

AAU

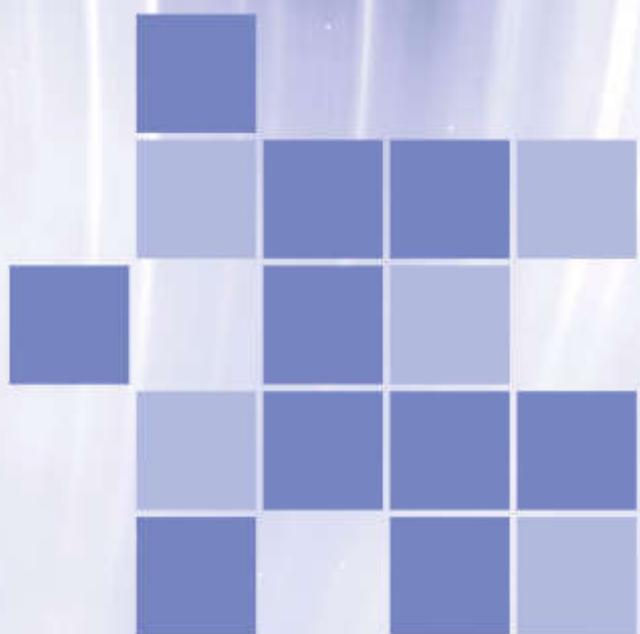
AMERICAN ANDRAGOGY
UNIVERSITY



Hugo E. Solís Correa

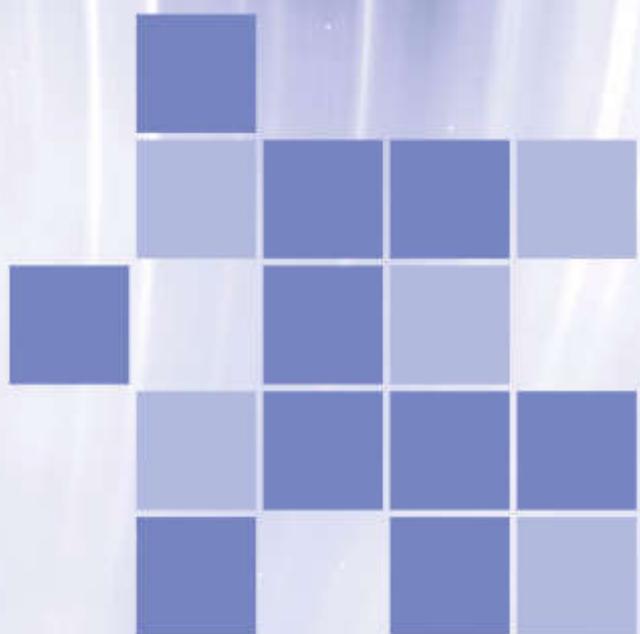
Nomenclatura Química





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
Tlihuaca, 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 Solís
Supervisor de pre 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 Solís Correa
© 2014, GRUPO EDITORIAL PATRIA, S.A. DE C.V.
Renacimiento 180, Colonia San Juan Tlihuaca
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 (ESPOL) en Guayaquil, Ecuador, promovido por las autoridades de esa institución y por esta compañía editorial. En una de las sesiones de trabajo, los profesores de preparatoria preguntaron a los de licenciatura cuáles eran los temas de los programas de química que realmente importaban en la preparación de los estudiantes que optarían después por ingresar a una licenciatura en química. Los profesores de licenciatura contestaron que los estudiantes deben aprender nomenclatura química. Este texto contiene lo que creo que los profesores de licenciaturas en química entienden por nomenclatura química, por lo que es trascendente como respuesta a la citada pregunta.

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

Con el presente texto se pretende remediar el defecto descrito al proporcionar un complemento a los libros de texto, y que permita a profesores y estudiantes iniciar el aprendizaje del lenguaje químico, no como un recetario de nombres y símbolos, sino con una lógica de construcción de los nombres a partir de las fórmulas, y viceversa. Resulta muy claro para estudiantes y profesores que la esencia de la nomenclatura es el reconocimiento de los átomos y moléculas como unidades de estructura y reacción de los compuestos químicos, y así lo hemos integrado en este texto. Pero, además, al intuir que muchas de las dificultades de los estudiantes radican en el poco entendimiento del origen de los estados de oxidación de los 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



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 catus* 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 mercuríco, 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 distinguible. Son ejemplos: una pieza de cera, una porción de agua, una porción de aire... Las sustancias son heterogéneas cuando es posible distinguir en ellas materiales diferentes, por ejemplo, en una pieza de pan es posible observar dos tipos de materiales: el sólido, formado por la harina cocida, y el gaseoso, que son las burbujas de aire en él encerradas. También en el granito, un material de construcción muy común, se nota la presencia de un sólido extendido en el cuerpo, llamado feldespato, así como corpúsculos dispersos, constituidos como granos de cuarzo, mica y otros minerales. Los humos son otras sustancias heterogéneas que dispersan los sólidos en el aire. Las sustancias heterogéneas pueden separarse en sus componentes homogéneos. Cada uno de los materiales distinguibles en una sustancia heterogénea se llama **constituyente**.

