo, el núcleo del átomo de carbono contiene 6 protones y 6 neutrones, y su masa es 2.008×10^{-23} g; en cambio, la masa de los 6 electrones exteriores es 5.465×10^{-27} g, ¡3 660 veces menor!
- 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 núme-



ros muy pequeños. ¡Se necesitan un poco más de 50 mil trillones de átomos de carbono para que la suma de sus masas sea 1 g! Por ello, en lugar de usar la masa absoluta (en gramos) de los átomos y de sus partículas se usa una masa relativa, en donde la unidad de medida es semejante a la masa del neutrón y se le denomina **unidad de masa atómica** (uma).

- Se llama número de masa de un átomo o “masa atómica” a la suma de las partículas que forman el núcleo (número de protones + número de neutrones).

Masa atómica de los elementos

No hay reglas para determinar cuántos neutrones debe haber en el núcleo de un átomo, aunque es común que el número de neutrones sea igual al número de protones, como ocurre en los átomos de:

helio, que contiene 2 protones y 2 neutrones,
carbono, que contiene 6 protones y 6 neutrones,
azufre, que contiene 16 protones y 16 neutrones.

Sin embargo, esto no es una regla, ya que los átomos de:

hidrógeno contiene 1 protón y 0 neutrones,
manganeseo contiene 25 protones y 30 neutrones,
neodimio contiene 60 protones y 84 neutrones.

A lo anterior hay que sumar 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 (protio), el que tiene sólo un neutrón (deuterio) y el que tiene dos neutrones (tritio). 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. El átomo está compuesto de un número X de electrones, un número Y de neutrones y un número Z de protones. Entonces, para ese átomo:

Número atómico = Z

Número de masa = número de protones + número de neutrones = Z + Y = A





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:

$$Z = \text{número de protones} = 53$$

$$Y = \text{número de neutrones} = 74$$

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

El símbolo del átomo de yodo es I

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

EJEMPLO 2.2

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

Respuesta:

$$\text{Número de protones} = Z = 17$$

$$\text{Número de neutrones} = A - Z = 37 - 17 = 20$$

$$\text{Número de electrones} = \text{número de protones} = Z = 17$$

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



El hecho de que un elemento tenga tres 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.

Elemento	Isótopos	Abundancia (%)	Elemento	Isótopos	Abundancia (%)
Hidrógeno	$_{1}^{1}H$	99.985	Calcio	$_{20}^{40}Ca$	96.97
	$_{1}^{2}H$	0.015		$_{20}^{42}Ca$	0.64
	$_{1}^{3}H$	trazas		$_{20}^{43}Ca$	0.145
Boro				$_{20}^{44}Ca$	2.06
	$_{5}^{10}B$	19.7		$_{20}^{46}Ca$	trazas
	$_{5}^{11}B$	80.3		$_{20}^{48}Ca$	0.185



Tabla 2.4 (Continuación).

Elemento	Isótopos	Abundancia (%)	Elemento	Isótopos	Abundancia (%)
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
	$^{14}_6\text{C}$	trazas		$^{57}_{26}\text{Fe}$	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	Cromo	$^{50}_{24}\text{Cr}$	5.24
	$^{33}_{16}\text{S}$	0.76		$^{52}_{24}\text{Cr}$	4.31
	$^{34}_{16}\text{S}$	4.22		$^{53}_{24}\text{Cr}$	83.76
	$^{36}_{16}\text{S}$	0.014			9.55
Cloro	$^{35}_{17}\text{Cl}$	75.53	Potasio	$^{54}_{24}\text{Cr}$	2.38
	$^{37}_{17}\text{Cl}$	24.77			
Argón	$^{36}_{18}\text{Ar}$	0.337	Potasio	$^{39}_{19}\text{K}$	93.22
	$^{38}_{18}\text{Ar}$	0.063		$^{40}_{19}\text{K}$	0.0194
	$^{40}_{18}\text{Ar}$	99.6		$^{41}_{19}\text{K}$	6.77

EJEMPLO 2.3

Calcular la masa atómica promedio del argón.

Respuesta:

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



Isótopo	Número de protones	Número de neutrones	Número 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 $1800 \times 1.007594 = 1813.6692$ uma; el número total de neutrones es $0.337 \times 18 + 0.063 \times 20 + 99.6 \times 22 = 2198.526$, y la masa total de neutrones es $2198 \times 1.008986 = 2218.282$ uma; el número total de electrones es $(0.337 + 0.063 + 99.6) \times 18 = 1800$, y la masa total de electrones es $1800 \times 0.0005486 = 0.9875$ uma; la masa total de 100 átomos es $1813.6692 + 2218.282 + 0.9875 = 4032.9387$ uma.

La masa de un átomo promedio es la masa total entre 100, esto es, 40.329. Se hace notar que esta masa es un poco mayor que la que aparece en la tabla 2.5.

Como puede verse en la tabla 2.4, existen isótopos de elementos diferentes que tienen la misma masa, como $^{40}_{18}\text{Ar}$ el $^{40}_{19}\text{K}$ y $^{40}_{20}\text{Ca}$. 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 Elementos en orden creciente de su número atómico, masa atómica relativa (MAR) medida en unidades de masa atómica (uma).

Número atómico	Nombre	Símbolo	MAR
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).

Número atómico	Nombre	Símbolo	MAR
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
42	Molibdeno	Mo	95.94
43	Tecnecio	Tc	[99]*



Tabla 2.5 (Continuación).

Número atómico	Nombre	Símbolo	MAR
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	Disprosio	Dy	162.50
67	Holmio	Ho	164.93
68	Erbio	Er	167.26
69	Tulio	Tm	168.934
70	Iterbio	Yb	173.04
71	Lutecio	Lu	174.97
72	Hafnio	Hf	178.49
73	Tantalo	Ta	180.948
74	Tungsteno	W	183.85



Tabla 2.5 (Continuación).

Número atómico	Nombre	Símbolo	MAR
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	Einstenio	Es	[254]*
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 en la columna de la derecha.

1. Plata	() 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 2.1.

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

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

- III. Hay 14 elementos que tienen símbolo de una sola letra. A continuación indique su nombre (si es necesario, consulte la tabla 2.2).

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



- IV. Hay ocho elementos cuyo símbolo inicia con la letra 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.

(<input type="checkbox"/>) Ta	(<input type="checkbox"/>) Th	(<input type="checkbox"/>) To
(<input type="checkbox"/>) Tb	(<input type="checkbox"/>) Ti	(<input type="checkbox"/>) Tp
(<input type="checkbox"/>) Tc	(<input type="checkbox"/>) Tj	(<input type="checkbox"/>) Tq
(<input type="checkbox"/>) Td	(<input type="checkbox"/>) Tk	(<input type="checkbox"/>) Tr
(<input type="checkbox"/>) Te	(<input type="checkbox"/>) Tl	(<input type="checkbox"/>) Ts
(<input type="checkbox"/>) Tf	(<input type="checkbox"/>) Tm	(<input type="checkbox"/>) Tu
(<input type="checkbox"/>) Tg	(<input type="checkbox"/>) Tn	(<input type="checkbox"/>) Tv

- V. Con base en los resultados del ejercicio anterior, escriba el nombre de los elementos cuyo símbolo encontró.

Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
1 _____	_____	5 _____	_____
2 _____	_____	6 _____	_____
3 _____	_____	7 _____	_____
4 _____	_____	8 _____	_____

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 rearrreglar los ejercicios.

- VI. Se da el número de partículas nucleares de los siguientes átomos, 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) Urano | 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.

Símbolo	Nombre	Número de electrones	Número de protones	Número de neutrones	Número de masa
$^{55}_{25}\text{Mn}$					



^3_7Li					
$^{75}_{33}\text{As}$					
$^{226}_{88}\text{Ra}$					
$^{207}_{82}\text{Pb}$					

VIII. Complete la siguiente tabla.

Símbolo	Nombre	Número de electrones	Número de protones	Número de neutrones	Número de masa
$^{122}_{51}\text{Sb}$					
	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 1 y 100.

Éste es un ejercicio autoelaborado. Si el número pensado es Z, puede ser que Y sea el valor redondeado de $1.2 \times Z$ y $A = Y + Z$. 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,

$$^{110}_{50}\text{Sn}$$

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



XI. De la siguiente lista, encierre en un círculo los símbolos que corresponden a isótopos de un mismo elemento:



XII. De la siguiente lista, encierre en un círculo los símbolos atómicos completos que pertenezcan a isóbaros:



XIII. Siguiendo el ejemplo 2.3, calcule la masa atómica del potasio. El ejercicio da como resultado 39.42 uma. Compare ese resultado con el valor reportado en la tabla periódica o el de la tabla 2.5.

XIV. Investigación: consulte en la bibliografía o en documentos electrónicos los siguientes términos:

a) Unidad de masa atómica

b) Dalton

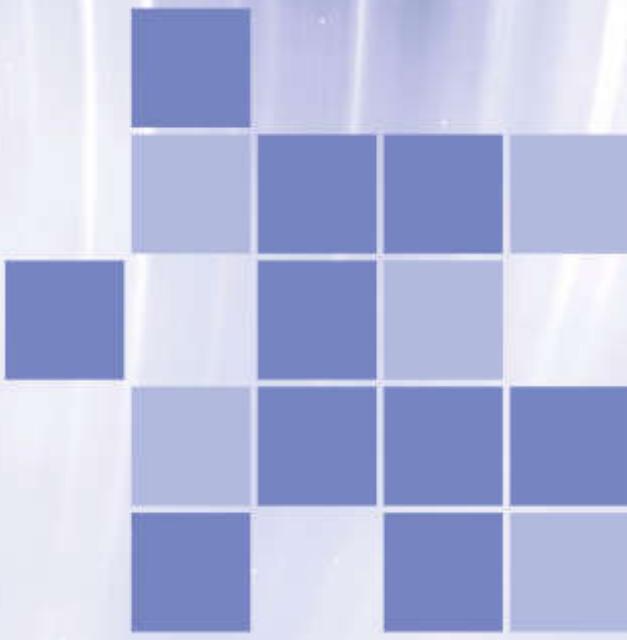
c) Deuterio

d) Tritio

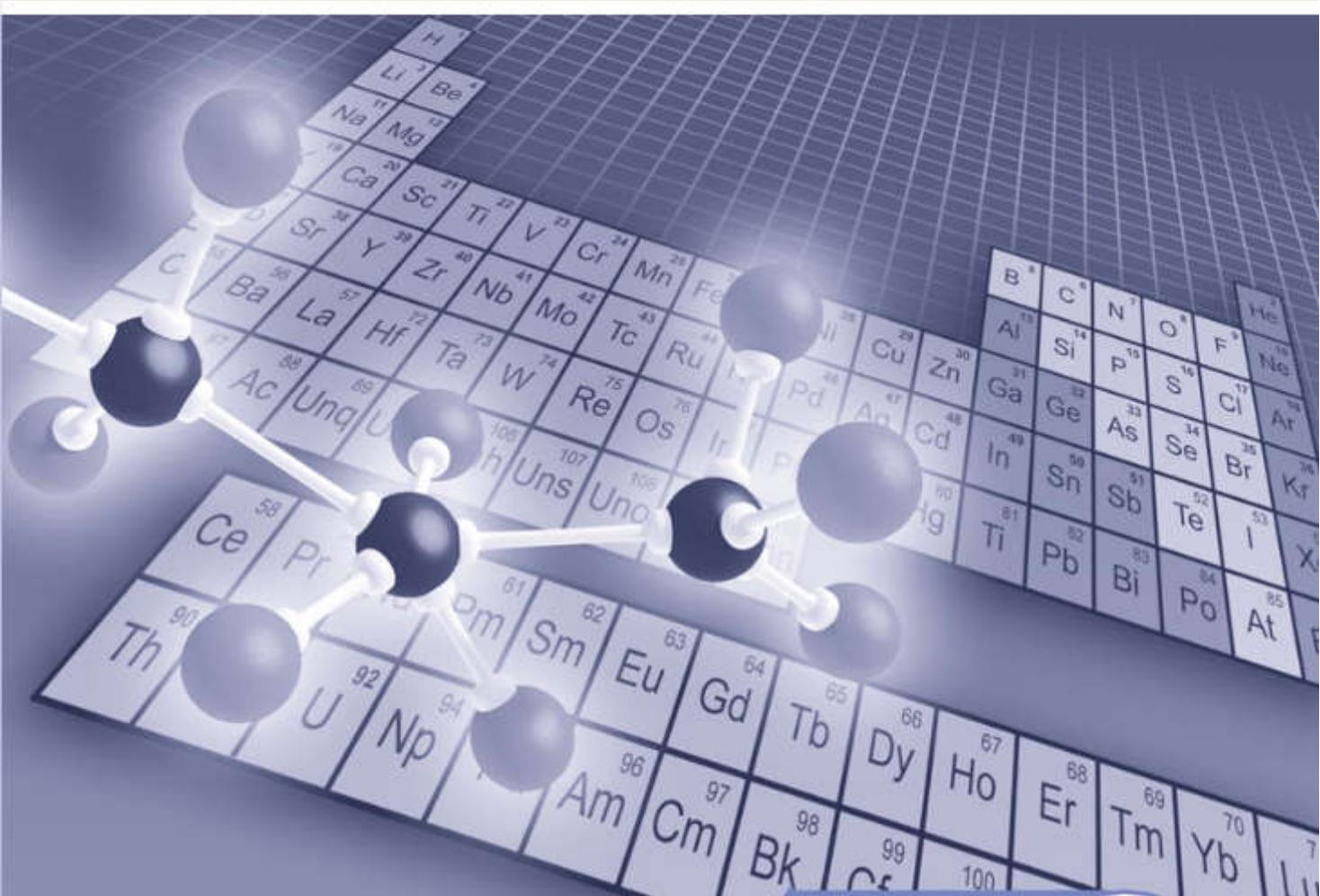
e) Carbono 14

f) Agua pesada





La configuración electrónica de los átomos y la tabla periódica



3

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 espacio 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, es decir, ¡10 mil veces menor!

De acuerdo a 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** u **orbital**, que se representa por el símbolo ψ (*psi*). La función de onda depende de un conjunto de cuatro 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 del electrón en el espacio, en particular cuando el átomo se encuentra sometido a un campo magnético.
- s es el número cuántico que corresponde al giro magnético, esto es, la dirección del campo magnético que genera el electrón en su movimiento. A este número se le conoce como espín del electrón.

Entonces $\psi = \psi(n, l, m, s)$

La energía total de un electrón depende de sus cuatro números cuánticos.

Los números cuánticos tienen **valores permitidos**:

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

l puede valer 0, 1, 2, ... etcétera. Cuando un electrón se ubica en un nivel n , l puede tener cualquier valor entero 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 es necesario haber definido el valor de l . Los valores permitidos de m son desde $-l$ hasta $+l$, pasando por cero. Por ejemplo, para $m = 2$:

$$l = -2, -1, 0, +1, +2$$

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 el otro es 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 figura 3.1).

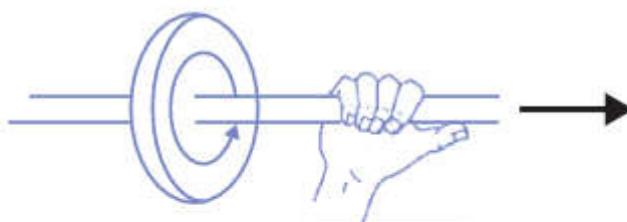


Figura 3.1 Regla de la mano derecha.

Por razones del desarrollo matemático de la función de onda se le asignan a s los valores de $+1/2$ (campo magnético 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) $\psi = \psi(1, 0, 0, -1/2)$ c) $\psi = \psi(1, 1, 0, +1/2)$
 b) $\psi = \psi(0, 1, 0, +1/2)$ d) $\psi = \psi(3, 2, -3, -1/2)$

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

Respuesta:

- 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 sería -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:

$$\begin{array}{lll} \psi = \psi(3, 1, -1, +1/2) & \psi = \psi(3, 1, 0, +1/2) & \psi = \psi(3, 1, 1, +1/2) \\ \psi = \psi(3, 1, -1, -1/2) & \psi = \psi(3, 1, 0, -1/2) & \psi = \psi(3, 1, 1, -1/2) \end{array}$$

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

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 seis electrones que se describen en el ejercicio 3.2 forman un subnivel de energía. 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 subnivel 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 que son negativos.

En el siguiente diagrama (figura 3.2) se muestran esquemáticamente los niveles de energía de 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:

- 1) 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

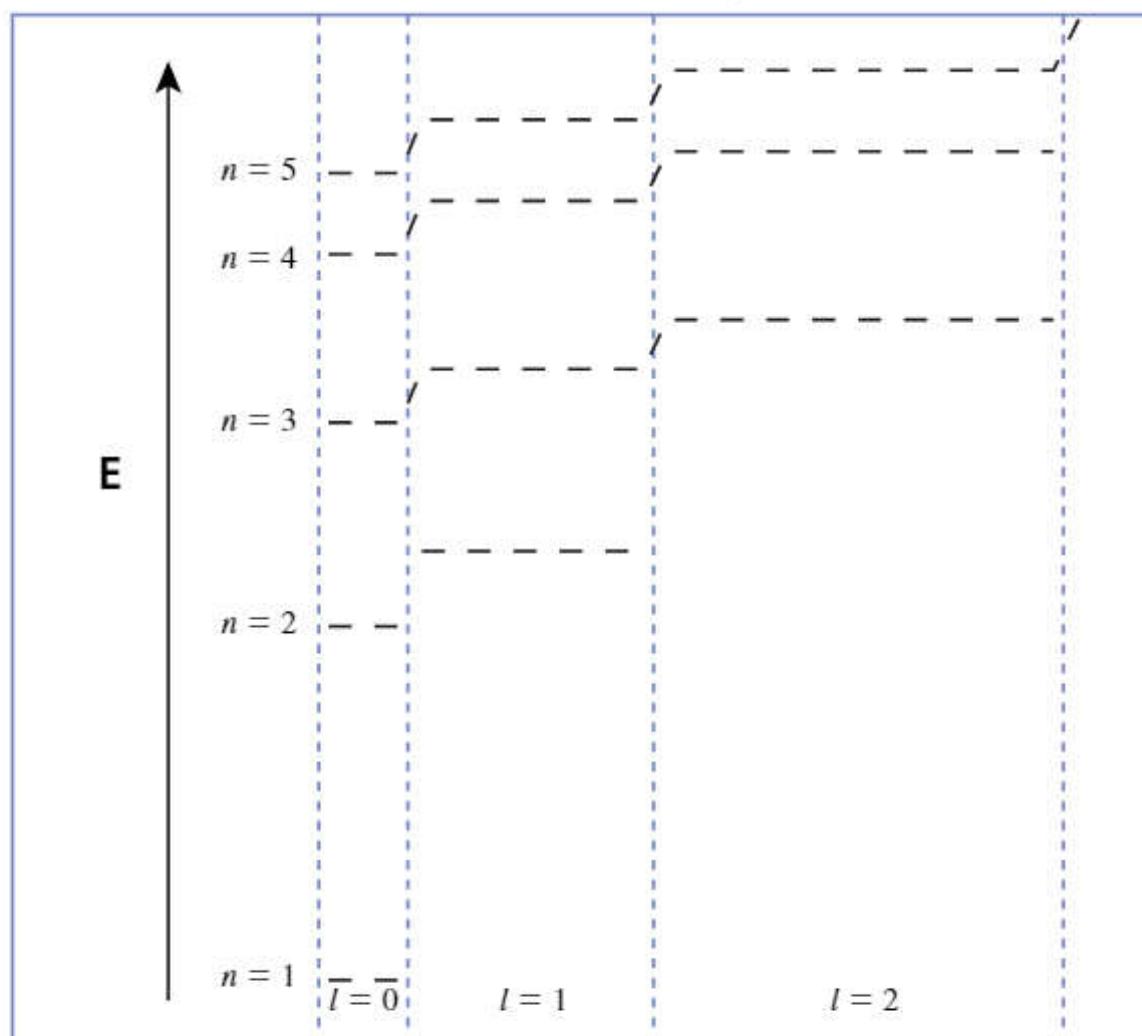


Figura 3.2 Diagrama de energía de los orbitales atómicos.



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 sólo se representan 3 de los 5 subniveles 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 $l = 3$, $2l + 1 = 7$, que es el número de orbitales en ese subnivel.
- 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 $\psi = \psi(4, 0, 0, +1/2)$.

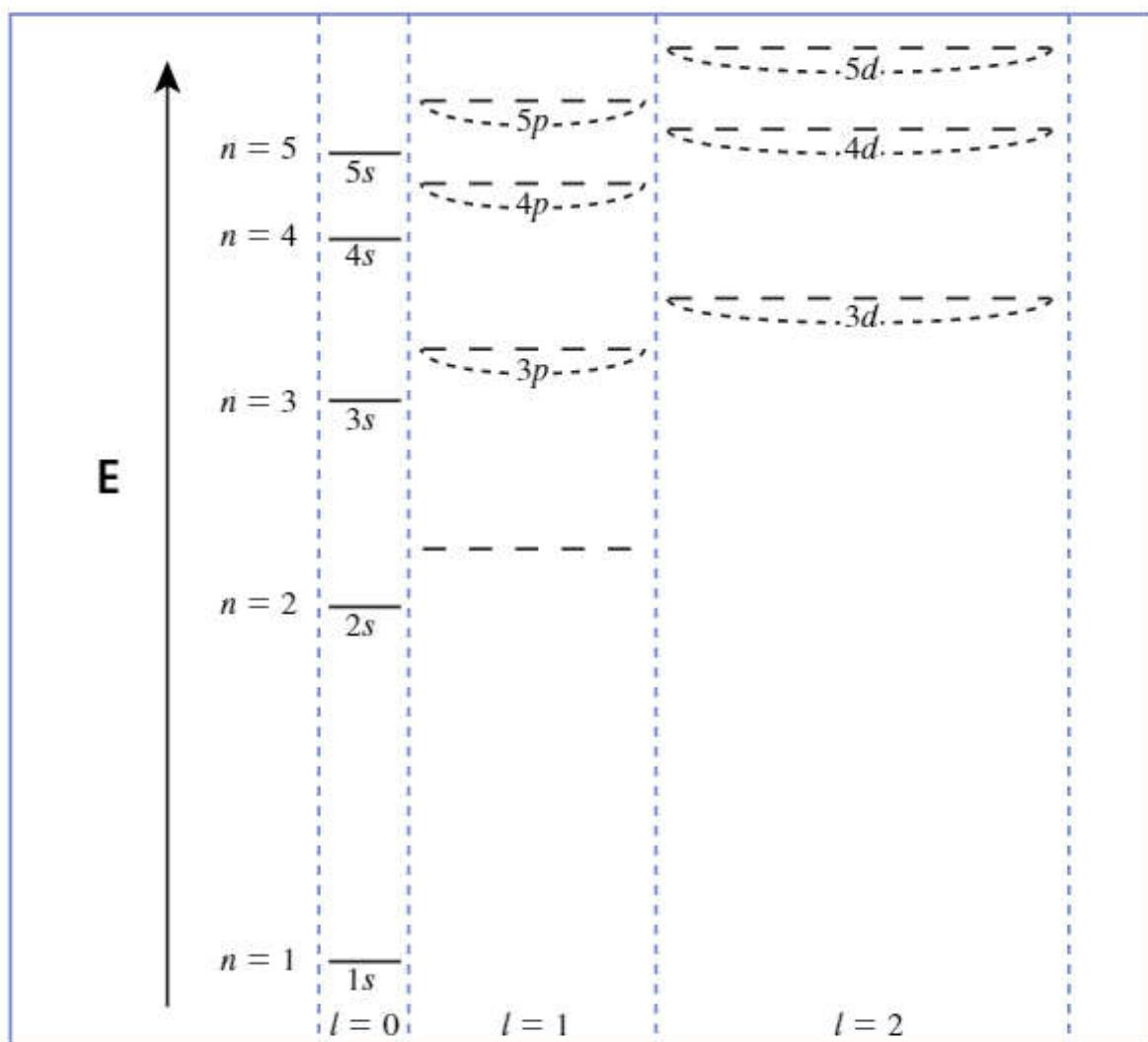


Figura 3.3 Diagrama de energía de los orbitales atómicos con los nombres de los orbitales.



Para facilitar el manejo de los nombres de los orbitales se acostumbra transformar el valor numérico de l 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*, etc., pero esto es innecesario desde un punto de vista práctico.

La figura 3.3 es el mismo diagrama de energía de los orbitales de la figura 3.2, pero sustituyendo el valor numérico por el nombre de los orbitales en cada subnivel.

EJEMPLO 3.3

Indique el nombre del orbital que corresponde a su descripción con los siguientes 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) $\psi = \psi (1, 0, 0, -1/2)$	$1s$
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** hace diferencia entre 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 s . Por tanto, los valores de los números cuánticos $\psi = \psi(n, l, m, s)$ son aceptables pero no únicos. En el ejemplo 3.2 se citan los números cuánticos de seis electrones diferentes que pueden ocupar los orbitales $3p$.

Principio 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 átomo de otro elemento.

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 dos electrones, ambos ocuparán el orbital $1s$. Sin embargo, los dos electrones son distintos y sus funciones de onda serán diferentes:

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

y

$$\Psi_{2^{\text{do}} \text{ electrón}} = \psi(1, 0, 0, -1/2)$$

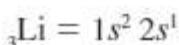
esto es, aunque ocupan el mismo orbital, sus funciones de onda son diferentes en el número cuántico de espín.

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

En el átomo de litio, con tres 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 repetirían el del primer electrón o el del segundo. Por tanto, para el tercer electrón, el orbital $1s$ **no** está dispo-

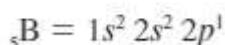


nible. El orbital disponible de menor energía será entonces el $2s$ y la configuración electrónica (o ubicación del electrón) será

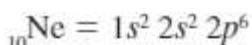


Note que el exponente 2 del orbital $1s$ significa que el subnivel está ocupado por dos electrones.

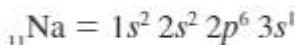
Con base en el mismo razonamiento, la configuración electrónica del boro, con cinco electrones, será:



la del neón, con 10 electrones, será:



y la del sodio, con 11 electrones, será:



Recordar que en el subnivel p hay tres orbitales con diferentes valores de m , por lo que pueden alojar hasta seis 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

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

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, \dots$

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.



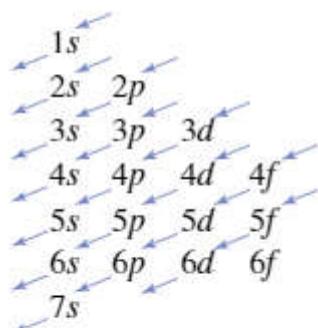


Figura 3.4 Regla de las diagonales. Las hileras se construyen con todos los subniveles de un nivel. Las columnas tienen todos los orbitales s, los p, los d, etcétera, de todos los niveles. El orden de ocupación de los orbitales se lee sobre las flechas diagonales.

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 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.

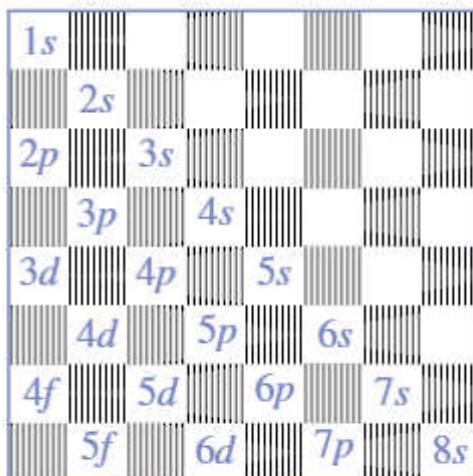


Figura 3.5 Orbitales en un tablero. La diagonal mayor está formada por los orbitales s, la siguiente hilera diagonal de cuadros blancos, por orbitales p; la siguiente por orbitales d, etcétera. El orden de ocupación de los orbitales se obtiene al leer las filas horizontales en forma secuencial.

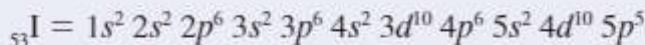
EJEMPLO 3.5

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



Respuesta:

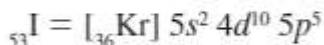
Siguiendo el orden de ocupación de los orbitales y la población de electrones en cada uno de ellos, la configuración electrónica debe ser:



Note que la suma de los exponentes es 53.

Uso del kernel

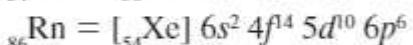
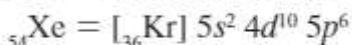
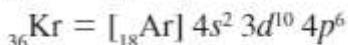
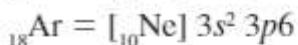
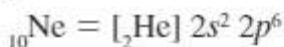
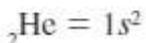
En el ejemplo anterior se puede observar que la configuración electrónica de un átomo con número atómico mediano o elevado implica un listado largo de nombres de orbitales. Se acostumbra simplificar la representación de la configuración electrónica poniendo al inicio del listado de orbitales el símbolo 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 podría 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 respectivas configuraciones electrónicas son:



EJEMPLO 3.6

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

Respuesta:

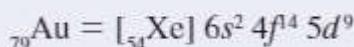
Primero se debe seleccionar un kernel donde aparezca el símbolo del gas noble





que tenga el número atómico más próximo al del elemento deseado. En este caso, el xenón (₅₄Xe).

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:



Observe 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 H	$1s^1$
2	Helio	₂ He	$1s^2$
3	Litio	₃ Li	$[{}_{2}\text{He}] 2s^1$
4	Berilio	₄ Be	$[{}_{2}\text{He}] 2s^2$
5	Boro	₅ B	$[{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^1$
6	Carbono	₆ C	$[{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^2$
7	Nitrógeno	₇ N	$[{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^3$
8	Oxígeno	₈ O	$[{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^4$
9	Flúor	₉ F	$[{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^5$
10	Neón	₁₀ Ne	$[{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^6$
11	Sodio	₁₁ Na	$[{}_{10}\text{Ne}] 3s^1$
12	Magnesio	₁₂ Mg	$[{}_{10}\text{Ne}] 3s^2$
13	Aluminio	₁₃ Al	$[{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
14	Silicio	₁₄ Si	$[{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
15	Fósforo	₁₅ P	$[{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
16	Azufre	₁₆ S	$[{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
17	Cloro	₁₇ Cl	$[{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^5$



Tabla 3.1 (Continuación).

Núm. atómico	Nombre	Símbolo	Configuración electrónica
18	Argón	₁₈ Ar	[₁₀ Ne] 3s ² 3p ⁶
19	Potasio	₁₉ K	[₁₈ Ar] 4s ¹
20	Calcio	₂₀ Ca	[₁₈ Ar] 4s ²
21	Escandio	₂₁ Sc	[₁₈ Ar] 3d ¹ 4s ²
22	Titanio	₂₂ Ti	[₁₈ Ar] 3d ² 4s ²
23	Vanadio	₂₃ V	[₁₈ Ar] 3d ³ 4s ²
24	Cromo	₂₄ Cr	[₁₈ Ar] 3d ⁵ 4s ¹
25	Manganoso	₂₅ Mn	[₁₈ Ar] 3d ⁵ 4s ²
26	Hierro	₂₆ Fe	[₁₈ Ar] 3d ⁶ 4s ²
27	Cobalto	₂₇ Co	[₁₈ Ar] 3d ⁷ 4s ²
28	Níquel	₂₈ Ni	[₁₈ Ar] 3d ⁸ 4s ²
29	Cobre	₂₉ Cu	[₁₈ Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹
30	Cinc	₃₀ Zn	[₁₈ Ar] 3d ¹⁰ 4s ²
31	Galio	₃₁ Ga	[₁₈ Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹
32	Germanio	₃₂ Ge	[₁₈ Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²
33	Arsénico	₃₃ As	[₁₈ Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³
34	Selenio	₃₄ Se	[₁₈ Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴
35	Bromo	₃₅ Br	[₁₈ Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
36	Kriptón	₃₆ Kr	[₁₈ Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶
37	Rubidio	₃₇ Rb	[₃₆ Kr] 5s ¹
38	Estroncio	₃₈ Sr	[₃₆ Kr] 5s ²
39	Itrio	₃₉ Y	[₃₆ Kr] 4d 5s ²
40	Circonio	₄₀ Zr	[₃₆ Kr] 4d ² 5s ²
41	Niobio	₄₁ Nb	[₃₆ Kr] 4d ⁴ 5s ¹
42	Molibdeno	₄₂ Mo	[₃₆ Kr] 4d ⁵ 5s ¹
43	Tecnecio	₄₃ Tc	[₃₆ Kr] 4d ⁵ 5s ²
44	Rutenio	₄₄ Ru	[₃₆ Kr] 4d ⁷ 5s ¹
45	Rodio	₄₅ Rh	[₃₆ Kr] 4d ⁸ 5s ¹
46	Paladio	₄₆ Pd	[₃₆ Kr] 4d ¹⁰
47	Plata	₄₇ Ag	[₃₆ Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹
48	Cadmio	₄₈ Cd	[₃₆ Kr] 4d ¹⁰ 5s ²



Tabla 3.1 (Continuación).

Núm. atómico	Nombre	Símbolo	Configuración electrónica
49	Indio	₄₉ In	[₃₆ Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹
50	Estaño	₅₀ Sn	[₃₆ Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²
51	Antimonio	₅₁ Sb	[₃₆ Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³
52	Teluro	₅₂ Te	[₃₆ Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴
53	Yodo	₅₃ I	[₃₆ Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵
54	Xenón	₅₄ Xe	[₃₆ Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶
55	Cesio	₅₅ Cs	[₅₄ Xe] 6s ¹
56	Bario	₅₆ Ba	[₅₄ Xe] 6s ²
57	Lantano	₅₇ La	[₅₄ Xe] 5d ¹ 6s ²
58	Cerio	₅₈ Ce	[₅₄ Xe] 4f ² 6s ²
59	Praseodimio	₅₉ Pr	[₅₄ Xe] 4f ³ 6s ²
60	Neodimio	₆₀ Nd	[₅₄ Xe] 4f ⁴ 6s ²
61	Prometio	₆₁ Pm	[₅₄ Xe] 4f ⁵ 6s ²
62	Samario	₆₂ Sm	[₅₄ Xe] 4f ⁶ 6s ²
63	Europio	₆₃ Eu	[₅₄ Xe] 4f ⁷ 6s ²
64	Gadolino	₆₄ Gd	[₅₄ Xe] 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
65	Terbio	₆₅ Tb	[₅₄ Xe] 4f ⁹ 6s ²
66	Disprosio	₆₆ Dy	[₅₄ Xe] 4f ¹⁰ 6s ²
67	Holmio	₆₇ Ho	[₅₄ Xe] 4f ¹¹ 6s ²
68	Erbio	₆₈ Er	[₅₄ Xe] 4f ¹² 6s ²
69	Tulio	₆₉ Tm	[₅₄ Xe] 4f ¹³ 6s ²
70	Iterbio	₇₀ Yb	[₅₄ Xe] 4f ¹⁴ 6s ²
71	Lutecio	₇₁ Lu	[₅₄ Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
72	Hafnio	₇₂ Hf	[₅₄ Xe] 4f ¹⁴ 5d ² 6s ²
73	Tántalo	₇₃ Ta	[₅₄ Xe] 4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²
74	Tungsteno	₇₄ W	[₅₄ Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²
75	Renio	₇₅ Re	[₅₄ Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²
76	Osmio	₇₆ Os	[₅₄ Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²
77	Iridio	₇₇ Ir	[₅₄ Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²
78	Platino	₇₈ Pt	[₅₄ Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹



Tabla 3.1. (Continuación).

Núm. atómico	Nombre	Símbolo	Configuración electrónica
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	$_{81}\text{Tl}$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$
82	Plomo	$_{82}\text{Pb}$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$
83	Bismuto	$_{83}\text{Bi}$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$
84	Polonio	$_{84}\text{Po}$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$
85	Ástato	$_{85}\text{At}$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$
86	Radón	$_{86}\text{Sm}$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$
87	Francio	$_{87}\text{Fr}$	$[\text{Rn}] 7s^1$
88	Radio	$_{88}\text{Ra}$	$[\text{Rn}] 7s^2$
89	Actinio	$_{89}\text{Ac}$	$[\text{Rn}] 6d^1 7s^2$
90	Torio	$_{90}\text{Th}$	$[\text{Rn}] 6d^2 7s^2$
91	Protactinio	$_{91}\text{Pa}$	$[\text{Rn}] 5f^2 6d^1 7s^2$
92	Uranio	$_{92}\text{U}$	$[\text{Rn}] 5f^3 6d^1 7s^2$
93	Neptunio	$_{93}\text{Np}$	$[\text{Rn}] 5f^5 7s^2$
94	Plutonio	$_{94}\text{Pu}$	$[\text{Rn}] 5f^6 7s^2$
95	Americio	$_{95}\text{Am}$	$[\text{Rn}] 5f^7 7s^2$
96	Curio	$_{96}\text{Cm}$	$[\text{Rn}] 5f^7 6d^1 7s^2$
97	Berkelio	$_{97}\text{Bk}$	$[\text{Rn}] 5f^7 6d^2 7s^2$
98	Californio	$_{98}\text{Cf}$	$[\text{Rn}] 5f^9 6d^1 7s^2$
99	Einstenio	$_{99}\text{Es}$	$[\text{Rn}] 5f^{11} 7s^2$
100	Fermio	$_{100}\text{Fm}$	$[\text{Rn}] 5f^{12} 7s^2$
101	Mendelevio	$_{101}\text{Md}$	$[\text{Rn}] 5f^{13} 7s^2$
102	Nobelio	$_{102}\text{No}$	$[\text{Rn}] 5f^{14} 7s^2$
103	Lawrencio	$_{103}\text{Lr}$	$[\text{Rn}] 5f^{14} 6d^1 7s^2$
104	Kurchatovio	$_{104}\text{Ku}$	$[\text{Rn}] 5f^{14} 6d^2 7s^2$
105	Hahnio	$_{105}\text{Ha}$	$[\text{Rn}] 5f^{14} 6d^3 7s^2$

Algunas de las configuraciones electrónicas que aparecen en la tabla anterior, 3.1, presentan “anormalidades” respecto a las reglas de construcción dadas y su explicación rebasa las posibilidades de este texto. Por ejemplo, la configuración del $_{24}\text{Cr}$ debiera ser





$[_{18}\text{Ar}] 3d^4 4s^2$ y aparece como $[_{18}\text{Ar}] 3d^5 4s^1$. Sin embargo, para fines prácticos las reglas de construcción dadas aquí son totalmente operativas.

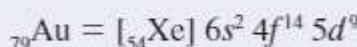
Dada la configuración electrónica de un elemento, se llama **electrones internos** a los que se encuentran en el kernel, y **electrones externos** a los que se encuentran fuera de él. Se llama **electrón diferencial** o electrón más exterior al último electrón contado al aplicar nuestras reglas de construcción. 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 $4s$, $3d$ y $4p$.

EJEMPLO 3.7

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

Respuesta:

La configuración electrónica del átomo es

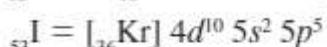
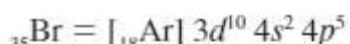
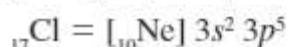
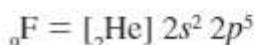


El átomo tiene 54 electrones internos y 25 electrones externos. La configuración del electrón diferencial es $5d^9$.

Configuración electrónica y propiedades químicas

Los gases nobles son un conjunto de elementos: helio, neón, argón, kriptón, xenón y rádon que se caracterizan por ser 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 la configuración electrónica.

Aún 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** (“formadores de sales”) como un conjunto de elementos que tienen propiedades químicas muy parecidas. La tabla 3.1 indica que las configuraciones electrónicas de estos átomos son:

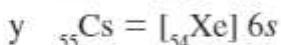
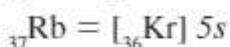
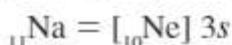


En todos estos casos la configuración del último electrón es np^5 .

También ocurre que los elementos litio (${}_{ 3}\text{Li}$), sodio (${}_{11}\text{Na}$), potasio (${}_{19}\text{K}$), rubidio

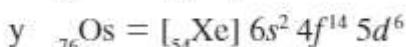
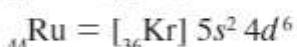


(₃₇Rb) y cesio (₅₅Cs), en los que la configuración del último electrón es ns^1 :



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

De lo anterior 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 semejantes, 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 de los elementos**. La tabla periódica se construye de tal manera que el primer grupo está constituido por los elementos en los que el último electrón del átomo es ns^1 , el siguiente grupo se caracteriza porque el último electrón es ns^2 ; el siguiente, porque el último electrón es nd^1 , etcétera.

Dentro de un grupo, que en la tabla aparece en forma de columna, 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 comúnmente 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 $(n-1)d^1 ns^2$ y, por tanto, no “alargan” la tabla periódica. Los elementos que siguen al lantano (₅₇La), que van del cerio al lutecio, tienen al último electrón en un orbital f y se les llama **lantánidos**. Lo mismo ocurre con los elementos del torio al lawrencio, que siguen del actinio, a los que se les llama **actínidos**.





Los elementos que se encuentran en una misma hilera horizontal de la tabla periódica forman un periodo. Los elementos que forman un periodo se caracterizan porque en ellos, 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 dos átomos que tienen su configuración electrónica en el nivel cuántico $n = 1$, y son el hidrógeno (${}_1\text{H} = 1s^1$) y el helio (${}_2\text{He} = 1s^2$). El segundo periodo está formado por los ocho elementos que tienen electrones externos en $n = 2$, y van del litio (${}_3\text{Li} = [{}_2\text{He}] 2s^1$) 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 de la figura 3.6 se observa que van desde el 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 este periodo es 18. Estos elementos son:

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

(Compruebe las respuestas en la tabla periódica).

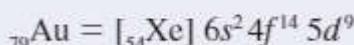
A partir del número atómico de un elemento se puede construir su configuración electrónica y, a partir de ésta se puede obtener su posición en la tabla periódica. La posición en la tabla periódica se indica con los números de grupo y periodo a los que pertenece el elemento.

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 tanto, el oro pertenece al sexto periodo.

El número de electrones externos es 25, pero como los electrones f 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.)



Tabla Periódica



1	I A	H	1	II A	Be	2	VIII A	He	18
		Hidrógeno 1,00874			Berilio 118,71			Helio 4,002602	
3	I A	Li	3	II A	Be	4	VII A	He	
		Litio 6,941			Berilio 118,71			Helio 4,002602	
11	II A	Na	12	III A	Mg	13	IV A	Al	VIII A
		Sodio 22,99770			Magnesio 207,2			Borono 10,811	
19	II A	K	20	III A	Ca	21	IV A	Sc	VII B
		Potasio 39,09454			Vanadio 40,0718			Scandio 44,95591	
37	II A	Rb	38	III A	Sr	39	IV A	Y	VIII B
		Rubido 85,4674			Estonio 87,62			Ytrio 88,90515	
55	II A	Cs	56	III A	Ba	57	IV A	Fr	VII B
		Cesio 132,90546			Bario 133,337			Francio 132,3381	
73	II A	Fr	74	III A	Ra	75	IV A	Ac	VII B
		Francio 132,3381			Radio 121,9			Actinido 140,116	
91	II A	Fr	92	III A	Ac	93	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
109	II A	Fr	110	III A	Fr	111	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
127	II A	Fr	128	III A	Fr	129	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
145	II A	Fr	146	III A	Fr	147	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
163	II A	Fr	164	III A	Fr	165	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
181	II A	Fr	182	III A	Fr	183	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
199	II A	Fr	200	III A	Fr	201	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
217	II A	Fr	218	III A	Fr	219	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
235	II A	Fr	236	III A	Fr	237	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
253	II A	Fr	254	III A	Fr	255	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
271	II A	Fr	272	III A	Fr	273	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
289	II A	Fr	290	III A	Fr	291	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
307	II A	Fr	308	III A	Fr	309	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
325	II A	Fr	326	III A	Fr	327	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
343	II A	Fr	344	III A	Fr	345	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
361	II A	Fr	362	III A	Fr	363	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
379	II A	Fr	380	III A	Fr	381	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
397	II A	Fr	398	III A	Fr	399	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
415	II A	Fr	416	III A	Fr	417	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
433	II A	Fr	434	III A	Fr	435	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
451	II A	Fr	452	III A	Fr	453	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
469	II A	Fr	470	III A	Fr	471	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
487	II A	Fr	488	III A	Fr	489	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
505	II A	Fr	506	III A	Fr	507	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
523	II A	Fr	524	III A	Fr	525	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
541	II A	Fr	542	III A	Fr	543	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
559	II A	Fr	560	III A	Fr	561	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
587	II A	Fr	588	III A	Fr	589	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
605	II A	Fr	606	III A	Fr	607	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
623	II A	Fr	624	III A	Fr	625	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
641	II A	Fr	642	III A	Fr	643	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
659	II A	Fr	660	III A	Fr	661	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
687	II A	Fr	688	III A	Fr	689	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
705	II A	Fr	706	III A	Fr	707	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
723	II A	Fr	724	III A	Fr	725	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
741	II A	Fr	742	III A	Fr	743	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
759	II A	Fr	760	III A	Fr	761	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
787	II A	Fr	788	III A	Fr	789	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
805	II A	Fr	806	III A	Fr	807	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
823	II A	Fr	824	III A	Fr	825	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
841	II A	Fr	842	III A	Fr	843	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
859	II A	Fr	860	III A	Fr	861	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
887	II A	Fr	888	III A	Fr	889	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
905	II A	Fr	906	III A	Fr	907	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
923	II A	Fr	924	III A	Fr	925	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
941	II A	Fr	942	III A	Fr	943	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
959	II A	Fr	960	III A	Fr	961	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
977	II A	Fr	978	III A	Fr	979	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
995	II A	Fr	996	III A	Fr	997	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1013	II A	Fr	1014	III A	Fr	1015	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1031	II A	Fr	1032	III A	Fr	1033	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1049	II A	Fr	1050	III A	Fr	1051	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1067	II A	Fr	1068	III A	Fr	1069	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1085	II A	Fr	1086	III A	Fr	1087	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1103	II A	Fr	1104	III A	Fr	1105	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1121	II A	Fr	1122	III A	Fr	1123	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1139	II A	Fr	1140	III A	Fr	1141	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1157	II A	Fr	1158	III A	Fr	1159	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1175	II A	Fr	1176	III A	Fr	1177	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1193	II A	Fr	1194	III A	Fr	1195	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1211	II A	Fr	1212	III A	Fr	1213	IV A	Fr	VII B
		Francio 132,3381			Actinio 121,9			Actinido 140,90765	
1229	II A	Fr	1230	III A	Fr	1231	IV A	Fr	VII B
		Francio<br							



Autoevaluación

- I.** Indique una razón por la cual los siguientes orbitales están mal definidos:
- $\psi = \psi (3, 3, 3, 1/2)$
 - $\psi = \psi (3, -2, 2, 1/2)$
 - $\psi = \psi (3, 2, -2, -1)$
 - $\psi = \psi (3, 1, 2, -1/2)$
 - $\psi = \psi (-1, 0, 0, 1/2)$
 - $\psi = \psi (3, 2, -3, -1/2)$
- 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.
- 3s () $\psi = \psi (4, 2, -2, -1/2)$
 - 2p () $\psi = \psi (3, 2, -2, -1/2)$
 - 4d () $\psi = \psi (3, 0, 0, 1/2)$
 - 4f () $\psi = \psi (4, 3, 0, 1/2)$
 - 3d () $\psi = \psi (2, 1, 0, -1/2)$
- IV. Con ayuda de la tabla 3.1**
- Dé el número atómico del fósforo.
 - Escriba la configuración electrónica **completa** del átomo del fósforo (sin kernel).
 - Escriba la configuración electrónica, con kernel, del mismo átomo.
 - ¿Cuántos electrones externos tiene el átomo del fósforo?
 - ¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece el fósforo?
 - ¿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 se encuentra que el elemento es el estaño, Sn.