Las sustancias homogéneas pueden contener una o más sustancias químicas diferentes. El alambre de cobre que se usa en los conductores eléctricos es un material muy puro. En cambio, una muestra de agua natural difícilmente es pura, ya que contiene disueltos algunos gases como nitrógeno, oxígeno y 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 , amoníaco; 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:

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

Autoevaluación

I. Complete las siguientes expresiones:

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



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

II. Relacione 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 ejemplifica.

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

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

- () Es posible que una sustancia pueda ser identificada con diferentes nombres.
- () La mezcla de dos gases siempre produce una solución.
- () Cualquier sustancia pura es un elemento.
- () Los átomos de elementos diferentes son distintos entre sí.
- () Los átomos contenidos en compuestos diferentes son distintos entre sí.

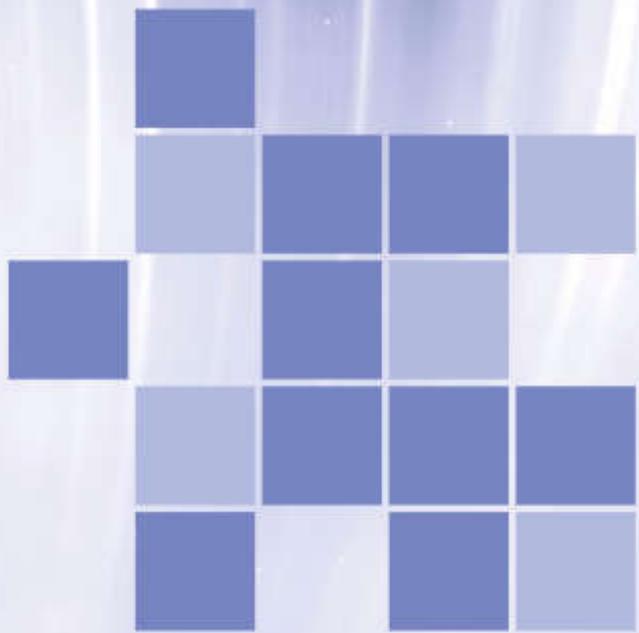


IV. Investigación bibliográfica.

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



107.8682

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	Disprobio	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	Tantalio	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 alfabético.

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	Disproσιο	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	La	Lantano	Ru	Rutenio
Gd	Gadolinio	P	Fósforo	Li	Litio	S	Azufre
Ge	Germanio	Pa	Protactinio	Sb	Antimonio	Ti	Titanio
H	Hidrógeno	Pb	Plomo	Sc	Escandio	Tl	Talio
Ha	Hahnio	Pd	Paladio	Se	Selenio	Tm	Tulio
He	Helio	Pm	Prometio	Si	Silicio	U	Uranio
Hf	Hafnio	Po	Polonio	Sm	Samario	V	Vanadio
Hg	Mercurio	Pr	Praseodimio	Sn	Estaño	W	Tungsteno
Ho	Holmio	Pt	Platino	Sr	Estroncio	Xe	Xenón
I	Yodo	Pu	Plutonio	Ta	Tantalio	Y	Itrio
In	Indio	Ra	Radio	Tb	Terbio	Yb	Iterbio
Ir	Iridio	Rb	Rubidio	Tc	Tecnecio	Zn	Cinc
K	Potasio	Re	Renio	Te	Teluro	Zr	Circonio
Kr	Kriptón	Rh	Rodio	Th	Torio		
Ku	Kurchatovio	Rn	Radón				

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 hydrargirium, 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,
 manganeso 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 ${}^{127}_{53}\text{I}$

EJEMPLO 2.2

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

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	${}^1_1\text{H}$	99.985	Calcio	${}^{40}_{20}\text{Ca}$	96.97
	${}^2_1\text{H}$	0.015		${}^{42}_{20}\text{Ca}$	0.64
	${}^3_1\text{H}$	trazas		${}^{43}_{20}\text{Ca}$	0.145
		${}^{44}_{20}\text{Ca}$		2.06	
Boro	${}^{10}_5\text{B}$	19.7	${}^{46}_{20}\text{Ca}$	trazas	
	${}^{11}_5\text{B}$	80.3	${}^{48}_{20}\text{Ca}$	0.185	

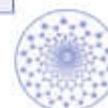


Tabla 2.4 (Continuación).

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		$^{50}_{22}\text{Ti}$	5.24
	$^{33}_{16}\text{S}$	0.76			
	$^{34}_{16}\text{S}$	4.22	Cromo	$^{50}_{24}\text{Cr}$	4.31
	$^{36}_{16}\text{S}$	0.014		$^{52}_{24}\text{Cr}$	83.76
		$^{53}_{24}\text{Cr}$		9.55	
Cloro	$^{35}_{17}\text{Cl}$	75.53		$^{54}_{24}\text{Cr}$	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	Disproσιο	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	Tantalio	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	Einsteinio	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.

- | | | |
|--------|--------|--------|
| () Ta | () Th | () To |
| () Tb | () Ti | () Tp |
| () Tc | () Tj | () Tq |
| () Td | () Tk | () Tr |
| () Te | () Tl | () Ts |
| () Tf | () Tm | () Tu |
| () Tg | () Tn | () Tv |

V. Con base en los resultados del ejercicio anterior, escriba el nombre 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 reorganizar 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) Uranio | 92 protones y 146 neutrones; | símbolo: _____ |

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

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



${}^3_7\text{Li}$					
${}^{75}_{33}\text{As}$					
${}^{226}_{88}\text{Ra}$					
${}^{207}_{82}\text{Pb}$					

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

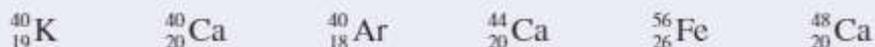
Entonces,



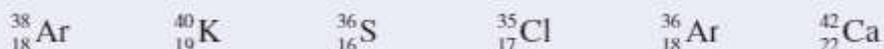
En la tabla 2.5 se indica que el isótopo más probable ${}^{118}_{50}\text{Sn}$. El estudiante puede hacer otros 99 ejercicios como éste.