VI. Piense un número entre el 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 un número entre el 1 al 7.

Éste es el número de periodos 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, o en documentos electrónicos, consulte las definiciones de:

- a) Regla de Yieuh-tha
- b) Principio de exclusión de Pauli
- c) Principio de máxima multiplicidad
- d) *Aufbau*
- e) Kernel
- f) Halógeno
- g) Calcógeno
- h) Alcalino
- i) Alcalinotérreo
- j) Metales de acuñar





Los iones monoatómicos y su nomenclatura



4

Estabilidad de los elementos

Se dice que un elemento es **reactivo** cuando puede reaccionar espontáneamente y rápidamente con las sustancias de su entorno (por lo general oxígeno, nitrógeno, bióxido de carbono o agua) en condiciones ambientales. Es común ver algunos metales como el hierro, el plomo o el cobre, revestidos de una capa de óxido del metal. Esta capa puede ser eliminada con algún abrasivo (lijas) o con un agente químico. Sin embargo, su formación es espontánea y en ocasiones crece de manera indefinida hasta “destruir” el metal. Los metales más activos o reactivos que los anteriormente mencionados reaccionan con mayor rapidez que ellos. Éste sería el caso del calcio o del sodio puros en contacto con el aire o el agua.

Por el contrario, se dice que un elemento es **inactivo** o **estable** cuando no puede reaccionar con otros elementos o compuestos o lo hace sólo en condiciones inducidas, ya sea calentándolo, o sometiéndolo 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, 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 (por ejemplo, la aparición de un rayo o la erupción de un volcán) 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.

En 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 ser un tanto más estable que sus vecinos. El caso más llamativo es el de los gases nobles. Son extraordinariamente estables y, al mismo tiempo, todos los subniveles electrónicos en su última capa están completos. En cambio, los elementos de los grupos 17 y 1, que son los dos vecinos del grupo 18 formado por los gases nobles, 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 $(n-1)d^{10}ns^2np^1$.

Es curiosa la “anormalidad” de las configuraciones electrónicas de los elementos del grupo 11, que debieran ser $(n-1)d^9ns^2$ y con frecuencia 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 nativa o elemental: 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 $(n - 1)d$ y $(n - 2)f$ 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 muy semejantes a las del lantano, y lo mismo puede decirse de los elementos actinídos respecto al actinio. Por otro lado, las propiedades de los elementos de los grupos 3 a 12 cambian 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 se refiere a las propiedades químicas y físicas de los elementos.

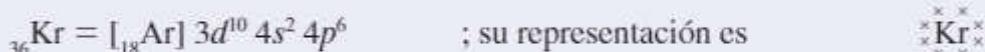
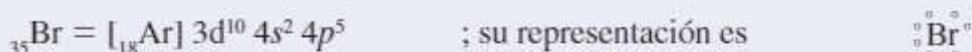
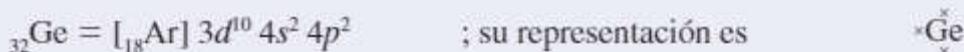
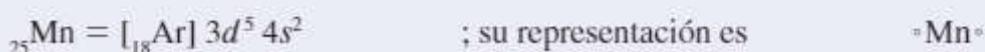
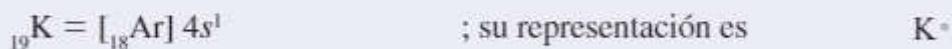
G. N. Lewis propuso que la capacidad de reacción de los elementos dependía en gran medida de la configuración electrónica ns^x y np^y del último nivel ocupado en sus átomos, y creó una representación atómica que permite ver sus propiedades. Las reglas para obtener la representación de Lewis de los átomos 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 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 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, magnesio, germanio, bromo y kriptón.

Respuesta:



Debe notarse que todos los elementos del grupo 1 estarán representados por el símbolo atómico y **un** solo símbolo electrónico: E° , los del grupo 2, con el símbolo atómico y dos electrones: $^{\circ}E^{\circ}$. Los elementos del *bloque d* y los elementos del *bloque f* contendrán dos 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.

Se usa E para representar **cualquier** símbolo atómico.

Grupo	1	2	3 al 12, incluyendo	los elementos del bloque $f^{\circ}E^{\circ}$		
Representación	E°	$^{\times}E^{\times}$		$^{\times}E^{\times}$		
Grupos	13	14	15	16	17	18
Representación	$^{\circ}E^{\circ}$	$^{\times}E^{\times}$	$^{\circ\circ}E^{\circ}$	$^{\times\circ}E^{\times}$	$^{\circ\circ}E^{\circ}$	$^{\times\circ}E^{\times}$

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

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

La representación E° es idéntica a $^{\circ}E^{\circ}$, E y $^{\circ}E^{\circ}$

La representación $^{\circ\circ}E^{\circ}$ es idéntica a $^{\circ}E^{\circ}$, $^{\circ\circ}E^{\circ}$ y $^{\circ\circ}E^{\circ}$

La representación $^{\circ\circ}E^{\circ}$ es idéntica a $^{\circ}E^{\circ}$, $^{\circ\circ}E^{\circ}$

Formación de iones y regla del octeto

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

Los gases nobles son estables y no se combinan con ningún otro elemento, bajo condiciones normales. En cambio, los elementos 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, es decir, 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 tanto, será una especie cargada positivamente. Esta especie positiva es también estable porque tiene configuración de gas noble, es decir, configuración de ${}_{18}\text{Ar}$:

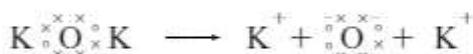


Las especies químicas cargadas eléctricamente son llamadas **iones**. Las especies cargadas positivamente se llaman **cationes**, y las cargadas negativamente, **aniones**.

La unión de los átomos de potasio y oxígeno es un poco 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 adquiera 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 sus átomos puede quedar rodeado de ocho 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 de ocho. En el agua:



Cada hidrógeno tiene dos electrones externos (H^+) y su configuración es como la del helio (He^+), y así es estable. Además, es imposible que el hidrógeno adquiera una configuración de ocho electrones exteriores.



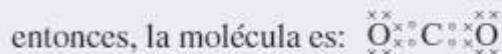
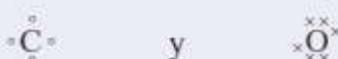
EJEMPLO 4.2

Escriba la representación de Lewis de las moléculas siguientes:

- CO₂
- H₂C₂
- SO₂

Respuesta:

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

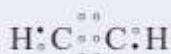


El átomo de oxígeno queda rodeado por ocho electrones $\begin{array}{c} \text{x} \\ \text{x} \end{array}$ y también el átomo de carbono $\begin{array}{c} \text{x} \\ \text{x} \end{array}$.

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

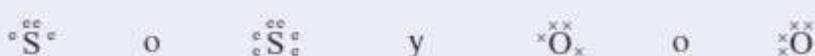


La molécula queda representada así:

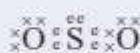


Observe que cada átomo queda rodeado por ocho electrones.

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



La representación de Lewis de la molécula es:



Observe que cada átomo queda rodeado por ocho electrones.

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 enlaza un átomo con otro puede **provenir de uno solo de los dos átomos**.



Moléculas homoatómicas

Las moléculas homootómicas 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 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.:



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

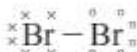


el bromo y los demás elementos del grupo 17 forman moléculas **diatómicas**, representadas como X_2 .

El oxígeno, elemento del grupo 16, forma también moléculas diatómicas estables O_2 . Su representación de Lewis es:



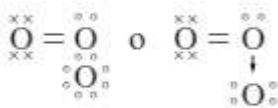
Cada par de electrones que separa un símbolo atómico de otro en la representación de Lewis se conoce como **enlace químico**, y se puede sustituir por un guión (–) entre los dos símbolos atómicos. Se dice que la unión bromo-bromo en el Br_2 forma un enlace sencillo, o simple y se puede representar por:



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



En el caso del oxígeno, existe otra molécula homoatómica formada por tres 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:



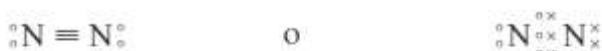
El enlace en punta de flecha (\rightarrow) significa que el átomo del origen de la flecha está proporcionando dos electrones al otro átomo. Este enlace se llama **coordinado** o **dativo**.

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:

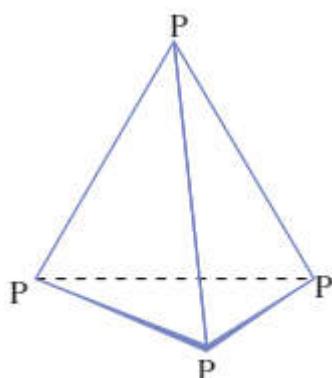


(En la última representación se han eliminado los pares de electrones que no forman enlace, es decir, los pares de electrones no compartidos, para simplificar el dibujo.)

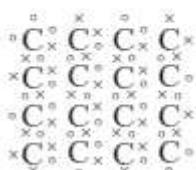
En el grupo 15, el nitrógeno forma la molécula diatómica N_2 :



y se dice que el nitrógeno molecular contiene un triple enlace. Sin embargo, otros elementos del grupo 15: fósforo, arsénico y antimonio, no forman triples enlaces, sino enlaces sencillos en moléculas E_4 . La representación de Lewis en el caso del P_4 , es:

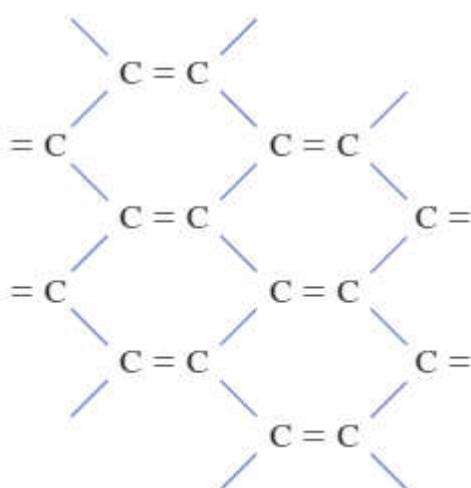


El carbono, por ser un elemento del grupo 14, tiene cuatro electrones externos que tienden a ser compartidos en cada átomo con otros cuatro átomos de carbono, creando una red infinita:



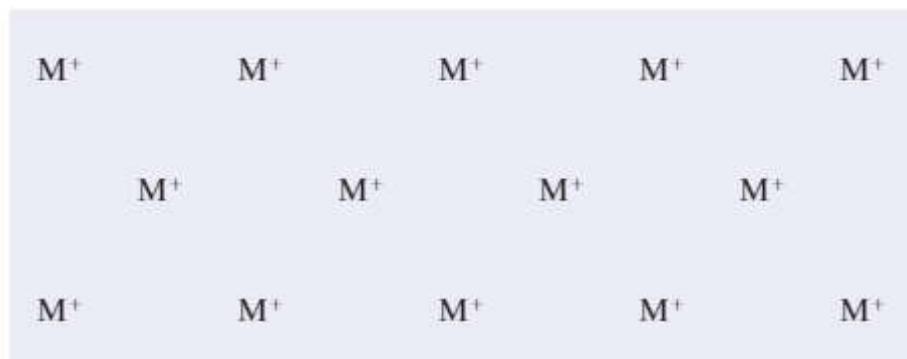
Este tipo de uniones corresponde a un alótropo del carbono, llamado **diamante**. Existe otro alótropo, el **grafito**, en el que cada átomo de carbono contiene un doble enlace.





En ambos casos las cadenas son infinitas y el tamaño de la molécula es igual al tamaño del sólido en que el diamante o el grafito se presentan en la naturaleza. El silicio pertenece al mismo grupo que el carbono y también se presenta en forma de 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 utilizado con frecuencia para describirlos, como un conjunto de iones positivos suspendidos en un fluido continuo de electrones libres:



donde M^+ es el ion que tiene estructura electrónica de gas noble. A éste se le llama **modelo del “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, algunas veces es posible que los átomos se separen formando iones, como se mostró 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:

K^{1+} es idéntico a K^+

o Br^{1-} es idéntico a Br^-

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 amoniaco NH_3 , la representación de Lewis es:



y la separación de los átomos daría tres 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 obtenido o cedido para adquirir una configuración electrónica estable.

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 valor cuando se encuentra combinado con átomos de otros elementos formando 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.

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

Figura 4.2 Estados de oxidación de los átomos combinados, según su grupo respectivo en la tabla periódica.

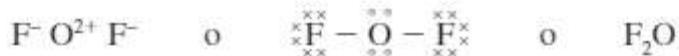
En esta generalización se observa que a los átomos de los elementos del grupo 14 les es igualmente posible perder cuatro electrones para adquirir la configuración del gas noble anterior, y adquirir carga formal de +4, o ganar cuatro electrones para adquirir la configuración del gas noble siguiente y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

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

Muchos de los 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 sus orbitales *d* con cierta facilidad. Algunos ejemplos son:

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

Hay otros ejemplos de interés: el flúor (F) y el oxígeno (O) siempre capturan electrones y sus estados de oxidación son -1 y -2, respectivamente. Existe una combinación entre estos dos elementos en la que el oxígeno actúa como extremo positivo, es decir, pierde electrones frente al flúor:



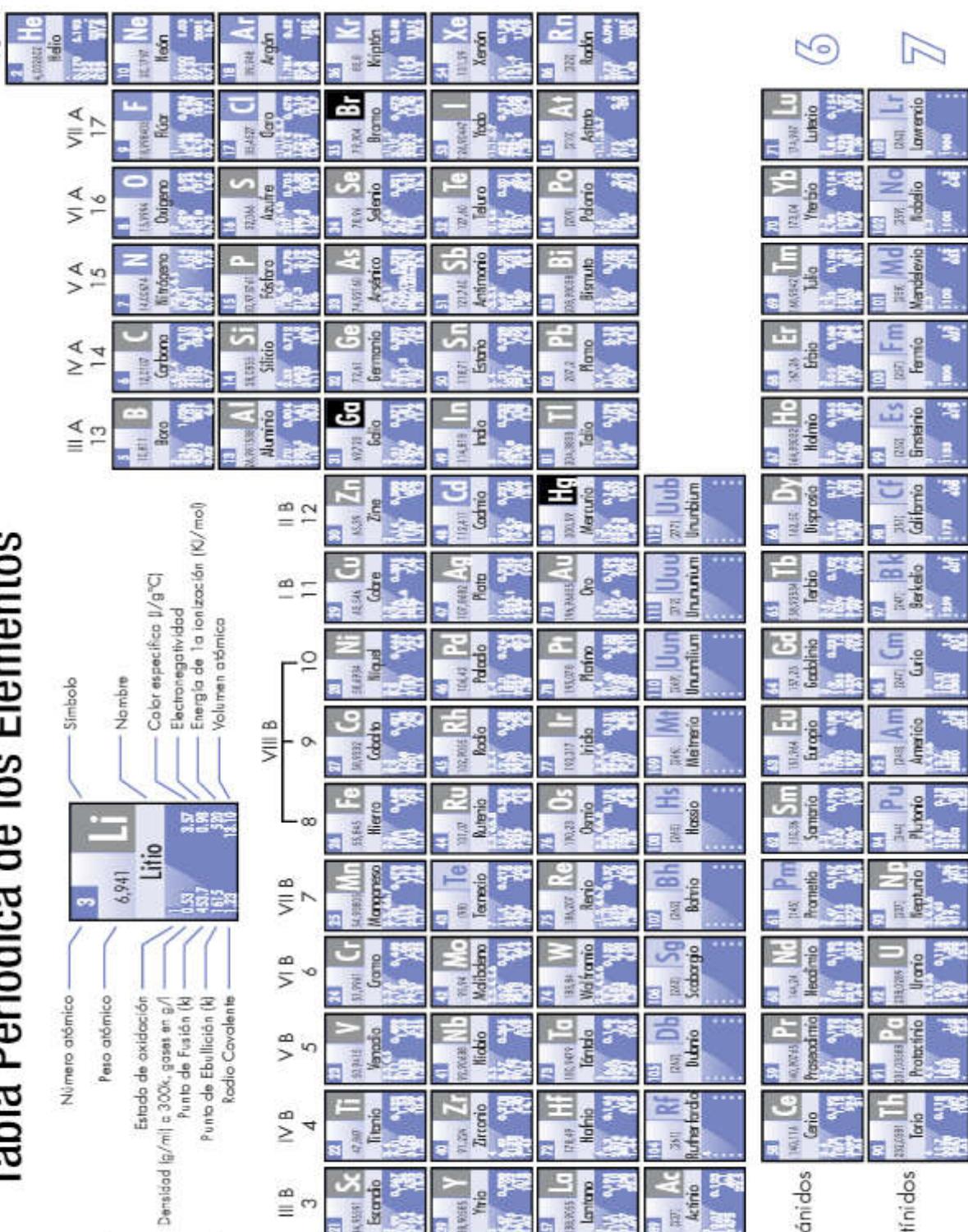
Ante cualquier otro elemento el oxígeno se comporta como negativo. El oxígeno y el flúor se consideran los dos átomos más electroatrayentes. Existen óxidos de todos los elementos de la tabla periódica (excepto de los gases nobles del helio al kriptón) en



Tabla Periódica de los Elementos

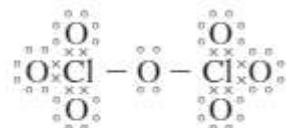
Período	1	2	3	4	5	6	7
Grupo	1	2	3	4	5	6	7
1	Hidrógeno	Lío	Sodio	Potasio	Rubidio	Cesio	Fronio
2	Helio	Magnesio	Aluminio	Aluminio	Aluminio	Aluminio	Aluminio
3	Litio	Sodio	Potasio	Rubidio	Cesio	Fronio	Fronio
4	Berilio	Magnesio	Aluminio	Aluminio	Aluminio	Aluminio	Aluminio
5							
6							
7							

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



donde el oxígeno es el elemento formalmente negativo, 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:



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 presentan sólo un estado de oxidación negativo, a excepción del oxígeno. En la figura 4.3 se observa lo anterior.

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).

Nombre del elemento	Ion	Nombre del ion
Antimonio	Sb^{3-}	Antimonuero
Arsénico	As^{3-}	Arseniuro
Azufre	S^{2-}	Sulfuro
Boro	B^{3-}	Boruro
Bromo	Br^{-}	Bromuro
Carbono	C^{4-}	Carburo
Cloro	Cl^{-}	Cloruro
Flúor	F^{-}	Fluoruro
Fósforo	P^{3-}	Fosfuro
Hidrógeno	H^{-}	Hidruro
Nitrógeno	N^{3-}	Nitruro
Oxígeno	O^{2-} O^{-} , O_2^{2-}	Óxido Peróxido
Selenio	Se^{2-}	Seleniuro



Tabla 4.1 (Continuación).

Nombre del elemento	Ion	Nombre del ion
Silicio	Si ⁴⁻	Siliciuro
Telurio	Te ²⁻	Telururo
Yodo	I ⁻	Yoduro

Observe en las tablas las siguientes singularidades:

- El oxígeno, a diferencia de los demás elementos, genera compuestos denominados óxidos, en lugar de “oxigenuros”.
- Existe el estado de oxidación -1 para el oxígeno, pero no en estado monoatómico, sino diatómico, generando la molécula-ion peróxido, O_2^{2-} cuya representación de Lewis es:



- Los derivados del azufre toman la raíz de su nombre en latín *sulfur*. Por esta razón el ion S^{2-} se llama sulfuro y no “azufruro”.

Tabla 4.2 Nombre de los aniones monoatómicos (orden alfabético del símbolo atómico).

Ion	Nombre del anión	Ion	Nombre del anión
As ³⁻	Arseniuro	O ²⁻	Óxido
B ³⁻	Boruro	O ⁻ , O ₂ ²⁻	Peróxido
Br ⁻	Bromuro	P ³⁻	Fosfuro
C ⁴⁻	Carburo	S ²⁻	Sulfuro
Cl ⁻	Cloruro	Sb ³⁻	Antimoniurom
F ⁻	Fluoruro	Se ²⁻	Seleniuro
H ⁻	Hidruro	Si ⁴⁻	Siliciuro
I ⁻	Yoduro	Te ²⁻	Telururo
N ³⁻	Nitruro		

Nomenclatura de los cationes monoatómicos

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



para Fe^{3+} , hierro (III),

para Mn^{7+} , manganeso (VII),

para Br^{5+} , bromo (V),

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

- a) 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 Ga^{3+} , se usa el término gálico;

para el silicio, el ion Si^{4+} , 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;

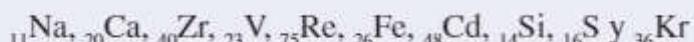
Cl^{5+} es el ion clórico;

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 y muchos profesionales de la química aún los utilizan.

Autoevaluación

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



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

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

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



- a) 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+} :	<u>Radio (II)</u>	Mg^{2+} :	_____
	Re^{4+} :	_____	Mn^{7+} :	_____
	Rh^{3+} :	_____	Nb^{5+} :	_____
	Rn^{8+} :	_____	Mo^{4+} :	_____
	Rb^{1+} :	_____	I^{7+} :	_____

- IV. Escriba el símbolo y el estado de oxidación, enseguida del nombre convencional:

ion cálcico:	<u>Ca^{2+}</u>	ion auroso:	_____
ion bórico:	_____	ion aúrico:	_____
ion niqueloso:	_____	ion titanoso:	_____
ion niquélico:	_____	ion titánico:	_____
ion alumínico:	_____	ion argéntico:	_____

- V. Escriba en el paréntesis correspondiente 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 mercúrico
6. Sn^{2+} () ion fosfórico



7. As^{3-} () ion boruro
8. Cr^{6+} () ion peryódico
9. Sr^{2+} () ion arseniuro
10. B^{3-} () ion estanoso





Nomenclatura de los compuestos binarios



5

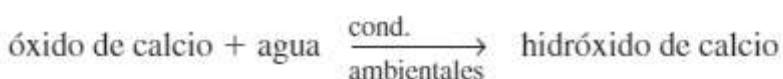
Funciones químicas

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

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

- Óxidos reactivos
- Óxidos estables
- Óxidos cerámicos

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



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

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

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

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





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

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

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

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

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

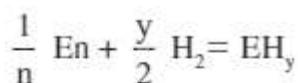
Existen compuestos con un mayor número de elementos, a los cuales se les llama **polielementales**:

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

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

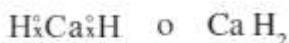
Hidruros

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



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

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



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



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

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

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

CsH = hidruro de cesio (I)

HgH_2 = hidruro de mercurio (II)

GaH_3 = hidruro de galio (III)

PbH_4 = hidruro de plomo (IV)

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

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

EJEMPLO 5.1

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

Respuestas:

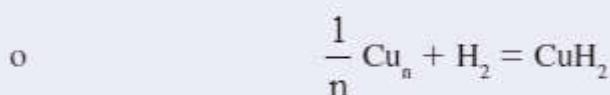
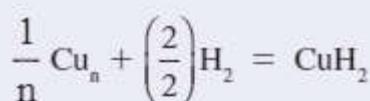
- Como se trata de cobre (II), el átomo tiene estado de oxidación formal +2 y se necesitarán dos especies hidruro H^- para neutralizar su carga, por tanto, la fórmula es:



- La representación de Lewis es:



c) La ecuación estequiométrica es:



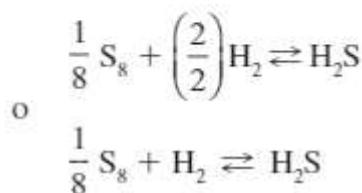
Caso 2: Cuando el elemento E es un no-metal, el hidrógeno cederá su electrón al átomo E para que éste complete su octeto, quedando el hidrógeno con carga formal positiva y el elemento E quedará invertido respecto al caso anterior. Se forma el nombre del compuesto con el nombre del no-metal (terminado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



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

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

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



EJEMPLO 5.2

Escriba:

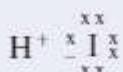
- La fórmula del yoduro de hidrógeno.
- Su representación de Lewis.
- La ecuación estequímica de obtención de este hidruro.

Respuestas:

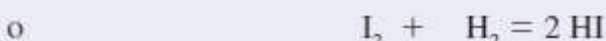
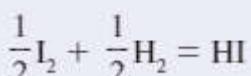
- En la tabla 5.1 podemos comprobar que el ion yoduro I^- , es mononegativo, por lo que sólo se necesitará un ion H^+ para obtener el compuesto neutro. La fórmula es HI .



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



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



Hidruros con nomenclatura convencional

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

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

Otros hidruros

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

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

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

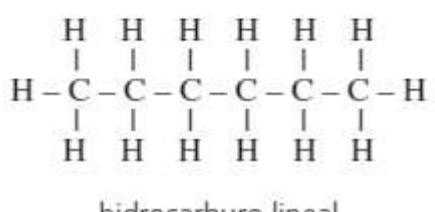




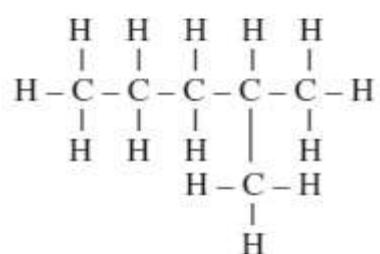
Tabla 5.1 Nombre convencional de algunos hidruros.

Hidruro	Nombre convencional	Nombre sistemático
H_2O	Agua	Óxido de hidrógeno
NH_3	Amoniaco	Hidruro de nitrógeno
As H_3	Arsina	Hidruro de arsénico
BH_3	Borano	Hidruro de boro
SbH_3	Estibina	Hidruro de antimonio
PH_3	Fosfina	Hidruro de fósforo
GeH_4	Germano	Hidruro de germanio
CH_4	Metano	Hidruro de carbono
SiH_4	Silano	Hidruro de silicio

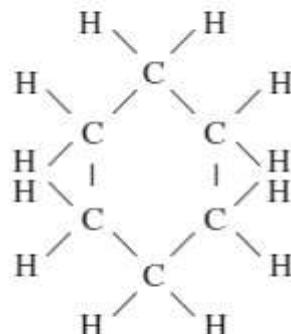
Si los electrones no-apareados de los átomos de carbono formaran una unión con hidrógeno, los átomos de carbono completarían sus octetos dando origen a los hidrocarburos, compuestos binarios con los que se inician los estudios en química orgánica.



hidrocarburo lineal



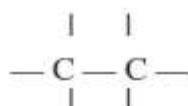
hidrocarburo ramificado



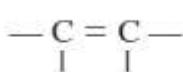
hidrocarburo ciclico



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



dos enlaces



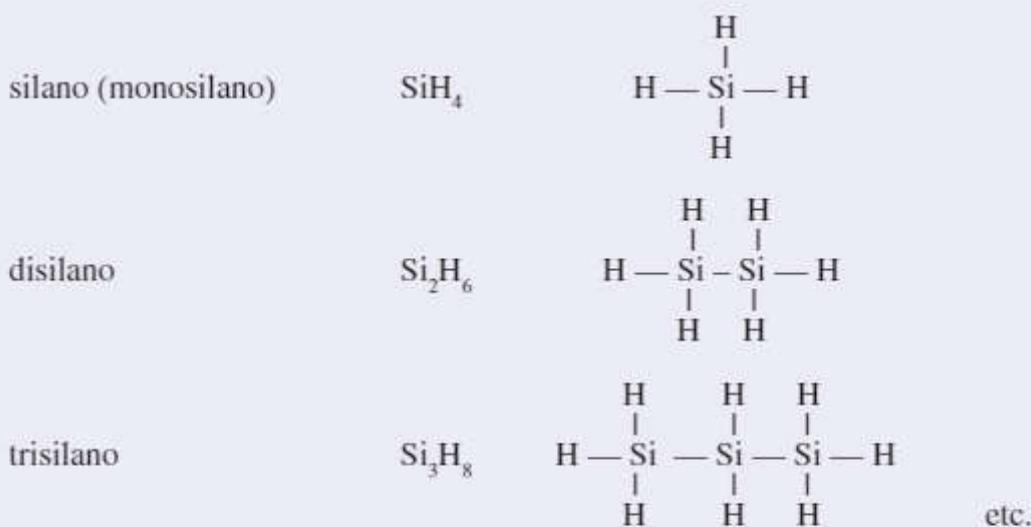
o tres enlaces



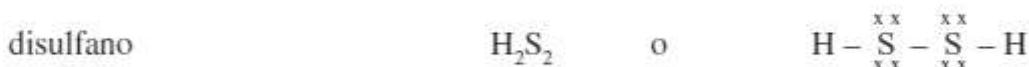
originando las funciones químicas orgánicas de los alkanos, los alquenos y los alquinos.

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

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



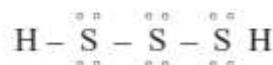
Un caso semejante es el de los sulfanos, en el que son los átomos de azufre los que se encadenan. El compuesto de menor tamaño es el sulfuro de hidrógeno H_2S ; el que tiene dos átomos de azufre se llama disulfano; el de 3, trisulfano, etc. En estos compuestos la estabilidad de los sulfanos llega hasta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



trisulfano



o



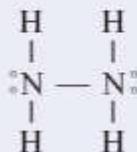
etcétera.

c) El nitrógeno forma el amoniaco :NH_3 y también hidruros con dos átomos de nitrógeno. Éstos son

la hidracina



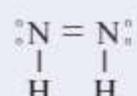
o



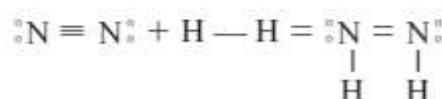
y la dimina



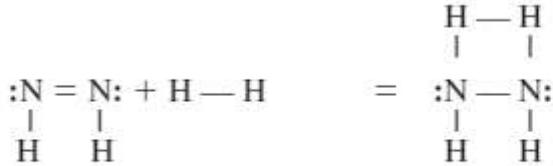
o



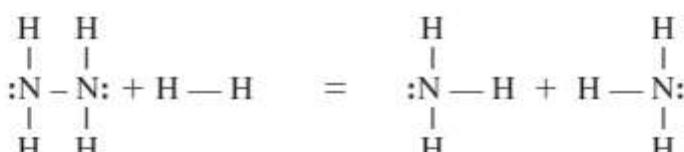
Se supone que estos compuestos provienen de la hidrogenación sucesiva de la molécula de dinitrógeno N_2 o $\text{:N} \equiv \text{N:}$



dinitrógeno + hidrógeno = dimina



dimina + hidrógeno = hidracina



hidracina + hidrógeno = 2 moléculas de amoniaco

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

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



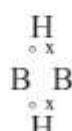
- a) $H_2 \rightarrow 2H$ separación de átomos de hidrógeno.
 b) $M + n H \rightarrow M(H)$ dispersión de H en la malla metálica.

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

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



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

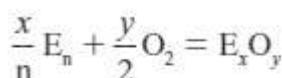


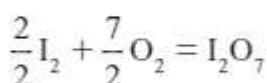
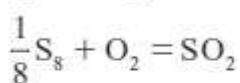
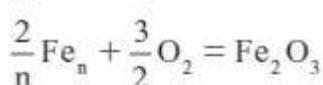
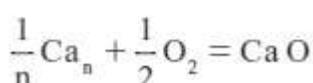
El modelo de Lewis indica que un enlace se forma cuando dos electrones son compartidos por dos átomos. En este caso hay **dos electrones compartidos por tres átomos**: (B — H — B). A esta situación singular se le llama **enlaces tricéntricos**.

Óxidos

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

por ejemplo,





La fórmula general de los óxidos es $\text{E}_x \text{O}_y$. Para determinar los valores de x y de y se consideran las representaciones de Lewis, como veremos en los siguientes ejemplos.

EJEMPLO 5.3

Determine la fórmula del óxido de sodio.

Respuesta:

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



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

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

EJEMPLO 5.4

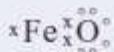
Determine la fórmula del óxido de hierro (III).

Respuesta:

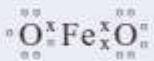
El hierro (III) puede perder tres electrones, y su representación de Lewis será:



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



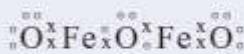
Si se adiciona otro átomo de oxígeno, éste no completará el octeto:



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



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



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

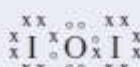
Observe que 2 es el estado de oxidación formal del oxígeno y 3 el estado de oxidación formal del hierro.

EJEMPLO 5.5

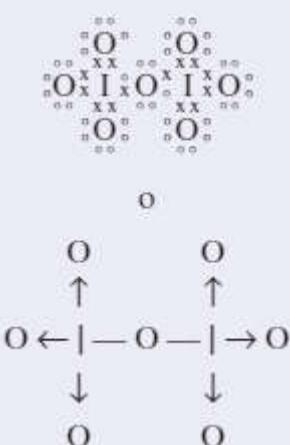
Determine la fórmula del óxido de yodo (VII).

Respuesta:

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



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



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





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

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

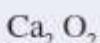
Nótese que para que opere la regla anterior, x y y deben ser **números primos entre sí**, como son 2 y 1, 2 y 3 o 2 y 7. Cuando esto no ocurre, es necesario simplificar la fórmula, dividiendo x y y por un mismo número, como se puede observar en los siguientes ejemplos:

EJEMPLO 5.6

Dé la fórmula mínima del óxido de calcio.

Respuesta:

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



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



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



EJEMPLO 5.7

Dé la fórmula del óxido de azufre (IV).

Respuesta:

Al aplicar la regla se obtiene:



que se simplifica a:

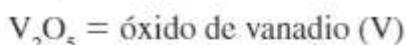
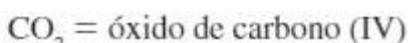
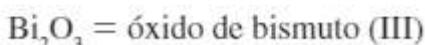
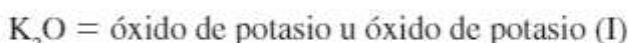


Existe al menos una representación de Lewis de esta fórmula que completa los octetos de cada átomo:



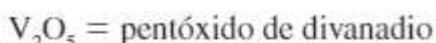
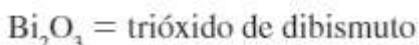
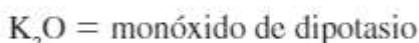
Nomenclatura de los óxidos

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

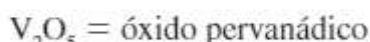
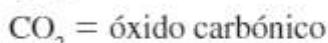
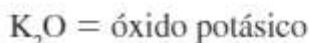


Cuando un elemento presenta sólo un estado de oxidación, como ocurre entre los que están en los grupos 1 y 2, puede omitirse el número romano del estado de oxidación. El estado de oxidación del elemento será el valor de y , excepto cuando este número se ha simplificado. Todas las fórmulas EO indican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

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



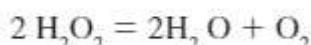
Otra nomenclatura, ya casi en desuso porque exige memorizar los diferentes estados de oxidación de los elementos, consiste en decir la palabra óxido seguida del nombre del ion en su estado de oxidación correspondiente. Para los mismos ejemplos anteriores se darían los nombres siguientes:





Nomenclatura de los peróxidos

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

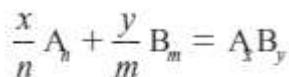


el peróxido de sodio, Na_2O_2 , comercialmente llamado “oxilita”, y el peróxido de bario, BaO_2 , que fue una de las principales materias primas para la preparación del H_2O_2 .

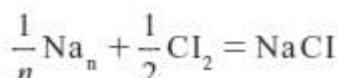
En todos los casos en los que aparezca la raíz *peroxi* o la palabra peróxido, ello indica que existe el grupo O_2^{2-} . Los anteriores son los más importantes como compuestos puros, pero el grupo aparece frecuentemente en otros compuestos.

Sales binarias

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



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



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

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

$GaAs =$ arseniuro de galio (III)

$CdTe =$ telururo de cadmio (II)

$Cu_2S =$ sulfuro de cobre (I)



Fe Cl₃ = cloruro de hierro (III)

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

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

Ga As = arseniuro de galio

Cd Te = telururo de cadmio

Cu₂ S = sulfuro de cobre

Fe Cl₃ = tricloruro de hierro

Ag Br = bromuro de plata

o

Ga As = arseniuro gálico

Cd Te = telururo cádmico

Cu₂ S = sulfuro cuproso

Fe Cl₃ = cloruro férrico

Autoevaluación

I. Escriba la fórmula que corresponde a cada uno de los hidruros siguientes:

1. Hidruro de sodio
2. Hidruro de magnesio
3. Hidruro de paladio (II)
4. Hidruro de talio (III)
5. Bromuro de hidrógeno
6. Sulfuro de hidrógeno
7. Agua
8. Amoniaco
9. Metano
10. Estibina

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

III. Escriba la ecuación química estequiométrica que da lugar a los hidruros del inciso I.





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

1. Li_2O
2. Ba O
3. Fe_2O_3
4. Cr O_3
5. Br_2O_5
6. SO_3
7. Na_2O_2
8. CO
9. Si O_2
10. As_2O_3

V. Escriba la reacción química estequiométrica que dé lugar a cada uno de los óxidos del ejercicio anterior.

VI. Escriba dentro del paréntesis el número que corresponda al nombre de la fórmula que se presenta:

- | | | |
|-----------------------------|-----|-----------------------|
| 1. Hidruro de berilio (II) | () | Pt O_2 |
| 2. Floruro de hidrógeno | () | Ag_2S |
| 3. Fosfina | () | Pb O_2 |
| 4. Óxido de platino (IV) | () | Be H_2 |
| 5. Monóxido de cadmio | () | Ba O_2 |
| 6. Dióxido de plomo | () | Co Cl_3 |
| 7. Peróxido de bario | () | H F |
| 8. Cloruro de cobalto (III) | () | Cd O |
| 9. Monofosfuro de monoindio | () | P H_3 |
| 10. Sulfuro de plata (I) | () | In P |

VII. Conteste las siguientes preguntas:

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



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

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

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

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

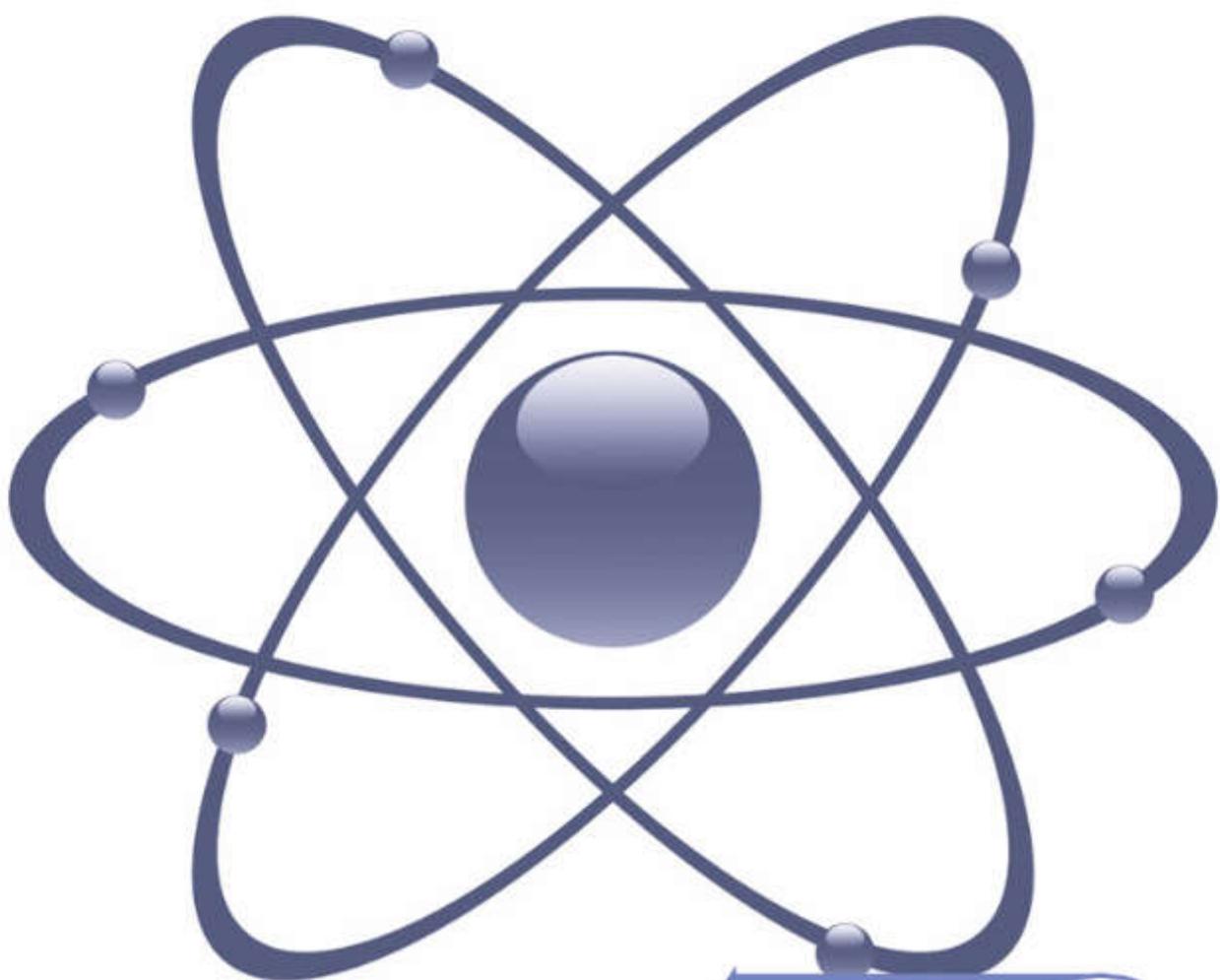
X. Investigación: Consulte en otros textos de química, diccionarios, o en documentos electrónicos, los siguientes conceptos:

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





Compuestos ternarios

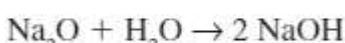


6

Hidróxidos metálicos

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

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

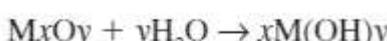


óxido de sodio + agua = 2 hidróxido de sodio



óxido de calcio + agua = hidróxido de calcio.

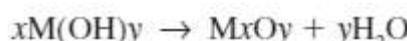
Una expresión general para las reacciones anteriores es:



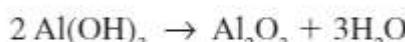
óxido metálico + agua = hidróxido metálico

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

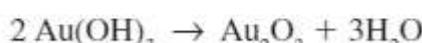
La reacción de un óxido con agua no es una forma general de obtención de hidróxidos. Algunas veces el óxido es más estable que el hidróxido y la reacción que se presenta es la opuesta a la anterior:



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



2 hidróxido de aluminio = óxido de aluminio + 3 agua



2 hidróxido de oro = óxido de oro + 3 agua



hidróxido de titanio = óxido de titanio + 2 agua



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

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

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

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

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

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



Fe(OH)₂ = hidróxido ferroso o de hierro (II).

Fe(OH)₃ = hidróxido férrico o de hierro (III).

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

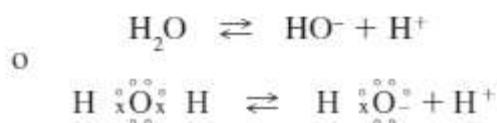
Hg(OH)₂ = hidróxido mercúrico o de mercurio (II).

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). Así también cuando el ion metálico tiene sólo un estado de oxidación, se puede suprimir la información del estado de oxidación, como se hizo en el caso del 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. Además, éstos pueden formar iones con facilidad:

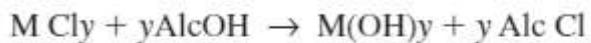


El ion OH⁻ recibe el nombre de hidroxilo u oxhidrilo, y puede suponerse que resulta de extraer un hidrógeno a la molécula del agua:



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

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



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

EJEMPLO 6.1

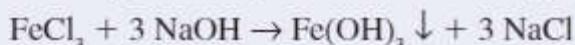
Escriba la fórmula del hidróxido de hierro (III) y sugiera el modo de obtenerlo.

Respuesta:

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



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

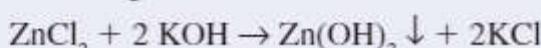


EJEMPLO 6.2

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

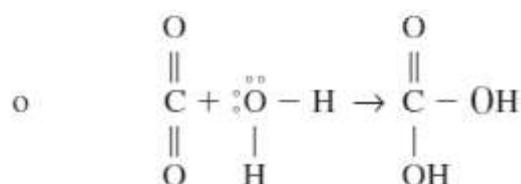
Respuesta:

El hidróxido de cinc, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, se puede obtener de la manera siguiente:



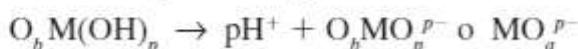
Oxiácidos

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

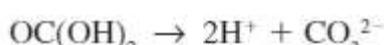


Una diferencia importante entre esta reacción y las anteriores es que cuando se trata de los óxidos metálicos, el producto siempre contiene uniones simples $\text{M}—\text{OH}$. En este caso no siempre se obtienen estas uniones, sino también enlaces $\text{M}=\text{O}$ o $\text{M}\rightarrow\text{O}$.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

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



como en el siguiente caso:



Observe que $q = p + b$.

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



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

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

EJEMPLO 6.3

Indique los nombres sistemáticos de los ácidos oxigenados del cloro.

Respuesta:

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

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

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

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

Tabla 6.1 Nombres, fórmula y obtención de los oxíácidos.

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



Tabla 6.1 (Continuación).

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



Tabla 6.1 (Continuación).

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

EJEMPLO 6.4

Escriba la fórmula del ácido trioxosilícico (IV).

Respuesta:

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

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

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

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

EJEMPLO 6.5

Escriba la fórmula del ácido tetraoxosilícico (IV).

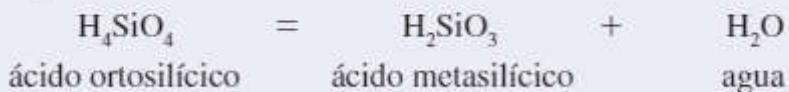
Respuesta:

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

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

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

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



EJEMPLO 6.6

Escriba la fórmula del ácido fosfórico.

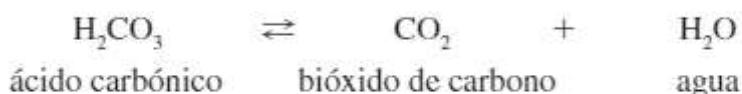
Respuesta:

La fórmula general corresponde a H_pPO_q .



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

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



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

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

EJEMPLO 6.7

Escriba la fórmula del anhídrido sulfúrico.

Respuesta:

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



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

EJEMPLO 6.8

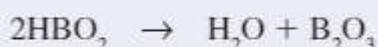
Escriba la fórmula del anhídrido bórico.





Respuesta:

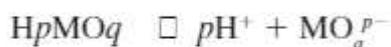
Cualquiera de los ácidos bóricos debe ser deshidratado para la obtención del anhídrido. Con ayuda de la tabla 6.1 puede escribirse, en forma invertida, la reacción



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

Nomenclatura de los aniones oxigenados

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



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

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

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

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

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

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

Tabla 6.2 Fórmulas y nombres de los aniones oxigenados.