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

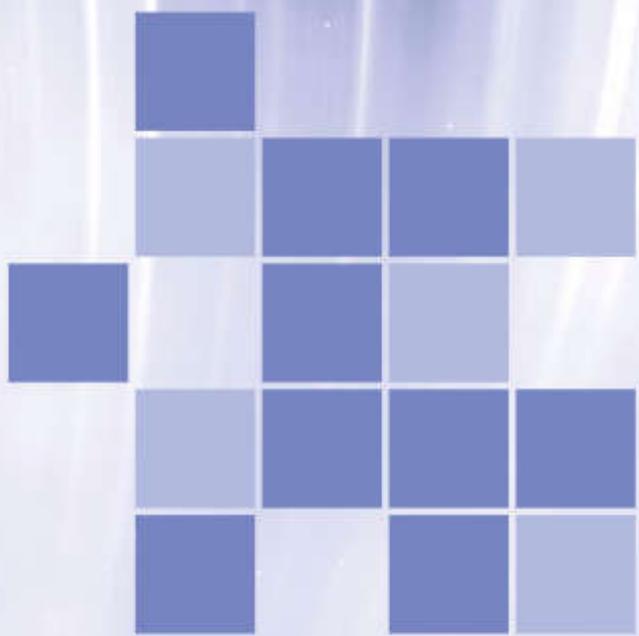
c) Deuterio

d) Tritio

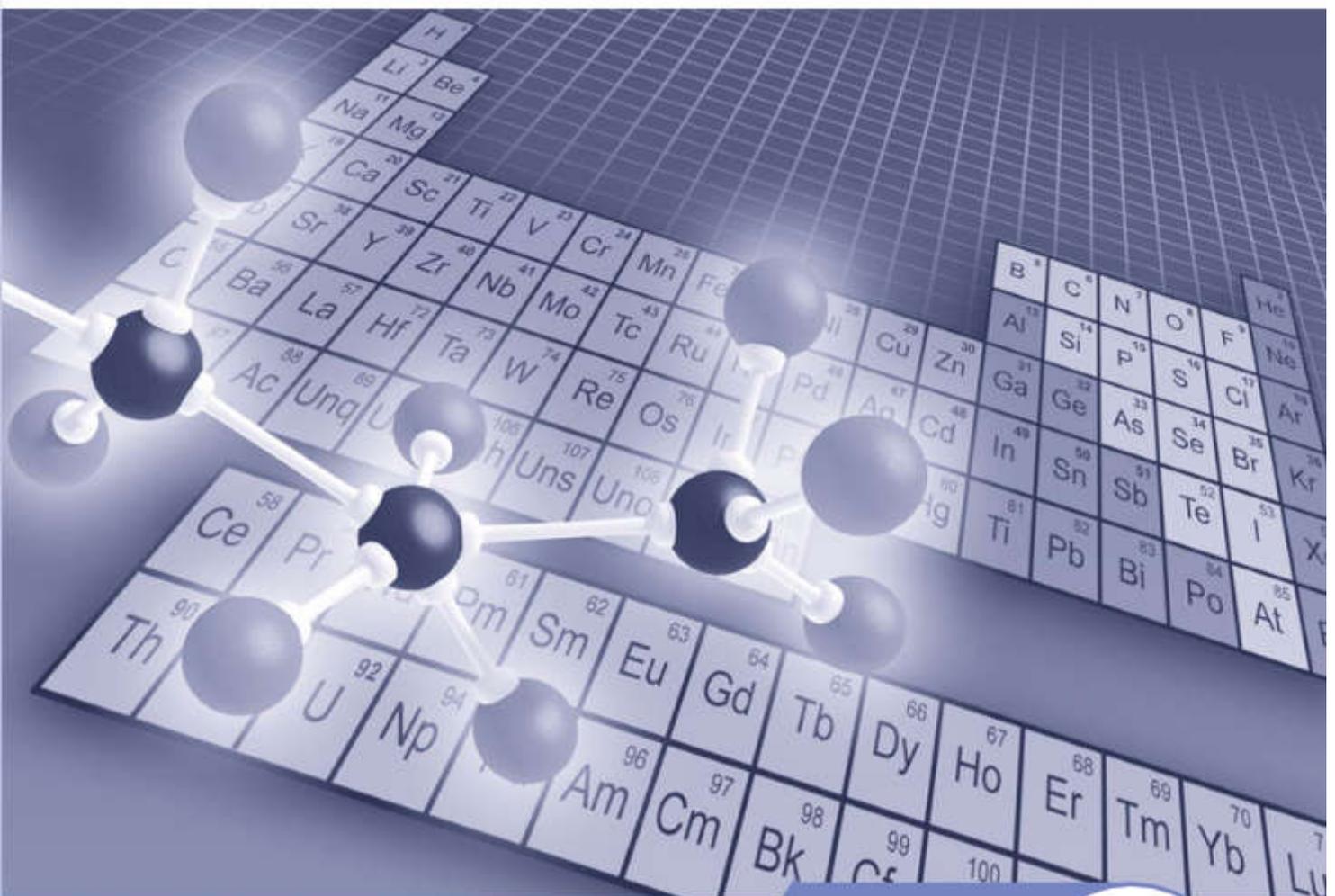
e) Carbono 14

f) Agua pesada





La configuración electrónica de los átomos y la tabla periódica



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 $l = 2$:

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

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).