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

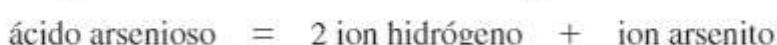
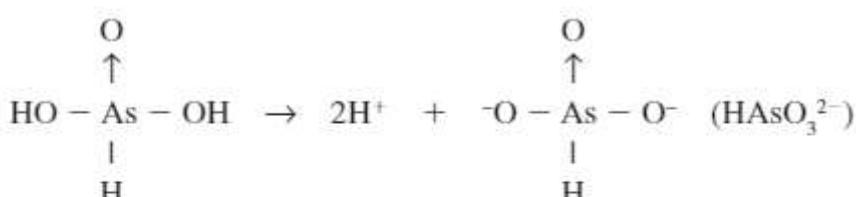
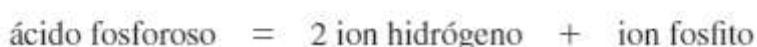
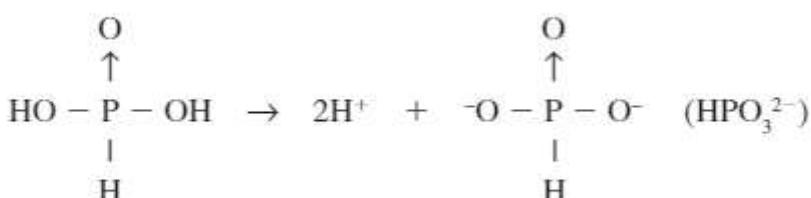
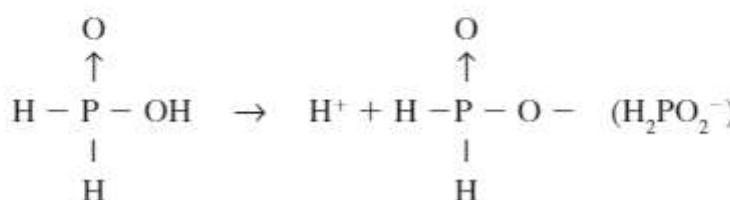


Tabla 6.2 (Continuación).

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



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



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

EJEMPLO 6.8

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

Respuesta:

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

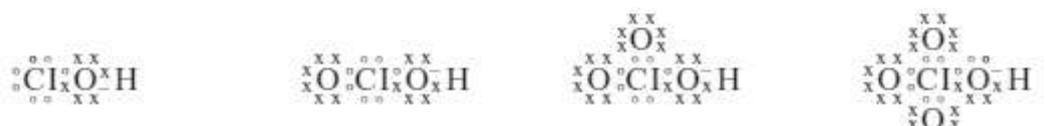


El anión debe tener la misma estructura, eliminando los hidrógenos:



Tabla 6.3 Representaciones de Lewis de algunos oxiácidos.

Grupo del cloro:



ácido hipocloroso

ácido cloroso

ácido clórico

ácido perclórico

Grupo del azufre:



ácido sulfuroso

ácido sulfúrico

Oxiácidos del nitrógeno:



ácido nitroso

ácido nítrico

Grupo del fósforo:

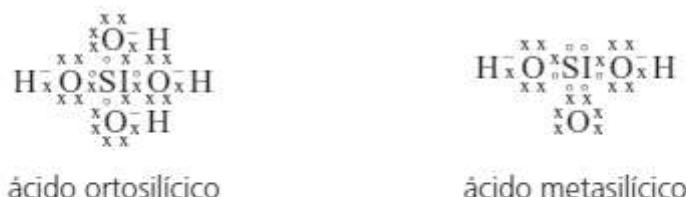


ácido hipoforoso

ácido fosforoso

ácido fosfórico

Grupo del silicio:



ácido ortosilícico

ácido metasilícico





Grupo del boro:



ácido ortobórico



ácido metabórico

EJEMPLO 6.9

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

Respuesta:

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



Sales anfígenas

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



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

el yodato de potasio	KIO_3
el nitrato de calcio	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
el sulfato de sodio	Na_2SO_4
el silicato de magnesio	MgSiO_3
el fosfato de hierro (II)	$\text{Fe}_2(\text{PO}_4)_2$
el carbonato de cobalto (III)	$\text{Co}_2(\text{CO}_3)_3$

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



EJEMPLO 6.10

Indique el nombre de las siguientes sales:

- a) Li BO_2 , b) Ni SO_4 , c) $\text{Be}_2 \text{SiO}_4$

Respuesta:

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

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

EJEMPLO 6.11

Escriba las fórmulas de las sales siguientes:

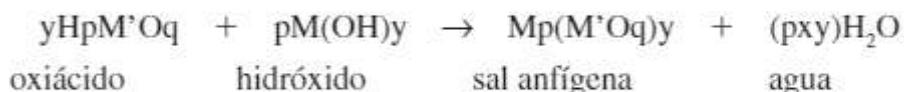
- a) Carbonato de aluminio.
 b) Perclorato de magnesio.
 c) Arseniato de cobre (II).
 d) Telurato de cadmio (II).

Respuestas:

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

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

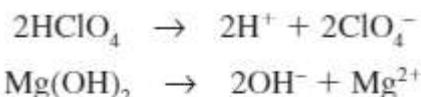
Aplicando el procedimiento generalizado:

- a) $3\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
 ácido carbónico + hidróxido de aluminio = carbonato de aluminio + agua
- b) $2\text{HClO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 ácido perclórico + hidróxido de magnesio = perclorato de magnesio + agua
- c) $2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 3\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
 ácido arsénico + hidróxido de cobre (II) = arseniato de cobre (II) + agua
- d) $\text{H}_2\text{TeO}_4 + \text{Cd}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CdTeO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 ácido telúrico + hidróxido de cadmio = telurato de cadmio + agua

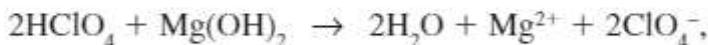
A este método de preparación se le conoce como **neutralización**, pues consiste en igualar las cantidades de iones H^+ que provienen del ácido con las cantidades de iones OH^- que provienen de las bases. La neutralización ocurre cuando la cantidad de ácido reacciona con una cantidad igual de base y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



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



sumando:



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



por tanto:



Autoevaluación

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

	OH^-	NO_2^-	SO_4^{2-}	HAsO_3^{2-}	PO_4^{3-}	SiO_4^{4-}
Ti^+						
Rb^+						
Cu^{2+}						
Fe^{3+}						
Pb^{4+}						
Mn^{2+}						

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





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

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

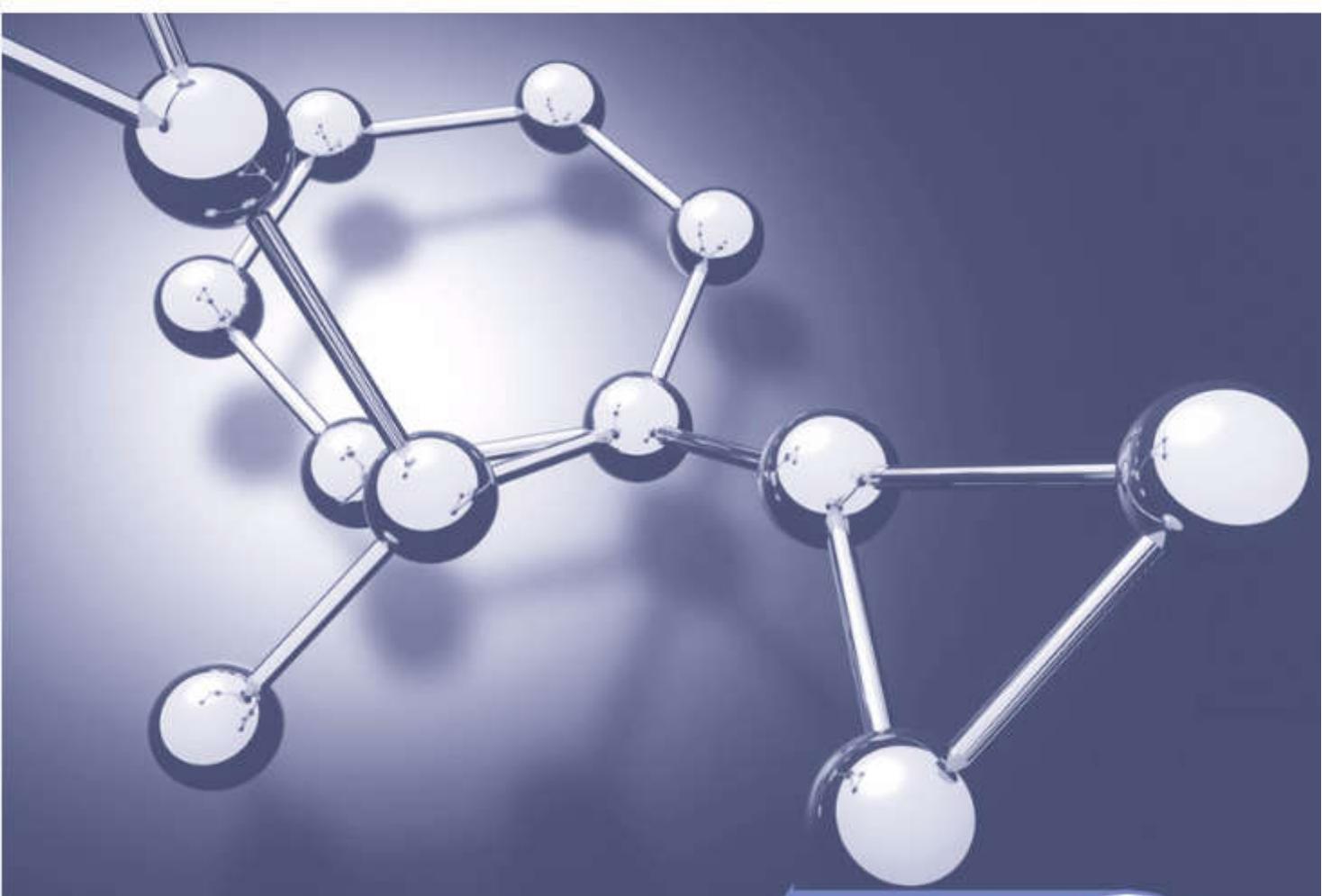
VIII. Investigación: Consulte en otros textos de química, en diccionarios, o en documentos electrónicos los siguientes productos y explique su significado:

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





Funciones compuestas



7

Cationes poliatómicos

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

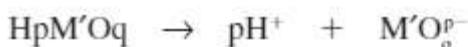
Caso *a)* Aniones protonados

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



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

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



Sumando las ecuaciones anteriores obtenemos



Con ayuda de la última ecuación podemos definir:

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

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



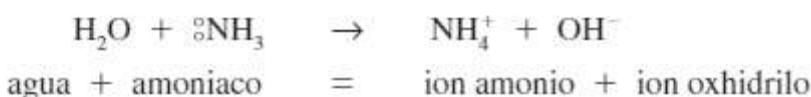
En la tabla 7.1 se enlistan los hidruros ácidos. Las soluciones acuosas de los hidruros ácidos se denominan “ácidos hidrácidos” o simplemente “hidrácidos”, y en su nomenclatura se incluye la palabra ácido, el nombre apocopado del no metal y la terminación “hídrico”. Su fórmula debe estar acompañada por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



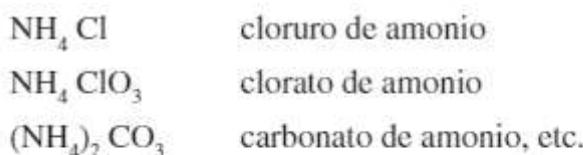
Tabla 7.1 Listado de los ácidos hidrácidos.

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

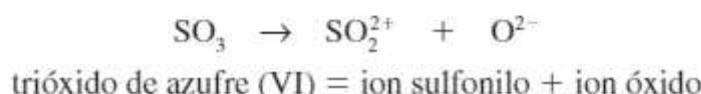
Los hidruros del grupo 15 tienen un par de electrones no compartido y su fórmula general es: EH₃. Al reaccionar estos hidruros con el agua absorben un ion hidrógeno, como se muestra:



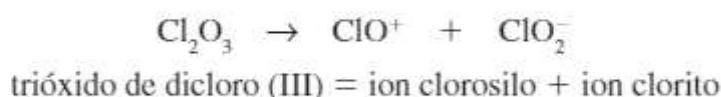
A estos hidruros se les llama “básicos” porque al reaccionar con el agua liberan un grupo OH. El hidruro protonado EH₄⁺ forma su nombre con el del no metal, terminado en “onio”. Aunque los hidruros de nitrógeno (amoniaco), el de fósforo (fosfina) y el de arsénico (arsina) producen los cationes amonio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



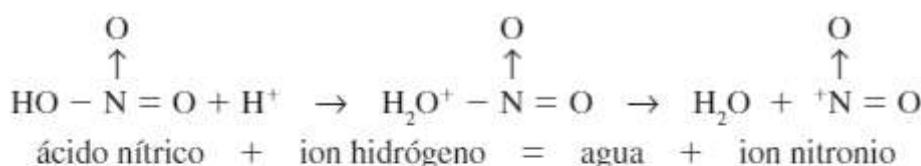
Caso b) Cationes oxigenados. La separación de un ion óxido de una molécula oxigenada puede dar lugar a un catión, por ejemplo:



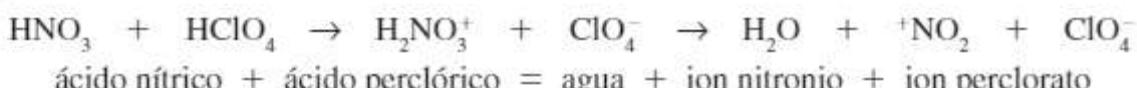
También la ruptura de un óxido puede dar lugar a un anión y un catión oxigenados:



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



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



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

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

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

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

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

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

EJEMPLO 7.1

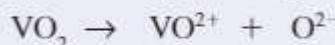
Indique el estado de oxidación del vanadio en el catión vanadilo y una posible reacción para su obtención.




Respuesta:

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

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



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

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

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

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

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

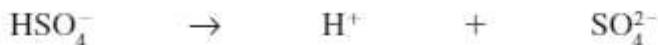
Sales ácidas

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



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

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



ion sulfato ácido = ion hidrógeno + ion sulfato

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

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



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

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

HSO_4^- : sulfato monoácido o sulfato ácido,

HS^- : sulfuro monoácido o sulfuro ácido,

H_2PO_4^- : fosfato diácido y

HPO_4^{2-} : fosfato monoácido.

Otra nomenclatura trivial muy utilizada consiste en:

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

Esta nomenclatura no se utiliza cuando el anión ácido puede contener uno o más hidrógenos. Utilizando esta nomenclatura, el término “bifosfato” podría aplicarse a H_2PO_4^- o a HPO_4^{2-} . Como no hay forma de diferenciarlos, en este caso, esta nomenclatura no es aplicable.

En los dos últimos iones de la tabla 7.3 se muestra una aparente incongruencia entre las reglas de nomenclatura. El dihidrógeno fosfito H_2PO_3^- aparece como fosfito monoácido, esto se debe a que el ion fosfito tiene por fórmula HPO_3^{2-} , y el hidrógeno presente no es ionizable. Por esta razón, el fosfito sólo produce un anión ácido, el H_2PO_3^- , que es monoácido, aunque en la fórmula aparezcan dos hidrógenos. Lo mismo puede decirse del dihidrógeno aresnito.



dihidrógeno fosfito = fosfito + ion hidrógeno

fosfito monoácido = fosfito + ion hidrógeno

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

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



Tabla 7.3 (Continuación)

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre trivial		Origen
HSe^-	Hidrógeno seleniuro	Selenhidrato	H_2Se	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{HSe}^-$
HTe^-	Hidrógeno telururo	Telurhidrato	H_2Te	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{HTe}^-$
HSO_3^-	Hidrógeno sulfito	Bisulfito	H_2SO_3	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$
HSO_4^-	Hidrógeno sulfato	Bisulfato	H_2SO_4	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$
HCO_3^-	Hidrógeno carbonato	Bicarbonato	H_2CO_3	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$
H_2PO_4^-	Dihidrogenofosfato	Fosfato diácido	H_3PO_4	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
HPO_4^-	Hidrógeno fosfato	Fosfato monoácido	H_3PO_4	$\rightarrow 2\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
H_2AsO_4^-	Dihidrógeno arseniato	Arseniato diácido	H_3AsO_4	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_4^-$
HAsO_4^-	Hidrógeno arseniato	Arseniato monoácido	H_3AsO_4	$\rightarrow 2\text{H}^+ + \text{HAsO}_4^-$
H_2PO_3^-	Dihidrógeno fosfito	Fosfito monoácido	H_3PO_3	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_3^-$
H_2AsO_3^-	Dihidrógeno arsenito	Arsenito monoácido	H_3AsO_3	$\rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_3^-$

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

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

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

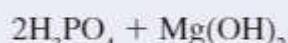
El bicarbonato de calcio es: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ [o $\text{Ca}^{2+}(\text{HCO}_3^-)_2$]

EJEMPLO 7.2

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

Respuesta:

- el ion dihidrogenofosfato es el H_2PO_4^- (tabla 7.3); el ion magnesio es el Mg^{2+} ; la fórmula de la sal es $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- la reacción de obtención debe partir del ácido fosfórico y del hidróxido de magnesio. Según la fórmula de la sal, por cada átomo de magnesio hay dos átomos de fósforo, por lo que los reactivos deben ser:

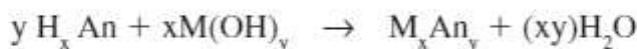


Estos reactivos deben formar una **molécula** de la sal $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ y las moléculas de agua formadas en la neutralización parcial. El magnesio perdió dos grupos hidroxilo OH^- y cada ácido fosfórico perdió un ion H^+ (por la reacción $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4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



Sales básicas

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



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

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

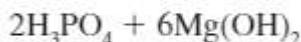


Si se compara con la obtención del fosfato de magnesio:

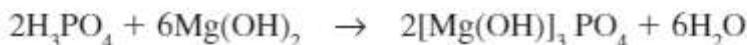


se observa que en el primer caso se utilizó menos hidróxido que el necesario para la neutralización.

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

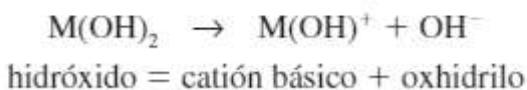


se tendrían seis iones H^+ y 12 iones OH^- , por lo que la sal formada debe contener los iones OH^- excedentes:



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



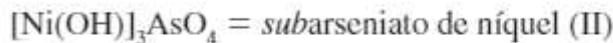
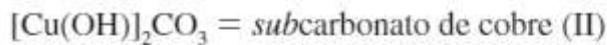
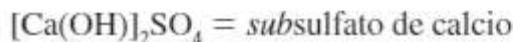


y la fórmula general de las sales básicas es

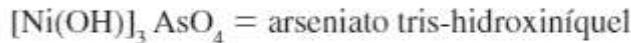
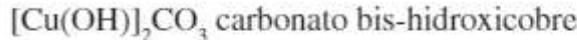
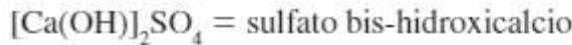
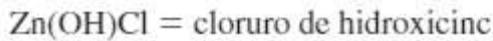


donde x es el número de cargas eléctricas del anión.

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



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



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

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

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

EJEMPLO 7.3

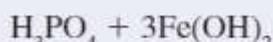
Escriba la fórmula del subfosfato de hierro (II) y la posible reacción de obtención.



Respuesta:

La fórmula debe contener al ion fosfato PO_4^{3-} y al catión básico 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 dos veces $[\text{Fe(OH)}]_3\text{PO}_4$.

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



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

**EJEMPLO 7.4**

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

Respuesta:

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

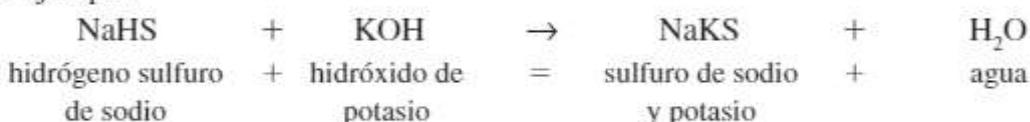
Está claro que una sal no puede ser ácida y básica simultáneamente, puesto que las sales ácidas contienen iones H^+ ionizables y las alcalinas contienen iones OH^- ionizables, que entre ellos se neutralizan. La sal $[\text{VO(OH)}](\text{HSO}_4)$ no puede existir, ya que la reacción de neutralización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



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

Sales dobles**Sales de dos cationes**

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





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



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

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

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

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

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

NH_4MgPO_4 : fosfato de amonio y magnesio

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

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

EJEMPLO 7.5

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

Respuesta:

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

Una reacción de obtención probable es:



Sales de dos aniones

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

PbClF: cloruro floruro de plomo (II).

Ca5F(PO4)3: floruro (tris) fosfato de pentacalcio (mineral: floroapatita).

Pb5Cl(PO4)3: cloruro (tris) fosfato de pentaplomo (II) (mineral: piromorfita).

Ag5SAs: sulfuroarseniuro de pentaplata (I).

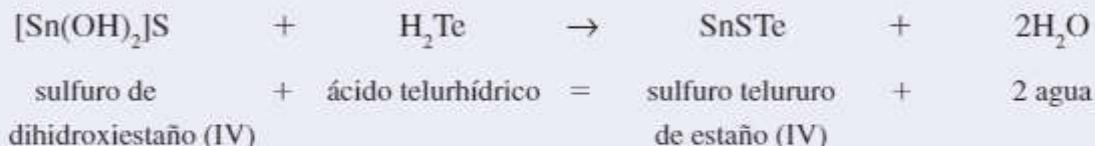
EJEMPLO 7.6

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

Respuesta:

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

Una reacción de obtención probable será:



Sales hidratadas

Aunque en realidad no son compuestos puros, muchos sólidos cristalinos asocian moléculas de agua durante su formación. Estas moléculas de agua influyen en la textura y en algunas propiedades físicas de los sólidos cristalinos, como la transparencia y la solubilidad. Por ejemplo, el CaSO4, anhidrita, forma un sólido agregado de gránulos cúbicos; en cambio, el CaSO4 · 2H2O, yeso, se presenta en cristales generalmente prismáticos que pueden abrirse en capas. El yeso se forma por hidratación (adición de agua) de la anhidrita, operación en la que hay un aumento de 60% del volumen inicial.

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

MgSO4 · H2O: sulfato de magnesio monohidrato

MgSO4 · 4H2O: sulfato de magnesio tetrahidrato





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

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

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

Autoevaluación

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

- | | |
|---|--|
| 1. PH_4^+ | () Hidrógeno fosfato de calcio |
| 2. H_3O^+ | () Sulfato de amonio y potasio |
| 3. $\text{H}_2\text{S}(\text{ac})$ | () Sulfhidrato de amonio |
| 4. ClO_2^+ | () Ion fosfonio |
| 5. CaHPO_4 | () Sulfato de cobre pentahidrato |
| 6. NH_4HS | () Ion hidronio |
| 7. $[\text{Be}(\text{OH})_2\text{SiO}_3]$ | () Ácido sulfídrico |
| 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 ácida y *b* para la que sea básica.

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

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

Nombre trivial

Fórmula

Nombre sistemático

1. Cloruro de sulfurilo



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

IV. Proponga la reacción de obtención del:

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

V. Complete las siguientes reacciones.

1. $\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ _____ + I^-
2. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ _____ + NO_3^-
3. $\text{Br}_2\text{O}_5 \rightarrow$ _____ + 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. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ _____ + H_2O
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 H_2O
10. $\text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ _____

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

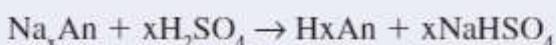
1. MO_r^{s+} _____
2. H_xAn _____
3. HpMOq _____





4. $[M(OH)_n]_xAn_{y-n}$ _____
5. $MM'An$ _____
6. $aMAn \bullet bMAn'$ _____
7. $MH_{x-y}A'n$ _____
8. MO_{q}^{p-} _____

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



Aplique la fórmula general en la obtención de:

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

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

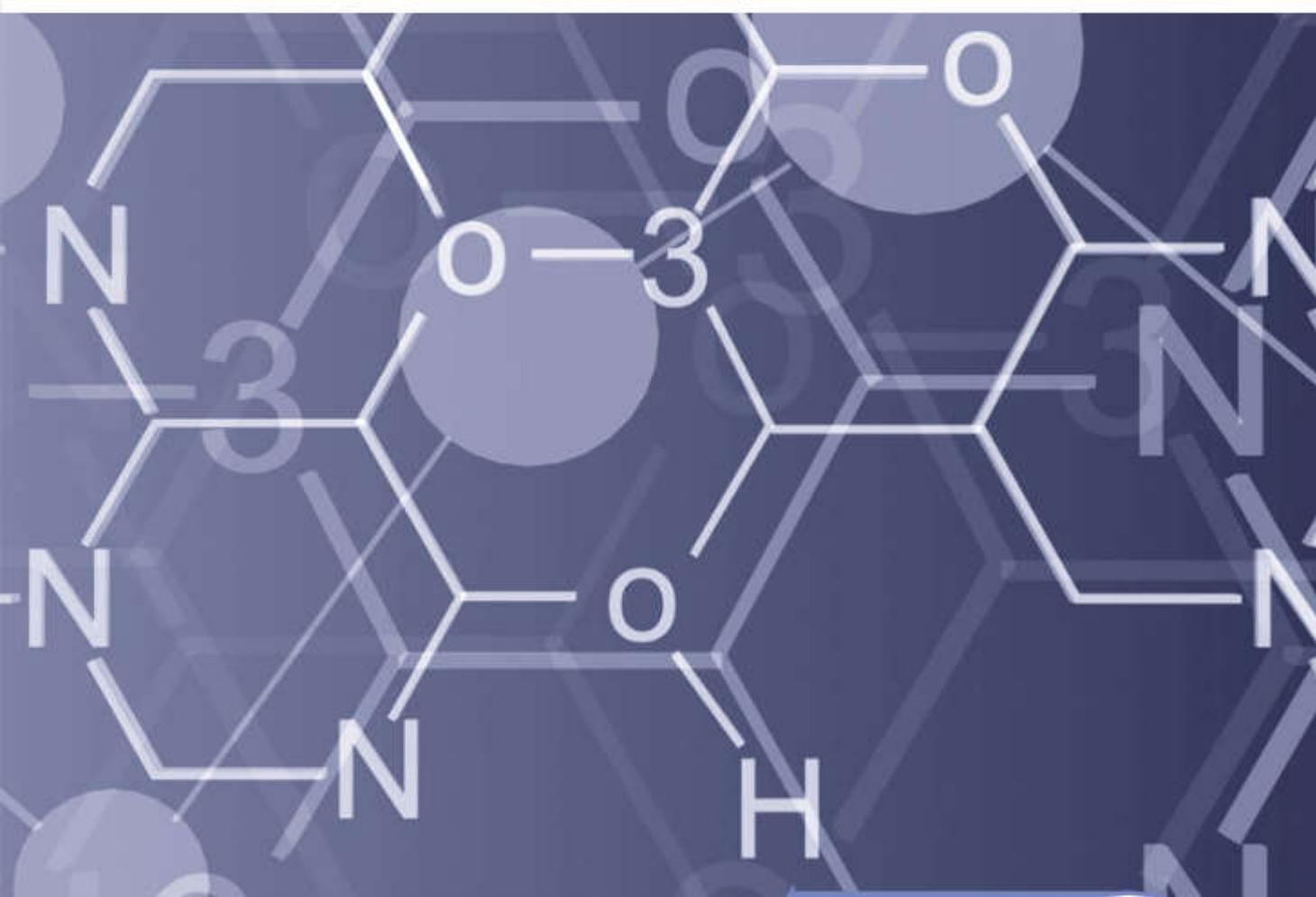
VIII. Investigación. Consulte en la bibliografía o en documentos electrónicos los siguientes términos:

- Cremor tártaro
- Albayalde
- Yeso
- Mica
- Caolín





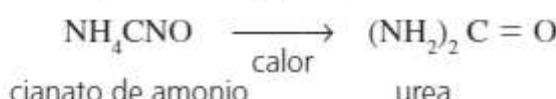
Introducción a la nomenclatura de los compuestos orgánicos



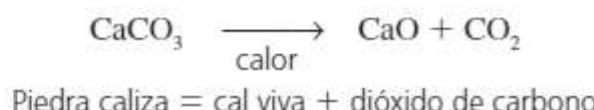
Compuestos orgánicos

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

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



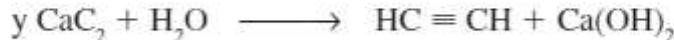
Otro compuesto “puente” entre las definiciones tradicionales de la química orgánica e inorgánica es el acetileno, $\text{HC} \equiv \text{CH}$, la fórmula nos muestra que el acetileno podría incluirse entre los compuestos inorgánicos como un hidruro de dicarbono. El acetileno se obtiene a partir de materiales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



cal viva + dióxido de carbono

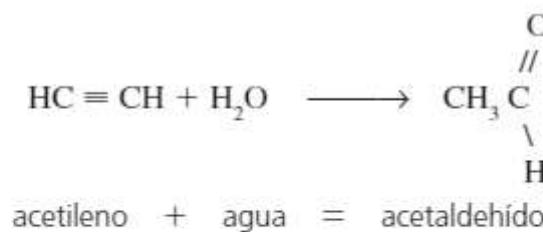


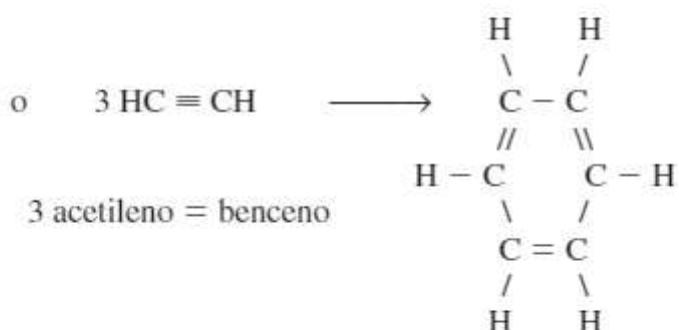
carburo de calcio + dióxido de carbono



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 disolventes, colorantes, plásticos, medicamentos, aglomerantes, etc. Aparte de éstos, los químicos desarrollan o identifican cada año cientos de nuevos compuestos. La tarea de identificar, clasificar y reconocer las propiedades físicas y químicas de los compuestos nuevos no es sencilla. En este capítulo daremos sólo las bases de la nomenclatura y clasificación de los compuestos orgánicos, sin pretender ser exhaustivos ni suficientes.

Características del carbono en los compuestos orgánicos

1. El átomo de carbono tiende a formar cuatro enlaces químicos en los compuestos orgánicos. Esta característica tiene su origen en la configuración electrónica del átomo de carbono: ${}_6C = [He]2s^2 2p^2$, con cuatro electrones externos, cuya representación de Lewis es:



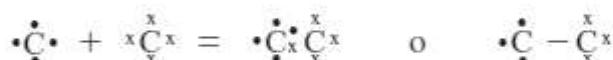
2. Los átomos de carbono pueden unirse entre ellos mismos. Esta capacidad de combinación es el origen de la gran cantidad de compuestos “orgánicos”. La unión de átomos de carbono puede conducir a estructuras lineales, ramificadas y cíclicas:

- a) estructuras lineales: $\cdot\dot{\text{C}} - \dot{\text{C}} - \dot{\text{C}} - \dot{\text{C}} - \dot{\text{C}}\cdot$

- b) estructuras ramificadas:

- c) estructuras cíclicas

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

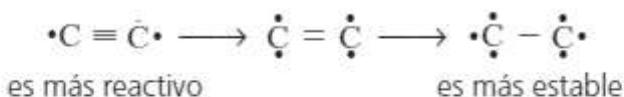


El enlace formado es **covalente** y resulta difícil de romper. Esta propiedad confiere al esqueleto de átomos de carbono gran estabilidad en las reacciones químicas.

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

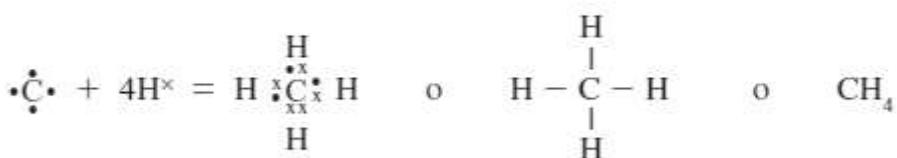


La fuerza de atracción de los átomos hacia los electrones que forman el doble o el triple enlace es **menor** que la que ejercen hacia los electrones que forman el enlace sencillo. Por esta razón los compuestos que contienen dobles o triples enlaces son **más reactivos** que los que contienen sólo enlaces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



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

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



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

Carbono-halógeno: $\cdot\ddot{\text{C}}-\ddot{\text{X}}\cdot$ ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$ o I)

Carbono-oxígeno simple: $\cdot\ddot{\text{C}}-\ddot{\text{O}}\cdot$

o doble $\ddot{\text{C}}=\ddot{\text{O}}$

Carbono-nitrógeno simple: $\cdot\ddot{\text{C}}-\ddot{\text{N}}\cdot$

doble $\ddot{\text{C}}=\ddot{\text{N}}\cdot$

o triple $\cdot\ddot{\text{C}}\equiv\ddot{\text{N}}\cdot$

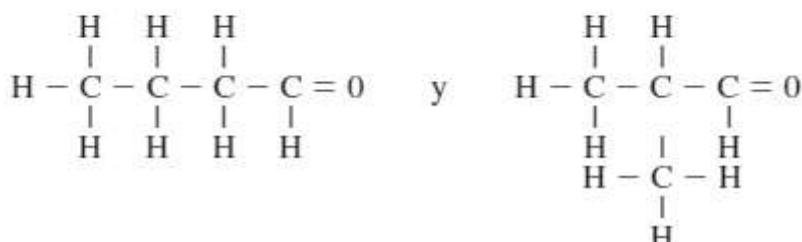
El conjunto de compuestos que se caracteriza por contener un tipo particular de enlace define una **función química**. Por ejemplo, los compuestos que sólo tienen



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

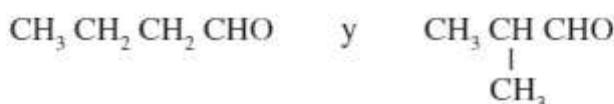
5. Las fórmulas de los compuestos pueden dar distintos grados de información respecto a la estructura de las moléculas:

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



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

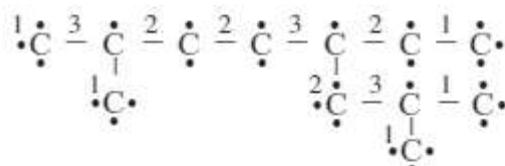
Las fórmulas **semidesarrolladas** no describen cada uno de los enlaces, sino la forma en que se unen los **grupos atómicos** dentro de las moléculas. Las fórmulas semidesarrolladas de los isómeros anteriores son:



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

Las fórmulas condensadas sólo describen la composición química de la molécula, pero sin indicar la distribución de los átomos. Los dos isómeros anteriores tienen la misma fórmula condensada C_4H_8O . Nótese que una fórmula condensada puede representar a compuestos diferentes.

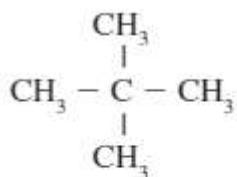
6. Se llama *orden* de combinación de un átomo de carbono al número de uniones que tenga con otros átomos de carbono. En el siguiente esqueleto se marca con 1 a los carbonos primarios (que son los que están unidos a un solo átomo de carbono), con 2 a los secundarios (unidos a otros dos átomos de carbono) 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_3), el oxígeno (CO_2 o H_2CO), etc. En



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



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

Hidrocarburos

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

Alcanos

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

CH_4 , metano

CH_3CH_3 , etano

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

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

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

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

EJEMPLO 8.1

Escriba la fórmula semidesarrollada del *n*-hexadecano.

Respuesta:

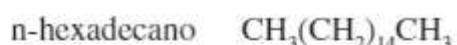
El compuesto debe contener 16 átomos de carbono en estructura lineal:

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





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



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

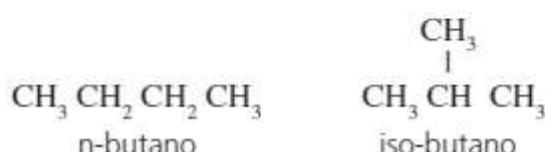
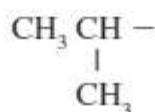


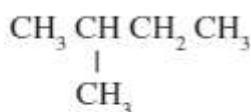
TABLA 8.1 Raíces de los nombres de los hidrocarburos de acuerdo con el número de átomos de carbono que contienen.

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

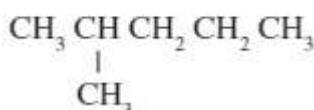
El nombre de la última fórmula indica que el compuesto es un isómero del butano, obtenido por ramificación. A partir de esta fórmula se puede obtener todo un conjunto de iso-alcanos que se caracteriza por la distribución de los tres átomos carbonos terminales, según la estructura:



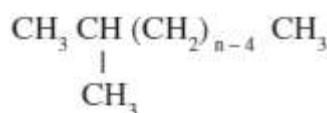
Por ejemplo, el isopentano es



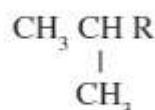
el isohexano es:



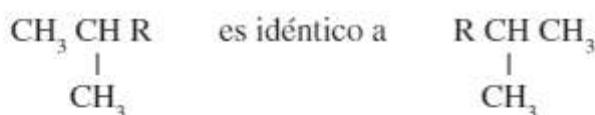
y el isoeneano es:



o también



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



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

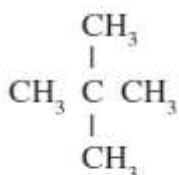
Tabla 8.2 Nombres y fórmulas de algunos radicales alquilo de uso frecuente.

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



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

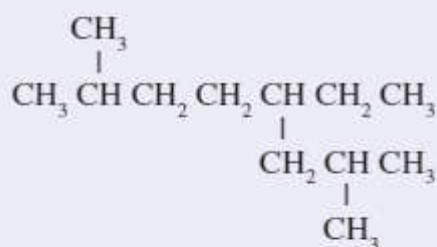




- 1) Dada la fórmula desarrollada o semidesarrollada, elíjase el esqueleto de átomos de carbono que sea más largo. El carbono 1 de este esqueleto es el que se encuentra más cercano a una ramificación.
- 2) Indíquese el nombre de los radicales alquilo que forman las ramificaciones de la cadena seleccionada.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

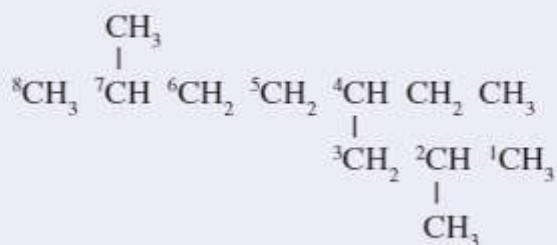
EJEMPLO 8.2

Asigne el nombre sistemático al alcano siguiente:



Respuesta:

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



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

4-etil - 2,7-dimetiloctano



EJEMPLO 8.3

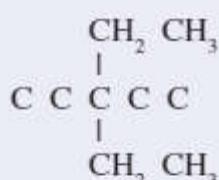
Escriba la fórmula semidesarrollada del 3,3-dietilpentano.

Respuesta:

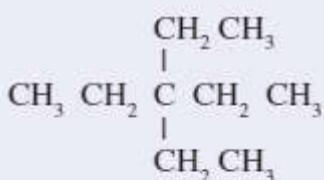
- 1) Escriba en forma lineal la cadena de carbonos más larga; enumere los átomos de 1 a 5:



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



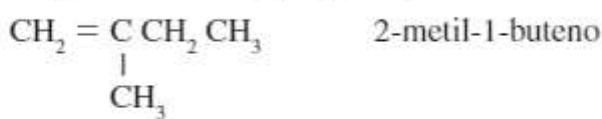
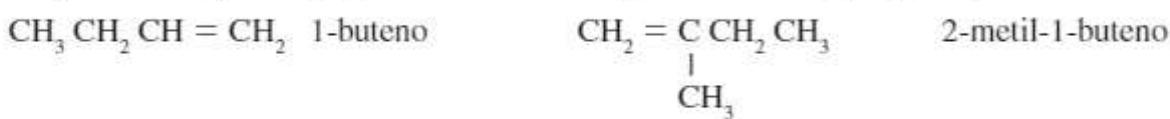
- 3) Complete el esqueleto con átomos de hidrógeno. Cada átomo de carbono primario (o terminal) debe tener tres hidrógenos, los intermedios (o secundarios) dos y los sustituidos o ramificados deben completar a cuatro el número de uniones del carbono. Los enlaces horizontales no se escriben:

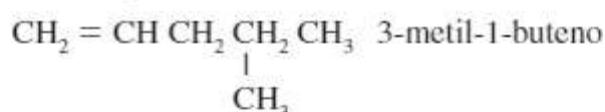
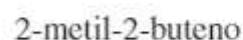
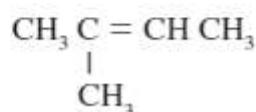
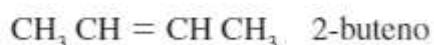


La fórmula general de los alkanos es $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, donde n es el número de átomos de carbono. En el último ejemplo se obtiene la fórmula condensada C_9H_{20} .

Alquenos

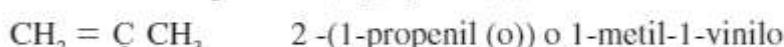
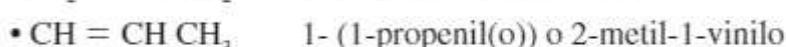
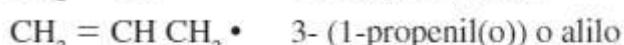
Los **alquenos** son hidrocarburos que se caracterizan por contener al menos un doble enlace en su molécula. Su nomenclatura es muy semejante a la de los alkanos, pero terminan su nombre en *-eno*. Además, se necesita un número adicional para indicar el número del átomo de carbono que soporta al doble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





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

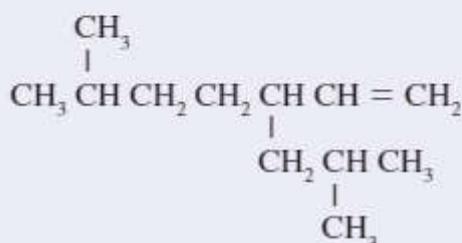
Existen los radicales alquenilo que se obtienen formalmente por la eliminación de un átomo de hidrógeno (H^+) a un alqueno. Los más frecuentes son:



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

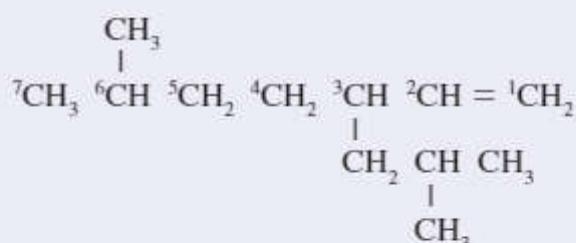
EJEMPLO 8.4

Indique el nombre del hidrocarburo siguiente:



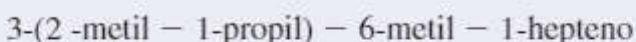
Respuesta:

- 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:

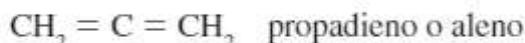


2) En la posición 6 hay un metil. En la posición 3 se encuentra un radical $-\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)_2$, cuyo nombre es 2-metil-1-propil.

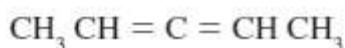
3) El nombre del hidrocarburo es



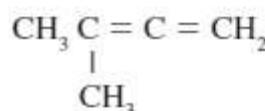
Los alquenos pueden tener más de un doble enlace. Los que tienen dos dobles enlaces se llaman dienos, los que tienen tres, trienos, etc. Se usa el término polienos para los que tienen varios dobles enlaces. En los dienos se presentan dos casos importantes: los que tienen los dos dobles enlaces soportados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



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



1,3-dimetil propadieno



1, 1-dimetilpropadieno

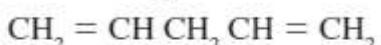
En los otros casos se sigue la nomenclatura de los hidrocarburos ramificados, anteponiendo al nombre del alqueno lineal los números que señalan a los átomos de carbono que soportan los dobles enlaces y el nombre del alqueno terminado en dieno, trieno, etc:



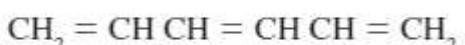
1, 3-butadieno



2- metil-1, 3-butadieno (isopreno)

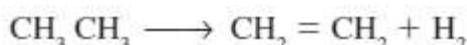


1, 4- pentadieno



1, 3, 5- hexatrieno

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



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

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

C_nH_{2n} para un monoalqueno





- $C_n H_{2n-2}$ para un alcadieno
 $C_n H_{2n-4}$ 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*:

- $H C \equiv CH$ etino o acetileno
 $H C \equiv C CH_3$ propino
 $H C \equiv C CH_2 CH_3$ 1- butino y
 $CH_3 C \equiv C CH_3$ 2- butino

EJEMPLO 8.5

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

Respuesta:

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

- $HC \equiv C CH_2 CH_2 CH_2 CH_3$ 1- hexino o butilacetileno
 $CH_3 C \equiv C CH_2 CH_2 CH_3$ 2- hexino o 1-metil-2-propilacetileno
 $CH_3 CH_2 C \equiv C CH_2 CH_3$ 3- hexino o 1, 2-dietilacetileno

$$HC \equiv C \begin{matrix} CH_3 \\ | \\ CH \end{matrix} CH_2 CH_2 CH_3$$
 3- metil-1-pentino o 2-butilacetileno

$$HC \equiv C \begin{matrix} CH_3 \\ | \\ C \end{matrix} CH_3$$
 3,3- dimetil-1-butino o (2-metil-2-propil) acetileno o terbutil acetileno

$$HC \equiv C CH_2 \begin{matrix} CH \\ | \\ CH_3 \end{matrix} CH_3$$
 4- metil -1- pentino o isobutilacetileno

$$CH_3 C \equiv C \begin{matrix} CH \\ | \\ CH_3 \end{matrix} CH_3$$
 4- metil- 2- pentino o metil-isopropilacetileno



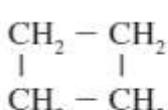
Los alquinos dan radicales alquinilo; por ejemplo:



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

Hidrocarburos cílicos

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



es idéntico a



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



Ciclopropano



Ciclobutano



Ciclopentano



Ciclopenteno



Ciclohexeno

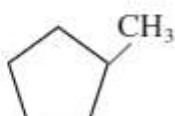


Ciclooctatetraeno

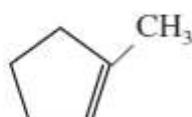


Ciclooctino

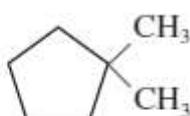
Cuando estos hidrocarburos presentan ramificaciones forman su nomenclatura como los de la cadena abierta. En los cicloalcanos el carbón 1 soporta la ramificación de menor peso molecular. En los cicloalquenos y cicloalquinos los carbonos 1 y 2 contienen al doble o al triple enlace:



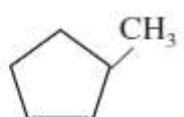
metilciclopentano



1- metilciclopenteno

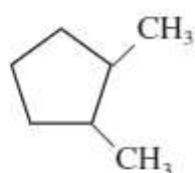


1,1- dimetilciclopentano

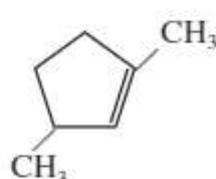


3- metilciclopenteno

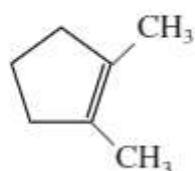




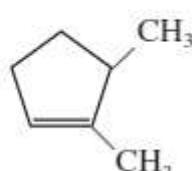
1, 2- dimetilciclopentano



1,3- dimetilciclopenteno

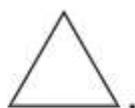


1, 2- dimetilciclopenteno

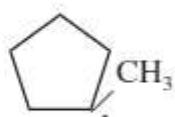


2, 3- dimetilciclopenteno

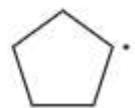
Los radicales que se forman a partir de estos compuestos siguen la misma nomenclatura que los de cadena abierta. Algunos ejemplos son:



ciclopropilo



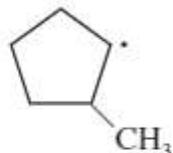
1- (1- metilciclopentilo)



ciclopentilo



1- (ciclopentenilo)



1- (2- metilciclopentilo)



3- ciclopentenilo

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



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

EJEMPLO 8.6

Escriba la fórmula condensada del 3,3- dimetilciclohexeno.