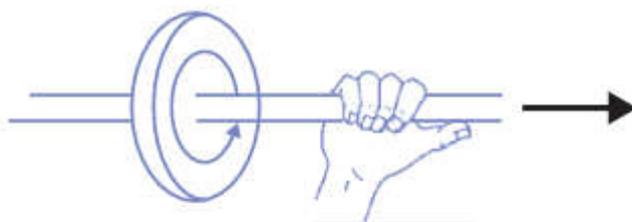


Figura 3.1 Regla de la mano derecha.

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

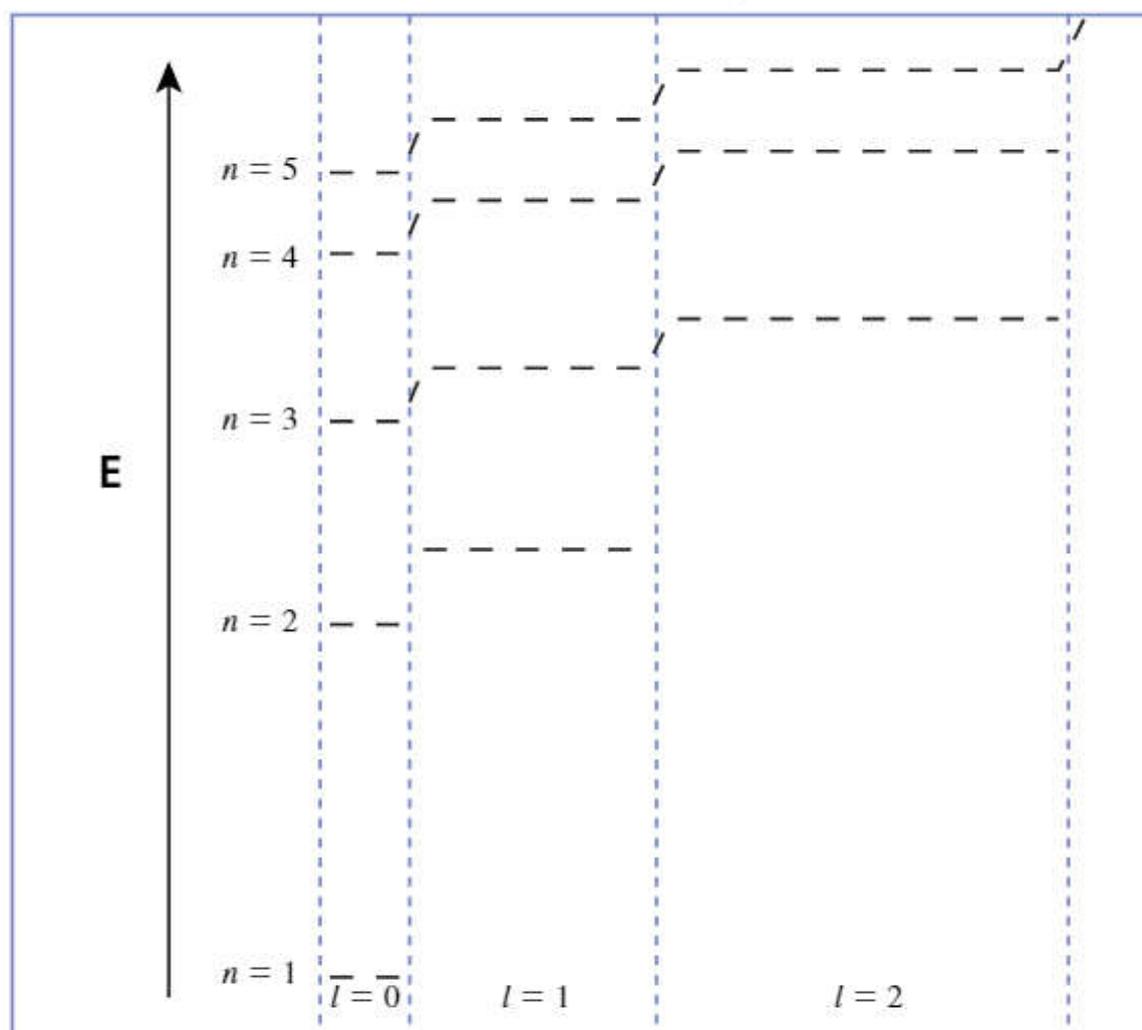


Figura 3.2 Diagrama de energía de los orbitales atómicos.



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 $\psi = \psi(4, 0, 0, +1/2)$.

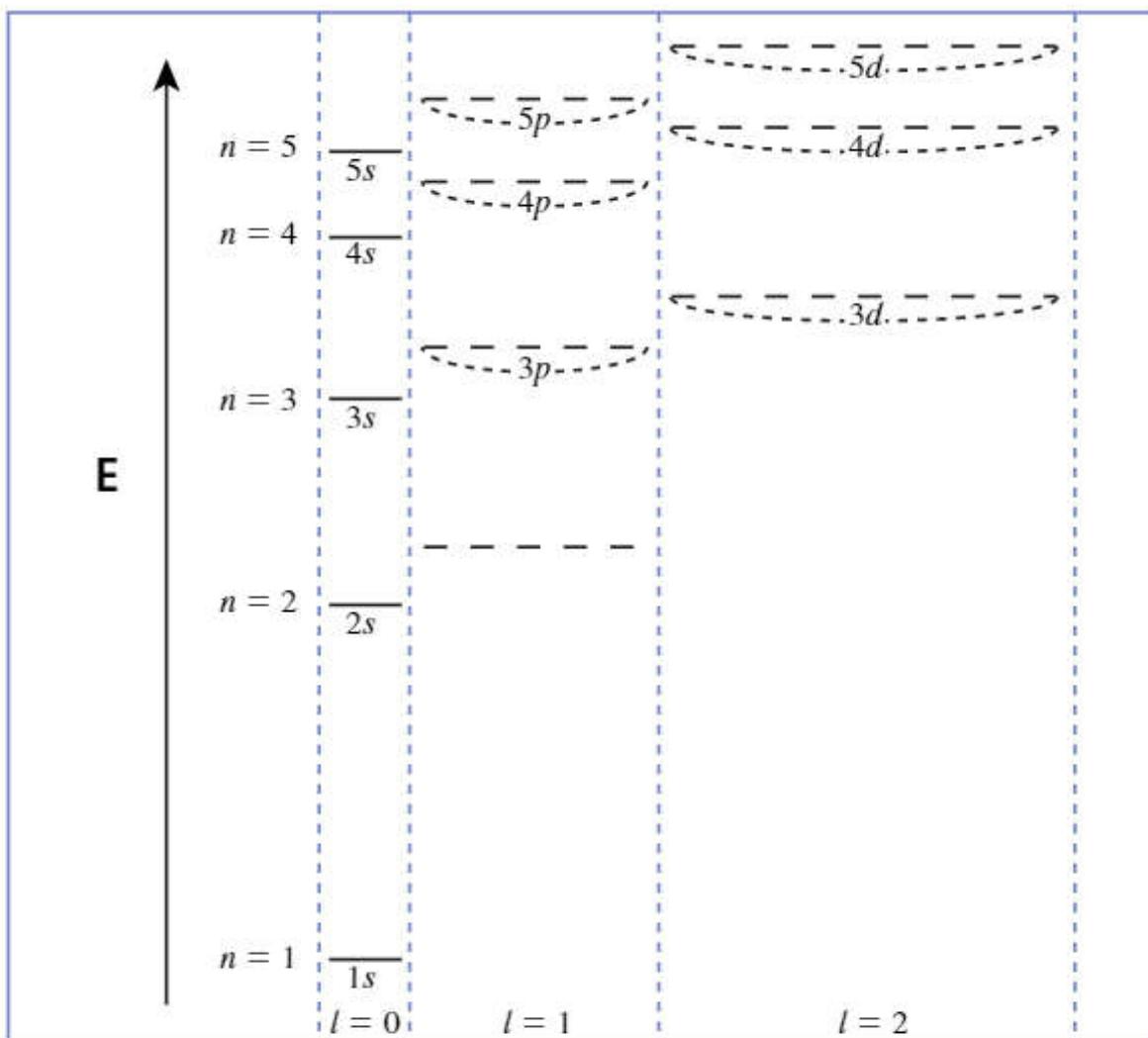


Figura 3.3 Diagrama de energía de los orbitales atómicos con los nombres de los orbitales.



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

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:

$$\begin{aligned} \psi_{1er \text{ electrón}} &= \psi(1, 0, 0, +1/2) \\ \text{y } \psi_{2o \text{ electrón}} &= \psi(1, 0, 0, -1/2) \end{aligned}$$

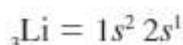
esto es, aunque ocupan el mismo orbital, sus funciones de onda son diferentes en el número cuántico de espín.

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-

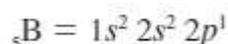


nible. El orbital disponible de menor energía será entonces el $2s$ y la **configuración** electrónica (o ubicación del electrón) será

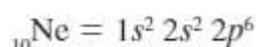


Note que el exponente 2 del orbital $1s$ significa que el subnivel está ocupado por dos electrones.

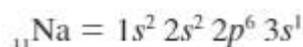
Con base en el mismo razonamiento, la configuración electrónica del boro, con cinco electrones, será:



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:

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

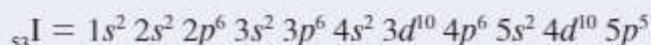
Esta secuencia no es fácil de recordar. Se ha sugerido el uso de cualquiera de los recursos que se muestran en las figuras 3.4 y 3.5.

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.



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

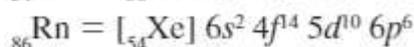
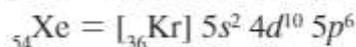
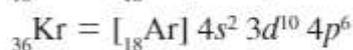
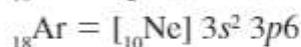
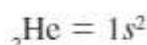
En el ejemplo anterior se puede observar que la configuración electrónica de un átomo con número atómico mediano o elevado implica un listado largo de nombres de orbitales. Se acostumbra simplificar la representación de la configuración electrónica poniendo al inicio del listado de orbitales el símbolo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

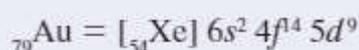
Respuesta:

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 ($_{54}\text{Xe}$).