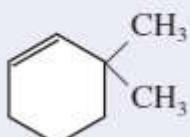
Respuesta:

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





Compruebe con la estructura de la molécula:



Hidrocarburos aromáticos

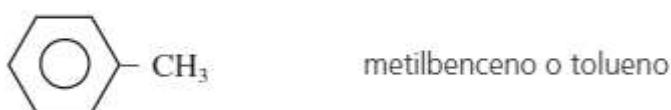
Una estructura cíclica particular, la del ciclohexatrieno, da origen a una estructura singular en la cual los dobles enlaces pueden estar girando:



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

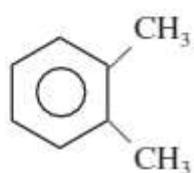


El benceno y sus derivados dan origen a un conjunto de compuestos denominados aromáticos. Los derivados provienen de las condensaciones de otros núcleos con dobles enlaces alternados (tabla 8.3) o de las ramificaciones que estos esqueletos puedan presentar:

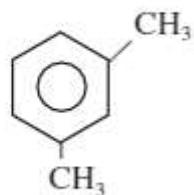


Cuando el benceno tiene dos ramificaciones, éstas pueden ocurrir en tres posiciones relativas. Las posiciones 1, 2 se llaman orto, las 1, 3 se llaman meta y las 1, 4 se llaman para. Son ejemplos:

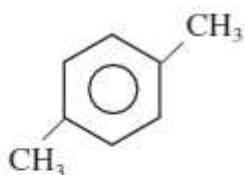




1, 2- dimetilbenceno, ortoxileno

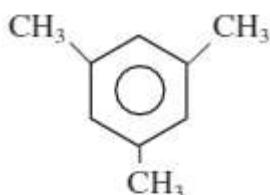


1, 3- dimetilbenceno, metaxileno

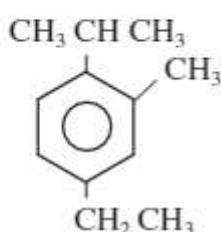


1, 4- dimetilbenceno, paraxileno

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

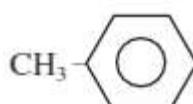


1, 3, 5- trimetilbenceno



5- etil 2 2- isopropil 2 1- metilbenceno

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

 $\text{C}_6\text{H}_5\cdot$ o fenilo o \emptyset 

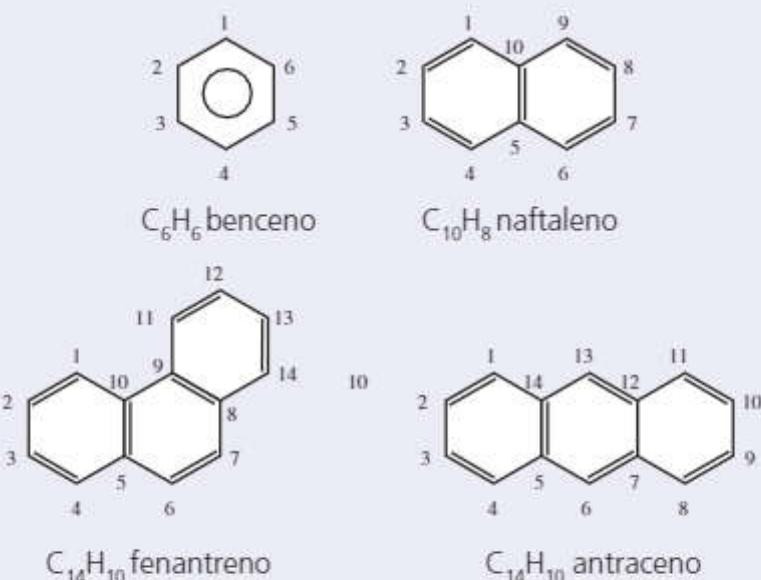
4- metilfenilo o paratoluilo



fenilmetilo o bencilo



Tabla 8.3 Núcleos aromáticos de uso frecuente.



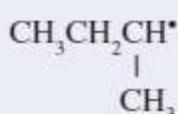
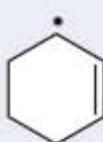
Cuando el electrón no apareado se encuentra sobre la ramificación, la nomenclatura corresponde a la de los radicales alquilo ramificados.

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

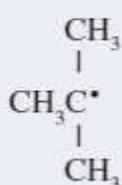
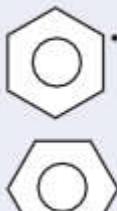
Tabla 8.4 Nombres y fórmulas de radicales de hidrocarburos de uso frecuente.

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

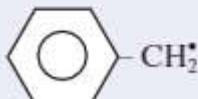


2- butil
(sec-butil)

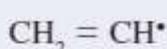
3- ciclohexenil

2- metil-2- propil
(terbutil)

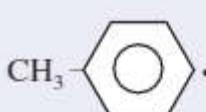
fenil



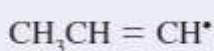
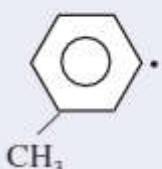
bencil



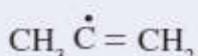
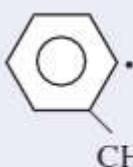
etenil (vinil)



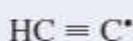
paratoluil

1- (1- propenil)
(2 -metil-1- vinil)

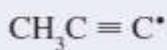
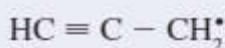
metatoluil

2- (1- propenil)
(2- metil-2- vinil)

ortotoluil

3- (1- propenil)
(alil)

Etinil (acetilenil)

1- (1- propinil)
(metiletinil)

3- (1- propinil)

2- fenil vinil
(estirenil)

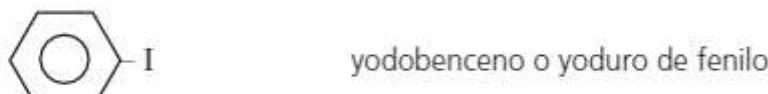
Compuestos halogenados

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. ($\text{X} = \text{F, Cl, Br o I}$), 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:





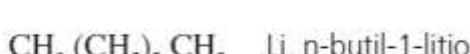
Los hidrocarburos pueden **polihalogenarse**, esto es, contener varios átomos de halógeno, iguales o diferentes. En estos casos se aplica la nomenclatura sistemática:



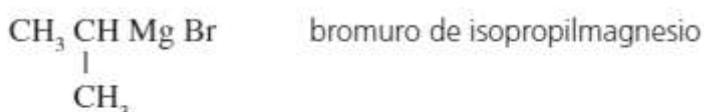
Compuestos organometálicos

Al igual que los halógenos, los metales alcalinos M^+ 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, es decir, cuando sólo se ha sustituido un hidrógeno del amoniaco; se llaman **secundarias** cuando hay dos radicales en la fórmula y **terciarias** cuando hay tres. La nomenclatura general consiste en dar los nombres de los radicales, en orden creciente del peso molecular, agregando al último nombre la palabra amina:

CH_3NH_2	metilamina	$\text{C}_6\text{H}_{13}\text{NH}_2$	hexilamina
CH_3NHCH_3	dimetilamina	$\text{C}_6\text{H}_{13}\text{NHCH}_3$	metilhexilamina
$\text{CH}_3 - \text{N} - \text{CH}_3$ CH_3	trimetilamina	$\text{C}_6\text{H}_{13} - \text{N} - \text{CH}_2\text{CH}_3$ CH_3	metil-etyl-hexilamina

Alcoholes

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

CH_3OH	metanol		ciclopentanol
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	etanol		fenol
$\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{OH}$ CH_3	isopropanol (2- propanol)		benzol
$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{OH}$	1- propen 2 1- ol		parametil fenol

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*:





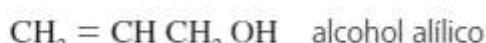
alcohol metílico



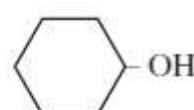
alcohol etílico



alcohol isopropílico

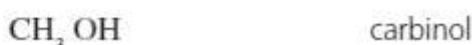


alcohol alílico



alcohol ciclohexílico

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:



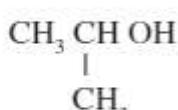
carbinol



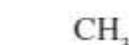
metil carbinol



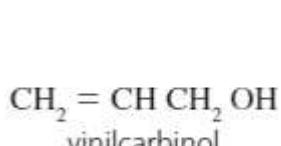
etil carbinol



dimetil carbinol



trimeticarbinol



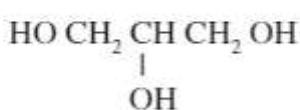
Se llaman **alcoholes polihídricos** o **polioles** a aquellos que tienen más de un grupo OH. Los más frecuentes son los dioles y los trioles:



1, 2- etanodiol

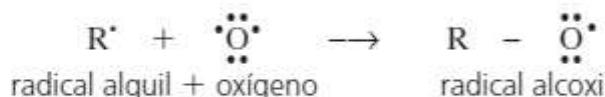


1, 3- propanodiol

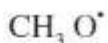
1, 2, 3- propanotriol
(glicerina)1, 4 -dihidroxibenceno
(hidroquinona)

Radicales alcóxido

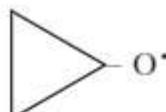
La unión de un radical alquilo a un átomo de oxígeno produce un radical de fórmula general R – O[·]:



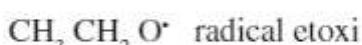
La nomenclatura de los radicales alcóxido se hace sustituyendo la terminación *-il* del alquil por la terminación *-oxi*:



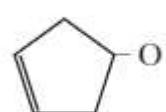
radical metoxi



radical ciclopropoxi

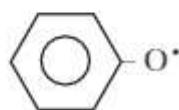


radical etoxi



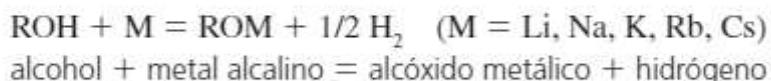
radical 4- ciclopentenoxi





radical fenoxi

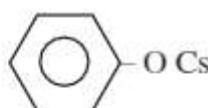
Los alcóxidos pueden unirse a átomos metálicos, en especial a los metales alcalinos para dar origen a los alcóxidos metálicos. La obtención corresponde a la reacción del metal con un alcohol:



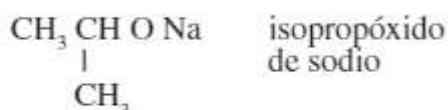
Su nomenclatura consiste en dar el nombre del alcóxido, la preposición **de** y el nombre del metal:



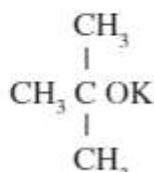
etóxido de litio



fenóxido de cesio



isopropóxido de sodio



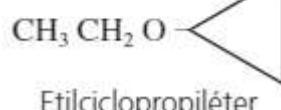
2- metil 2 – 2- propóxido de potasio

Éteres

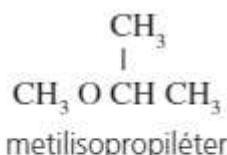
La combinación de un radical alquilo con un radical alcóxido produce compuestos de fórmula general $\text{R O R}'$, denominados éteres. Forman su nombre indicando los nombres de los radicales alquilo unidos al oxígeno, seguidos de la palabra éter:



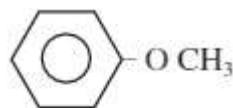
metiletiléter



Etilciclopropiléter



metilisopropiléter

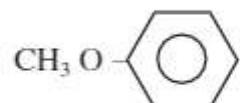


Metilfeniléter

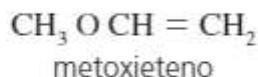
Cuando $\text{R} = \text{R}'$ se dice que el éter es simétrico y su fórmula es ROR' o R_2O . Su nombre usa el prefijo **di** en lugar de repetir el nombre de los radicales:

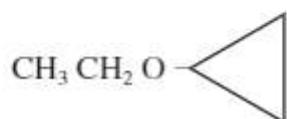
CH_3OCH_3 dimetileter en lugar de metil-metileter

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

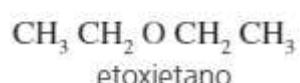


metoxibenceno





etoxiciclopropano



etoxietano

Compuestos carbonílicos

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

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

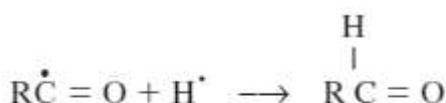
Fórmula	Nombre sistemático	Nombre particular
$\text{H}\dot{\text{C}} = \text{O}$	metanoilo	formilo
$\text{CH}_3\dot{\text{C}} = \text{O}$	etanoilo	acetilo
$\text{CH}_3\text{CH}_2\dot{\text{C}} = \text{O}$	propanoilo	propionilo
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\dot{\text{C}} = \text{O}$	n-butanoilo	butirilo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





Aldehídos

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



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

HCHO	metanal	formaldehído o formol
CH_3CHO	etanal	acetaldehído
$\text{CH}_2 = \text{CH CHO}$	propenal	acrilaldehído o acroleína
$\text{OHC} - \text{CHO}$	etanodial	gioxal

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



Cetonas

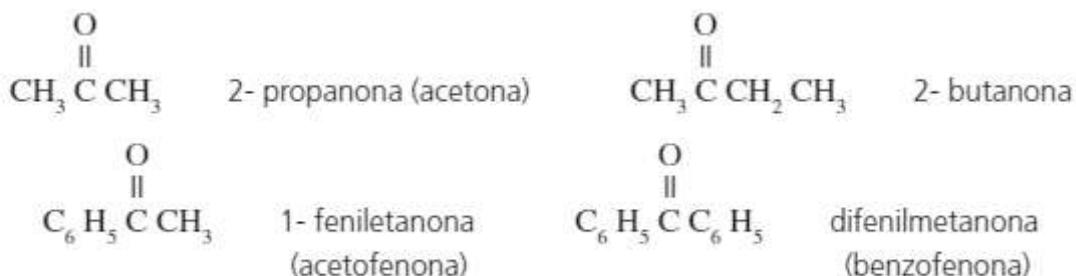


Las cetonas responden a la fórmula general $\text{R C R}'$, esto es, son producto de la unión de un radical acilo con un radical alquilo. La nomenclatura más común indica la necesidad de enunciar los nombres de los dos radicales, seguidos de la palabra **cetona**, aunque cuando los radicales son iguales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

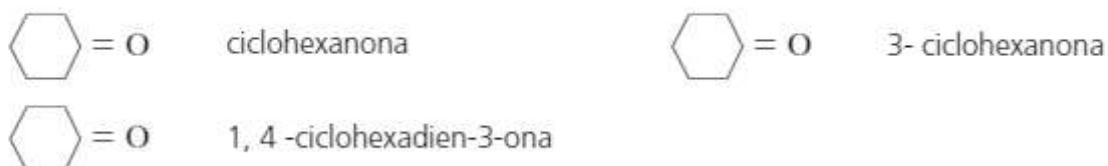
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 \text{C} \text{CH}_3 \end{array}$	dimetilcetona	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 \text{C} \text{CH}_2 \text{CH}_3 \end{array}$	etilmetylacetona
	fenilmetylacetona		difenilacetona



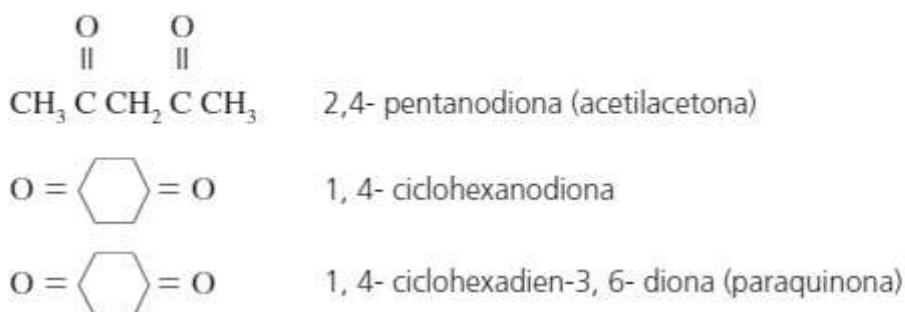
La nomenclatura sistemática consiste en dar el nombre que corresponde al hidrocarburo que tiene el mismo número de átomos de carbono y hacerlo terminar en *-ona*, anteponiendo un número que indique la posición del carbonilo en la cadena de carbonos:



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



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

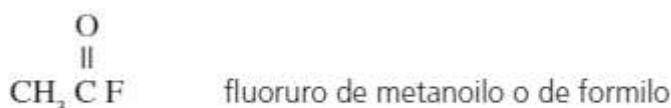


Halogenuros de acilo

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



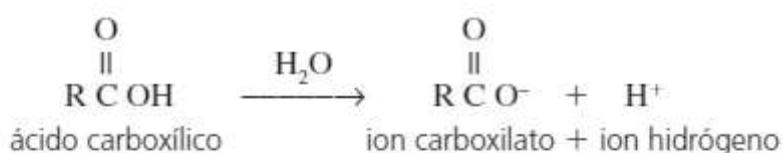
La nomenclatura de estos compuestos es semejante a las sales halógenas o a la de los halogenuros de alquilo: se indica el nombre del halógeno terminado en *-uro*, la preposición *de* y el nombre del radical:



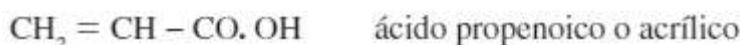


Ácidos carboxílicos

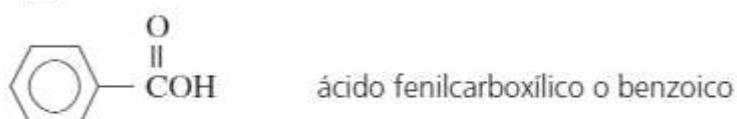
La unión del radical acilo con el grupo OH produce compuestos de fórmula RCO. OH llamados ácidos carboxílicos. El grupo –CO. OH recibe el nombre del **carboxilo**. Estos compuestos tienen propiedades ácidas, esto es, en agua se disocian dando un ion H⁺ y un anión carboxilato, RCO. O⁻.



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



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



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





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



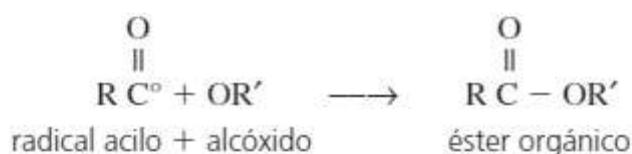
Los aniones carboxilato pueden combinarse con los cationes inorgánicos para dar sales orgánicas de fórmula general $(\text{RCO.O})_x \text{M}$, donde M es el símbolo del catión y x su estado de oxidación (M^{x+}):

$\text{HCO.O}^- \text{Na}$	formiato de sodio
$(\text{CH}_3\text{CO.O})_2 \text{Ca}$	acetato de calcio
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16} \text{CO.O}^- \text{NH}_4$	estearato de amonio
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14} \text{CO.O}^- \text{K}$	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.

Ésteres

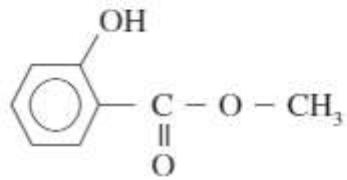
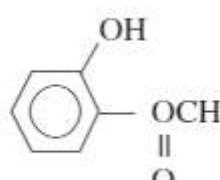
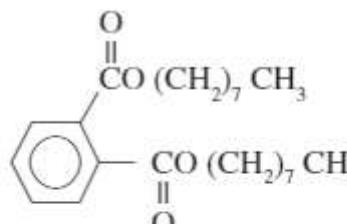
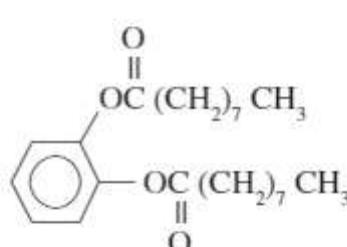
La unión de un radical acilo con un radical alcóxido produce un compuesto de fórmula general $\text{RCO.OR}'$ llamado **éster orgánico**:



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



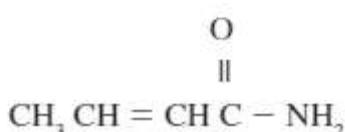


	2- hidroxifenilcarboxilato de metilo o salicilato de metilo
	etanoato (acetato) de 2- hidroxifenilo o acetato de salicilo
$\text{CH}_2 = \text{CH} \underset{\substack{\text{O} \\ \parallel}}{\text{C}} - \text{O} \underset{\substack{\text{CH CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3}}{\text{CH}}$	propenoato de 2- propilo, o acrilato de isopropilo
$\text{CH}_2 = \text{CH O} \underset{\substack{\text{O} \\ \parallel}}{\text{C}} \underset{\substack{\text{CHCH}_3 \\ \\ \text{CH}_3}}{\text{CH}}$	2- metil-propanoato de etenilo, o isobutirato de vinilo
	benceno dicarboxilato de dioctilo, o ftalato de dioctilo
	dinonanoato de 1, 2- fenilo, o dinonilato de ortofenilo

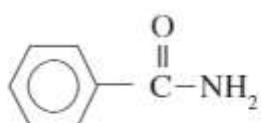
Amidas

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

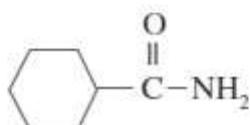




2 butenamida o crotonamida

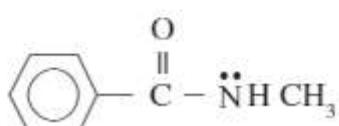


fenilmetanamida, fenilcarboxamida o benzamida

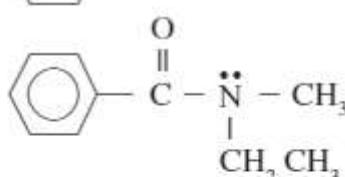


ciclohexilmetanamida o ciclo hexilcarboxamida

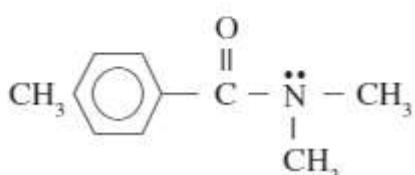
Los hidrógenos del grupo amida pueden estar sustituidos por radicales alquilo. Éstos se citan indicando la letra *N* antes del nombre del radical:



N-metil -benzamida



N, N -etil, metil benzamida



4, N, N- trimetilbenzamida

Autoevaluación

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

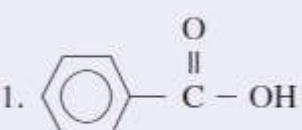
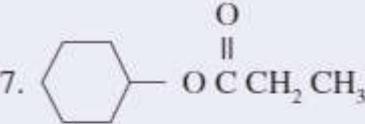
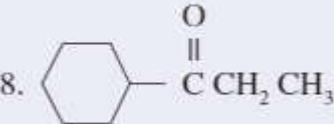
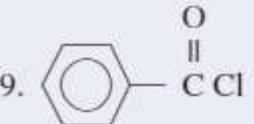
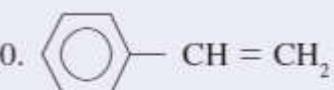
- | | | |
|--------|-----|-------------------|
| 1. RH | () | ácido carboxílico |
| 2. RX | () | alcohol |
| 3. ROH | () | alcóxido metálico |