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



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	$_1\text{H}$	$1s^1$
2	Helio	$_2\text{He}$	$1s^2$
3	Litio	$_3\text{Li}$	$[_2\text{He}] 2s^1$
4	Berilio	$_4\text{Be}$	$[_2\text{He}] 2s^2$
5	Boro	$_5\text{B}$	$[_2\text{He}] 2s^2 2p^1$
6	Carbono	$_6\text{C}$	$[_2\text{He}] 2s^2 2p^2$
7	Nitrógeno	$_7\text{N}$	$[_2\text{He}] 2s^2 2p^3$
8	Oxígeno	$_8\text{O}$	$[_2\text{He}] 2s^2 2p^4$
9	Flúor	$_9\text{F}$	$[_2\text{He}] 2s^2 2p^5$
10	Neón	$_{10}\text{Ne}$	$[_2\text{He}] 2s^2 2p^6$
11	Sodio	$_{11}\text{Na}$	$[_{10}\text{Ne}] 3s^1$
12	Magnesio	$_{12}\text{Mg}$	$[_{10}\text{Ne}] 3s^2$
13	Aluminio	$_{13}\text{Al}$	$[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
14	Silicio	$_{14}\text{Si}$	$[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
15	Fósforo	$_{15}\text{P}$	$[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
16	Azufre	$_{16}\text{S}$	$[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
17	Cloro	$_{17}\text{Cl}$	$[_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

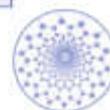


Tabla 3.1 (Continuación).

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



Tabla 3.1 (Continuación).

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



Tabla 3.1. (Continuación).

Núm. atómico	Nombre	Símbolo	Configuración electrónica
79	Oro	$_{79}\text{Au}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$
80	Mercurio	$_{80}\text{Hg}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$
81	Talio	$_{81}\text{Tl}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$
82	Plomo	$_{82}\text{Pb}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$
83	Bismuto	$_{83}\text{Bi}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$
84	Polonio	$_{84}\text{Po}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$
85	Ástato	$_{85}\text{At}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$
86	Radón	$_{86}\text{Rn}$	$[\text{}_{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$
87	Francio	$_{87}\text{Fr}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 7s^1$
88	Radio	$_{88}\text{Ra}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 7s^2$
89	Actinio	$_{89}\text{Ac}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 6d^1 7s^2$
90	Torio	$_{90}\text{Th}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 6d^2 7s^2$
91	Protactinio	$_{91}\text{Pa}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^2 6d^1 7s^2$
92	Uranio	$_{92}\text{U}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^3 6d^1 7s^2$
93	Neptunio	$_{93}\text{Np}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^5 7s^2$
94	Plutonio	$_{94}\text{Pu}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^6 7s^2$
95	Americio	$_{95}\text{Am}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^7 7s^2$
96	Curio	$_{96}\text{Cm}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^7 6d^1 7s^2$
97	Berkelio	$_{97}\text{Bk}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^7 6d^2 7s^2$
98	Californio	$_{98}\text{Cf}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^9 6d^1 7s^2$
99	Einsteinio	$_{99}\text{Es}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^{11} 7s^2$
100	Fermio	$_{100}\text{Fm}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^{12} 7s^2$
101	Mendelevio	$_{101}\text{Md}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^{13} 7s^2$
102	Nobelio	$_{102}\text{No}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^{14} 7s^2$
103	Lawrencio	$_{103}\text{Lr}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^{14} 6d^1 7s^2$
104	Kurchatovio	$_{104}\text{Ku}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^{14} 6d^2 7s^2$
105	Hahnio	$_{105}\text{Ha}$	$[\text{}_{86}\text{Rn}] 5f^{14} 6d^3 7s^2$

Algunas de las configuraciones electrónicas que aparecen en la tabla 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.

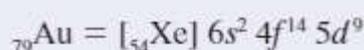
Dada la configuración electrónica de un elemento, se llama **electrones internos** a los que se encuentran en el kernel, y **electrones externos** a los que se encuentran fuera de él. Se llama **electrón diferencial** o electrón más exterior al último electrón contado al aplicar nuestras reglas de construcción.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

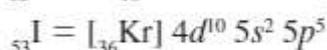
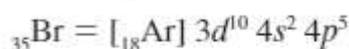
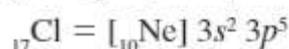
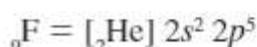


El átomo tiene 54 electrones internos y 25 electrones externos. La configuración del electrón diferencial es $5d^9$.

Configuración electrónica y propiedades químicas

Los gases nobles son un conjunto de elementos: helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón 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:

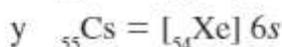
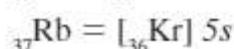
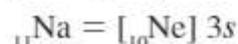


En todos estos casos la configuración del último electrón es np^5 .

También ocurre que los elementos litio ($_3\text{Li}$), sodio ($_{11}\text{Na}$), potasio ($_{19}\text{K}$), rubidio

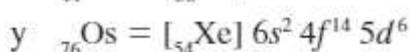
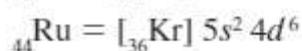


($_{37}\text{Rb}$) y cesio ($_{55}\text{Cs}$), en los que la configuración del último electrón es ns^1 :



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 ($_{57}\text{La}$), 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).

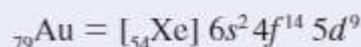
A partir del número atómico de un elemento se puede construir su configuración electrónica y, a partir de ésta se puede obtener su posición en la tabla periódica. La posición en la tabla periódica se indica con los números de grupo y periodo a los que pertenece el elemento.

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.)



Autoevaluación

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

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

II. ¿Cuántos electrones de un átomo pueden tener los números cuánticos $n = 5$ y $l = 2$? Escriba sus funciones de onda.

III. Indique dentro del paréntesis el nombre del orbital al que corresponde la descripción de la función de onda.

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

IV. Con ayuda de la tabla 3.1

- a) Dé el número atómico del fósforo.
 - b) Escriba la configuración electrónica **completa** del átomo del fósforo (sin kernel).
 - c) Escriba la configuración electrónica, con kernel, del mismo átomo.
 - d) ¿Cuántos electrones externos tiene el átomo del fósforo?
 - e) ¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece el fósforo?
 - f) ¿A qué periodo de la tabla periódica pertenece el fósforo?
- Compruebe con ayuda de la tabla 3.1 y la figura 3.6.

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

Éste es un ejercicio autoelaborado. El número pensado es el número atómico de un elemento. Con el número atómico se puede hallar la configuración electrónica del átomo, el grupo y el periodo al que pertenece y su ubicación en la tabla periódica, ¿de qué elemento se trata?

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



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

Pertenece al periodo 5.

En la tabla periódica 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.

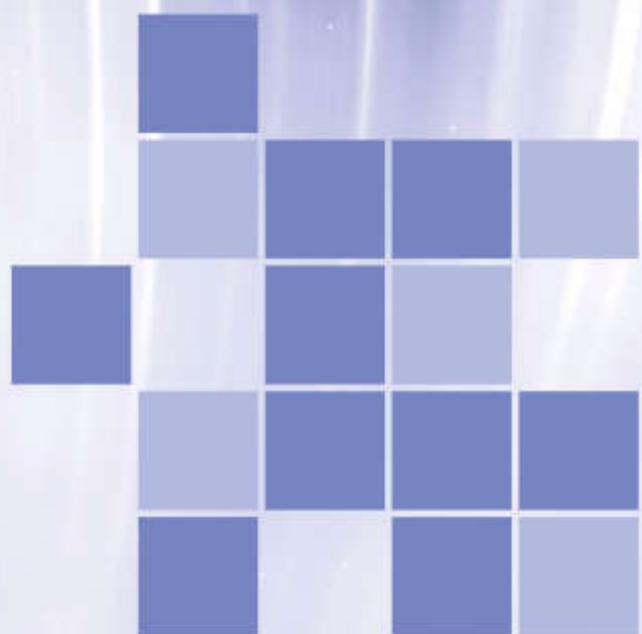
Escoja el periodo. Obtenga la lista de los elementos que lo forman. Obtenga sus números atómicos y desarrolle sus configuraciones electrónicas.

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



Estabilidad de los elementos

Se dice que un elemento es **reactivo** cuando puede reaccionar espontánea 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 (lija) 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.



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°	$^\circ E^\circ$	$^\circ E^\circ$			
Grupos	13	14	15	16	17	18
Representación	$^\circ E^\circ$	$^\circ E^\circ$	$^\circ E^\circ$	$^\circ E^\circ$	$^\circ E^\circ$	$^\circ E^\circ$

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 $^\circ E$, E° y $^\circ E$

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

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

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 $_{18}\text{Ar}$:

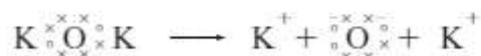


Las especies químicas cargadas eléctricamente son llamadas **iones**. Las especies cargadas positivamente se llaman **cationes**, y las cargadas negativamente, **aniones**.

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^{\cdot}) y su configuración es como la del helio (He^{\cdot}), y así es estable. Además, es imposible que el hidrógeno adquiera una configuración de ocho electrones exteriores.



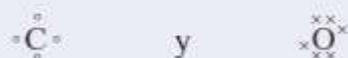
EJEMPLO 4.2

Escriba la representación de Lewis de las moléculas siguientes:

- a) CO_2
 b) H_2C_2
 c) SO_2

Respuesta:

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



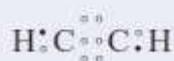
entonces, la molécula es: $\begin{array}{c} \times \times \circ \times \times \\ \times \times \text{C} \circ \times \times \\ \times \times \end{array}$

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

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

Como los elementos del grupo 18 tienen una configuración externa $ns^2 np^6$, cumplen la regla del octeto y son, por tanto, estables. Sus moléculas están formadas por un solo átomo y se llaman **moléculas monoatómicas**.

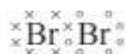
A diferencia de los gases nobles, los demás elementos tienden a combinar sus átomos para formar octetos. Los halógenos tienen configuración externa $ns^2 np^5$ y su representación de Lewis es:



Dos átomos iguales forman la molécula E_2 :



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

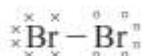


el bromo y los demás elementos del grupo 17 forman moléculas **diatómicas**, representadas como X_2 .

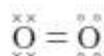
El oxígeno, elemento del grupo 16, forma también moléculas diatómicas estables O_2 . Su representación de Lewis es:



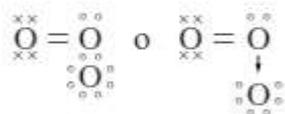
Cada **par** de electrones que separa un símbolo atómico de otro en la representación de Lewis se conoce como **enlace químico**, y se puede sustituir por un guión (–) entre los dos símbolos atómicos. Se dice que la unión bromo-bromo en el Br_2 forma un enlace sencillo, o simple y se puede representar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

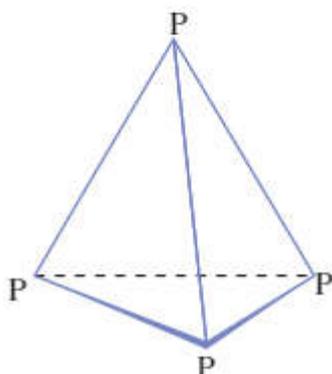


(En la última representación se han eliminado los pares de electrones que no forman enlace, es decir, los pares de electrones no compartidos, para simplificar el dibujo.)