- | | | |
|-----------------------|-----|-----------------------|
| 4. $R\text{NH}_2$ | () | aldehído |
| 5. ROM | () | amida |
| 6. RCHO | () | cetona |
| 7. RCO.OH | () | éster |
| 8. $\text{R CO.R}'$ | () | halogenuro de alquilo |
| 9. R CO.NH_2 | () | hidrocarburo |
| 10. $\text{RCO.OR}'$ | () | 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. $\text{CH}_2 = \text{CH CH}_2 \text{OH}$ | () | éster orgánico |
| 3. $\text{CH}_3 \underset{\text{O Na}}{\underset{ }{\text{CH}}} = \text{CH C} - \text{NH}_2$ | () | amina |
| 4. $\text{O} = \text{CH CH}_2 \text{CH} = \text{O}$ | () | hidrocarburo |
| 5. CH_3NHCH_3 | () | amida |
| 6.  | () | alcóxido metálico |
| 7.  | () | cetona |
| 8.  | () | ácido carboxílico |
| 9.  | () | halogenuro de acilo |
| 10.  | () | aldehído |



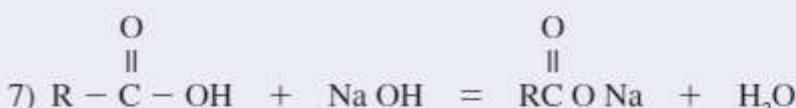
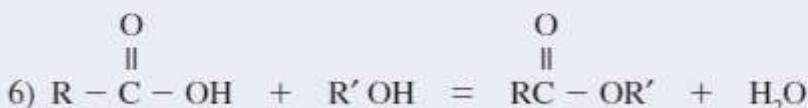
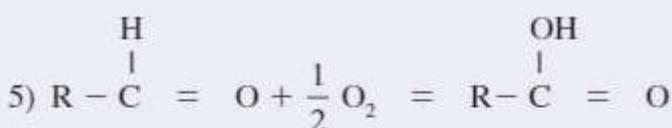
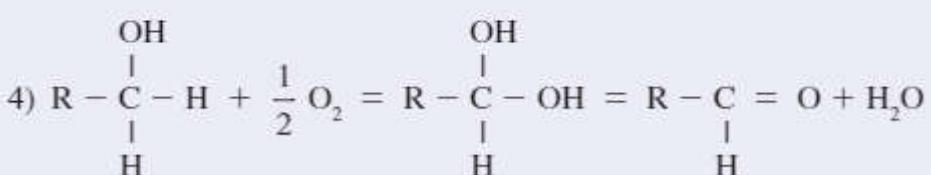
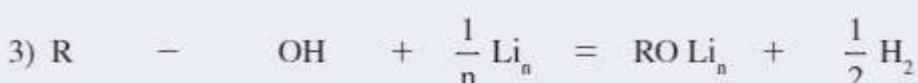
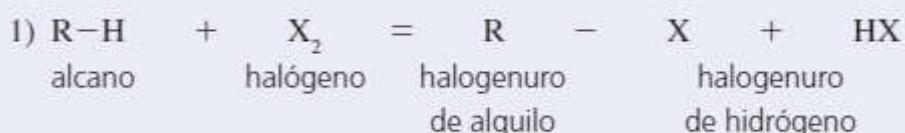
III. Indique el nombre sistemático (según la IUPAC) de cada uno de los compuestos del ejercicio II.

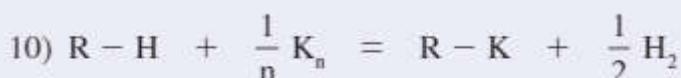
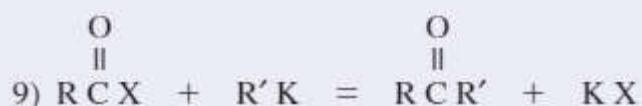
IV. Síntesis formales

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

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

EJEMPLO:





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

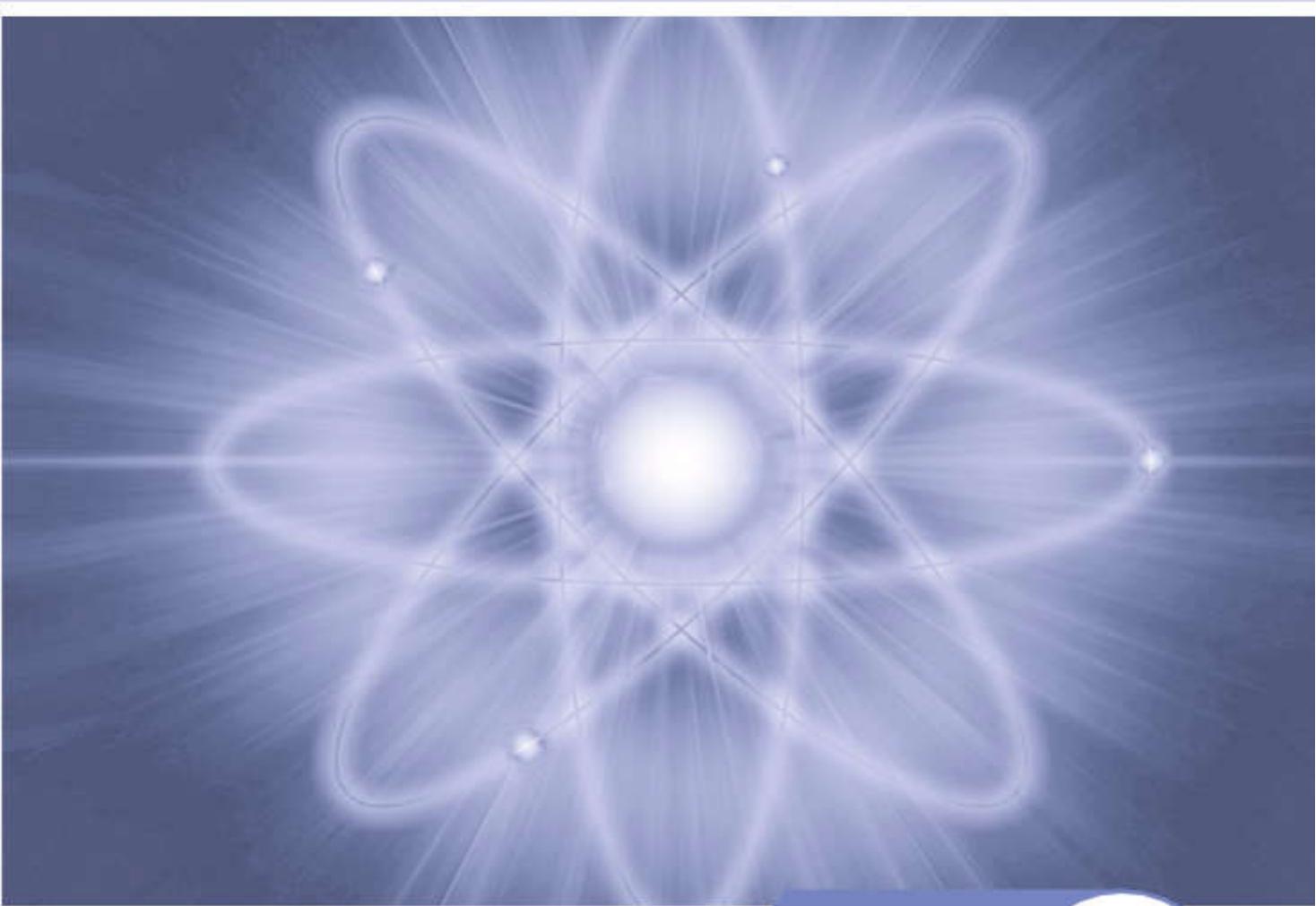
1. Cloruro de butilo
2. Alcohol vinílico
3. Isopreno
4. Paraxileno
5. Hidroquinona
6. Anilina
7. Ácido 2- acetilsalicílico (aspirina)
8. Valerianato de isobutirilo
9. Acetona
10. Glicerina

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





Glosario



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



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

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



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

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

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

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

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





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

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

Alcano. Compuesto formado por carbono e hidrógeno en el que todas las uniones C-C son enlaces sencillos. El hidrocarburo puede ser lineal o ramificado, y tiene una fórmula general condensada $\text{C}_n \text{H}_{2n+2}$. Los alkanos 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 alkanos de cuatro carbonos o más dan **isómeros estructurales**. (Véase isómeros.)

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

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

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

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



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

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

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

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

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

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

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



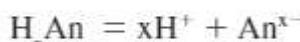


Anhídrido. Llámase frecuentemente anhídrido al óxido de un no metal, compuesto que puede ser obtenido fácilmente mediante la deshidratación de un ácido oxigenado. Por ejemplo, el CO_2 se denomina con frecuencia anhídrido carbónico (en lugar de dióxido de carbono) por provenir del ácido carbónico: $\text{H}_2\text{CO}_3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

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

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

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



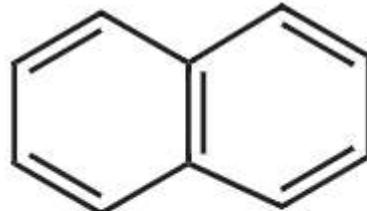
El nombre de los iones monoatómicos se obtiene con la terminación *uro* del nombre del elemento, como el P^{3-} , que es el ion fosfuro. El nombre de los aniones poliatómicos sigue las reglas dadas en la definición de **sales anfígenas**.

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

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

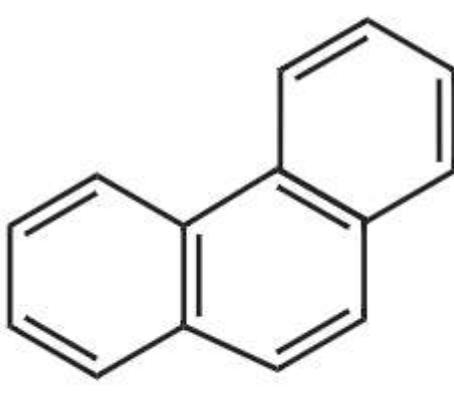
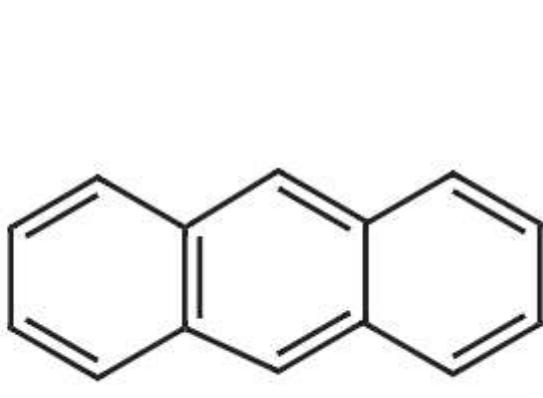


benceno



naftaleno

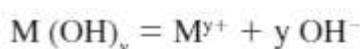




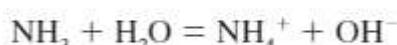
Átomo. Cantidad mínima de masa de un elemento que puede participar en una reacción.

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

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

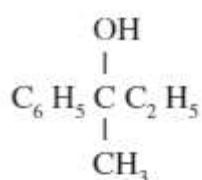


También son bases las sustancias que al reaccionar con el agua generan iones oxhidrilo:



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

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



etil, fenil, metilcarbinol





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

Carga formal. Es el número de electrones que un átomo ha ganado o perdido al químicamente combinado con otro u otros átomos. Cuando un átomo pierde electrones queda cargado positivamente, cuando los gana, su carga es negativa. La carga formal se escribe en forma de un exponente arriba y a la derecha del símbolo atómico, y consta de un número y un signo: A^y o B^x como en el aluminio, Al^{3+} , o en el 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, se caracterizan por su gran estabilidad física y química, ya que sólo se funden o reaccionan a muy altas temperaturas. Son ejemplos los óxidos de silicio SiO_2 , el óxido de aluminio Al_2O_3 y los de los elementos del bloque *f*.

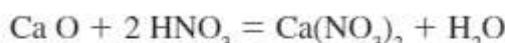
Cetonas. Compuestos orgánicos que resultan de unir dos radicales de hidrocarburo al grupo carbonilo $:C=O$. Su fórmula general es $RCO.R'$ y su nomenclatura usual consiste en dar los nombres de los radicales R y R' seguidos de la palabra cetona:

$C_2H_5CO.CH_3$, etil metilcetona;

$CH_3CO.CH_3$, dimetilcetona (acetona);

$C_6H_5CO.CH_3$, fenil metilcetona, acetofenona.

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



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

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



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

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

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

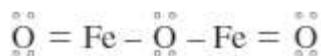
Configuración electrónica. Es la secuencia de los nombres de orbitales ocupados por electrones en un átomo en su estado fundamental. Por ejemplo, la configuración electrónica del $_{10}Ne$ es $1s^2 2s^2 2p^6$. La tabla 3.1 contiene un listado de las configuraciones electrónicas de los átomos de los elementos.

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

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

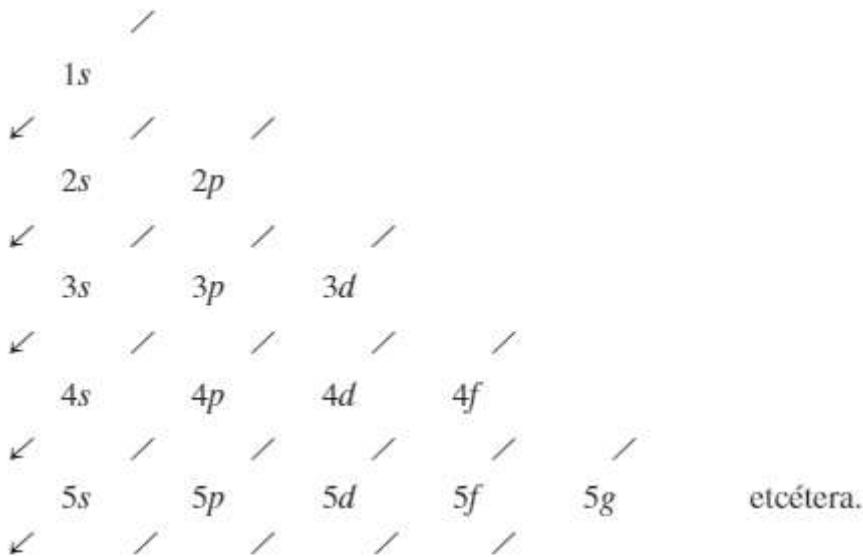


Desarrolladas, fórmulas. Representación de la composición de las moléculas, indicando la posición de cada uno de los enlaces químicos y pares de electrones no compartidos. Por ejemplo, la fórmula condensada del óxido de hierro (III) es Fe_2O_3 ; su fórmula desarrollada es



Diagonales, regla de las. Recurso nemotécnico que se utiliza para recordar la secuencia del llenado de los orbitales atómicos en átomos que tienen muchos electrones. Para la elaboración del diagrama se escriben en columnas los orbitales que tienen el mismo valor de l y en filas 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 H₂, O₂, N₂, etc., y se llaman homoatómicas, o diferentes, como en HCl, CuO, NaF, etc., en cuyo caso se llaman heteroatómicas.

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

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

Electrones externos o exteriores. Son los electrones de un átomo que tienen el número cuántico n de valor más elevado. Son los últimos electrones descritos en la configuración electrónica del átomo y, cuando se utiliza el kernel, quedan fuera de él. Por ejemplo, en el ₂₈Ni, la configuración electrónica es [Ar] 3s² 3d⁸ y los 10 electrones que están fuera del kernel de argón son los exteriores.

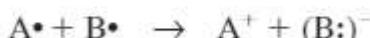
Electrones internos. Son los electrones que quedan incluidos dentro del kernel en la representación de la configuración electrónica de un átomo. El conjunto de electrones internos tiene la misma configuración electrónica que el átomo de un gas noble. En el ejemplo de la definición anterior del níquel,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



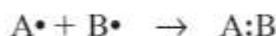
Elementos. Son sustancias puras que no pueden ser descompuestas en otras mediante procesos químicos. Son sustancias compuestas por átomos iguales y cuyas moléculas contienen sólo átomos iguales (moléculas homoatómicas).

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

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



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



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



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

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

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





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

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

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

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

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

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

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

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

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

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



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

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

Heteroatómicas, moléculas. Son las que contienen átomos diferentes.

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

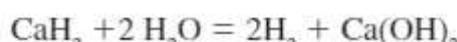
Hidróxidos. Función química o conjunto de compuestos que se caracterizan por contener un átomo metálico y uno o varios grupos OH^- . Su fórmula general es M(OH)_y , donde “y” es el estado de oxidación del metal. Forman su nombre con la palabra “hidróxido”, la preposición *de* el nombre del átomo metálico 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**:



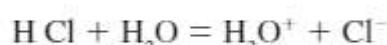
Hidroxilo. Es el nombre que se asigna al grupo OH. También se le llama oxhidrilo.

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} , etcétera. En los metales se supone que todos los átomos comparten a todos los electrones externos (véase **Enlace químico**), por lo que el tamaño del objeto metálico es igual al tamaño de la molécula y, siendo ésta homoatómica, su fórmula es M_n .

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

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

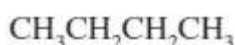
Ionización. Proceso de separación de iones a partir de una molécula neutra. Si la molécula es A:B, la separación de las especies A y B puede conducir a que la especie con mayor capacidad de atraer electrones se quede con el par que pertenece al enlace:



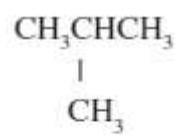
La especie A pierde el electrón con el que contribuyó a la formación del enlace, y entonces queda cargado positivamente. La especie B lo gana y queda cargado negativamente. La ruptura de un enlace sencillo que produce iones se llama **heterolítica**.

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

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



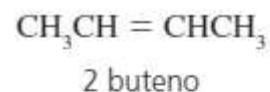
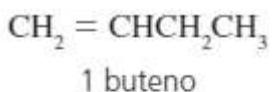
n-butano



2- metil-propano
isobutano



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



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

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

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

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

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

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

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

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

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

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





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

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

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

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

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

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

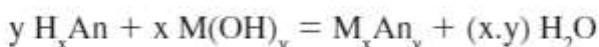
Materia. Sustancia.

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

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



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



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

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

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

Nucleones. Partículas residentes en el núcleo del átomo.

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

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

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

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





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

Oxidrilo. Hidroxilo, anión HO^- , también se aplica al radical HO^\bullet .

Oxiácido. Véase **Ácido oxiácido**.

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

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

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

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

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

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

Polioles. Alcoholes polihidroxilados o que contienen dos o más grupos HO.

El más importante de estos compuestos es la glicerina o 1, 2, 3- propanotriol: $\text{HOCH}_2\text{CHOH}\bullet\text{CH}_2\text{OH}$.



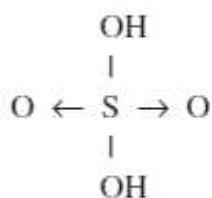
Protón. Partícula del núcleo atómico que se caracteriza por tener carga positiva (carga del protón = 1.692×10^{-19} coulombios) y masa de 1.672×10^{-24} g.

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

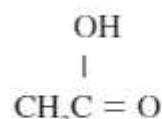
Reactivo, reactividad. Se dice del elemento o compuesto que reacciona con facilidad con los elementos o compuestos presentes habitualmente en el medio ambiente. Por definición, es la sustancia química de la cual se parte para efectuar una reacción.

Sales. Son compuestos que provienen de la unión de un catión con un anión originado en un ácido. Su fórmula general es M_xAn_y , donde x es el número de oxidación del anión y y es el estado o número de oxidación del catión. Las sales se clasifican por el tipo de anión que contienen. Véase *Binarias, sales y 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 debe ser mayúscula: C, N, O, F, I, etcétera. Cuando se usan dos letras, sólo la inicial es mayúscula: Li, Na, Cu, Ni, etcétera.

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





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

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

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

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

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

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





Índice analítico



A

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

B

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

C

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



**D**

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

E

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

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

F

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

G

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

H

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



hidrocarburo(s), 120-130

alicíclico, 129

alifático, 129

aromáticos, 130-133

cíclicos, 128-129

hidronio, ion, 100

hidróxidos, 82-84

fórmula general de los, 82

nomenclatura de los, 82-83

hidruros, 65

básicos, 101

casos particulares, 68-72

no estequiométricos, 72

nomenclatura convencional, 68-69

homoatómicas, moléculas, 51-53

homogénea, sustancia, 3

I

inactivo, 46

internos, electrones, 39

ion(es), 48-49

amonio, 101

hidronio, 100

isóbaros, 17

isómeros, 119

isótopos, 14, 15-16

IUPAC, 2, 10, 40

K

kernel, uso del, 34

L

l (número cuántico), 26

lantánidos, 40

Lewis

Gilbert Newton, 47

representación atómica, 47-48

lineales, estructuras, 117

M

m (número cuántico), 26

“mar” de electrones, 53

masa, 3, 13

atómica relativa, 13, 14, 17-20

materia, 3

metales alcalinos, 40

molécula(s), 4, 5

diatómicas, 51

homoatómicas, 51-53

mononegativa, carga, 54

monopositiva, carga, 54

N

n (número cuántico), 26

nativa, forma, 10

neutralización, 95

neutrones, 13

nivel de energía, 26, 27-31

nombre de los elementos, 10-11, 12

nomenclatura convencional, 59-60

hidruros con, 68

nomenclatura química, 2

objetivos de la, 6

nomenclatura sistemática, 57, 58

núcleo del átomo, 13

número

atómico, 5, 6, 13, 14, 17-20

de masa, 14

de oxidación, 53-54

números cuánticos, 26-27

valores permitidos, 26

O

oclusión, 71

octeto, regla del, 48-49

ocupación, orden de, 32-33





orbital(es), 26-27, 31-33
en un tablero, 33
orden de combinación, 119
organometálicos, compuestos, 134
oxiácidos, 84-88
 nombre, fórmula y obtención de los (tabla), 85-87
oxidación
 estado de, regla, 54, 55, 75
 estados de, 54-57
 número de, 53-54
óxidos, 64, 72-76
 cerámicos, 64
 fórmula general de los, 73
 nomenclatura de los, 76
oxigenado, ácido, 85

P

parafinas, 120-123
partícula neutra, 13
periódica, tabla, 40-41, 42, 56
periodicidad, 40
periodo, 41
peróxidos, 77
polielementales, compuestos, 65
polioles, 136
principio
 de construcción, 31-33
 de exclusión, 31
protón, 13

R

radical acilo, 138
radicales alcóxido, 136-137
ramificadas, estructuras, 117
reactivo(s), 46
óxidos, 64

regla

de la mano derecha, 26-27
de las diagonales, 32-33
del octeto, 48-49
representaciones de Lewis, 47-48

S

s (número cuántico), 26
sales, 103-111
 ácidas, 103-106
 anfígenas, 93-95
 básicas, 106-108
 binarias, 77-78
 de dos aniones, 110
 de dos cationes, 108-109
 dobles, 108-110
 halógenas, 77
 hidratadas, 110-111
 semidesarrolladas, fórmulas, 119
símbolo(s), 5
 atómico, 11-12, 14-20
 sintéticos, elementos, 10
solución, 3
subnivel de energía, 27-31
sustancia, 2, 3
 pura, 3, 4
 simples, 4

T

tabla periódica, 40, 41, 42, 56
tablero, orbitales en un, 33
ternarios, compuestos, 82
tricéntrico, enlace, 72

U

unidad de masa atómica (uma), 13, 14
UIQPA, 2