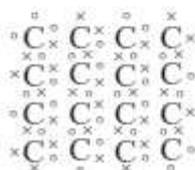
En el grupo 15, el nitrógeno forma la molécula diatómica N_2 :



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:

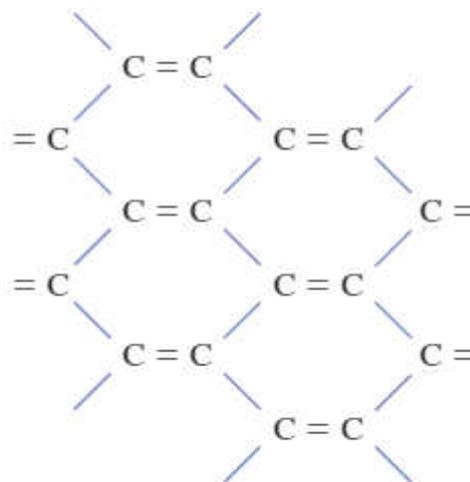


El carbono, por ser un elemento del grupo 14, tiene cuatro electrones externos que tienden a ser compartidos en cada átomo con otros cuatro átomos de carbono, creando una red infinita:



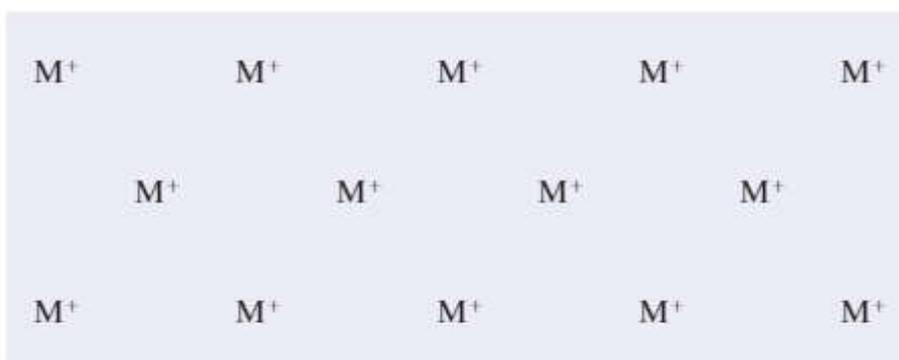
Este tipo de uniones corresponde a un alótropo del carbono, llamado **diamante**. Existe otro alótropo, el **grafito**, en el que cada átomo de carbono contiene un doble enlace.





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:

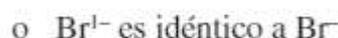


Se dice que el ion potasio K^+ tiene una **carga monopositiva**, y el ion bromuro Br^- tiene **carga mononegativa**.

Lo mismo puede ocurrir con el óxido de potasio K_2O :



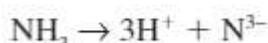
La carga eléctrica del ion se escribe en la esquina superior derecha del símbolo atómico y se indica con un número y un signo, por ejemplo: O^{2-} . Cuando el número es 1 puede quedar implícito, es decir:



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



y la separación de los átomos daría 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.

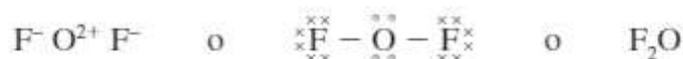
En esta generalización se observa que a los átomos de los elementos del grupo 14 les es igualmente posible perder cuatro electrones para adquirir la configuración del gas noble anterior, y adquirir carga formal de +4, o ganar cuatro electrones para adquirir la configuración del gas noble siguiente y 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 $[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$, 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 $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$ y $[\text{Ar}] 3d^{10} ns^1$. 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:

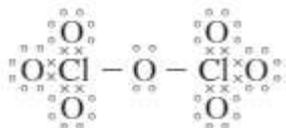


Ante cualquier otro elemento el oxígeno se comporta como negativo. El oxígeno y el flúor se consideran los dos átomos más electroatrayentes. Existen óxidos de todos los elementos de la tabla periódica (excepto de los gases nobles del helio al kriptón) en



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-}	Antimoniuro
Arsénico	As^{3-}	Arseniuro
Azufre	S^{2-}	Sulfuro
Boro	B^{3-}	Boruro
Bromo	Br^{-}	Bromuro
Carbono	C^{4-}	Carburo
Cloro	Cl^{-}	Cloruro
Flúor	F^{-}	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



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;

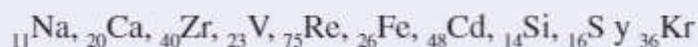
Cl^{5+} es el ion clórico;

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:	<u> S^{2-} </u>	peróxido:	<u> </u>
	nitruro:	<u> </u>	fosfuro:	<u> </u>
	yoduro:	<u> </u>	hidruro:	<u> </u>
	óxido:	<u> </u>	bromuro:	<u> </u>
	carburo:	<u> </u>	antimoniuro:	<u> </u>



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>Ca²⁺</u>	ion auroso:	_____
ion bórico:	_____	ion aúrico:	_____
ion níqueloso:	_____	ion titanoso:	_____
ion níquelico:	_____	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 mercuríco
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 |

