

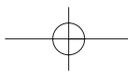
## CAPÍTULO 4

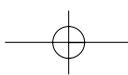
# El enlace y los compuestos químicos



### TEMARIO

CON ESCEPTICISMO: ¿Podemos clasificar las sustancias? 96	TE TOCA A TI: Iones poliatómicos 123
LOS COMPUESTOS QUÍMICOS 97	Estructuras resonantes 123
Propiedades de los compuestos 98	Limitaciones de la regla del octeto 124
Estados de agregación 99	DE FRONTERA: La reactividad de los gases nobles 125
Conductividad eléctrica 101	INTRODUCCIÓN A LOS COMPUESTOS DEL CARBONO 125
TE TOCA A TI: Verdades y falsedades de los compuestos 103	Hidrocarburos 126
EL ENLACE QUÍMICO 104	Hidrocarburos alifáticos 127
El enlace iónico 104	Alcanos 127
El enlace metálico 105	TE TOCA A TI: Estructuras de algunos alcanos 128
El enlace covalente 105	Alquenos y alquinos 128
El enlace covalente polar 107	Hidrocarburos cíclicos 130
EN EQUIPO: El enlace covalente 107	TE TOCA A TI: Estructura de alquenos y alquinos 130
Electronegatividad 108	DESCÚBRELO TÚ: ¿Alcano o alqueno? 131
La predicción del tipo de enlace 108	HERRAMIENTA: El nombre de los hidrocarburos 131
TE TOCA A TI: ¿Enlace iónico, covalente polar o covalente no polar? 109	Hidrocarburos aromáticos 133
TE TOCA A TI: Predicción de propiedades 110	Grupos funcionales 134
El modelo de enlace y otras propiedades 110	Alcoholes 135
Cristalinidad 110	DESCÚBRELO TÚ: ¿Metanol o etanol? 136
Solubilidad 111	Éteres 136
DESCÚBRELO TÚ: ¿Iónico o covalente? 112	Aldehídos y cetonas 137
HERRAMIENTA: Valencia de los elementos más comunes 113	Ácidos carboxílicos 137
¿CÓMO SE RESUELVE?: Escritura de fórmulas 114	Ésteres 137
HERRAMIENTA: Nomenclatura 115	Aminas 138
De óxidos 115	Amidas 138
De hidróxidos 115	TE TOCA A TI: Reconoce grupos funcionales 139
De ácidos 115	CTS Salud: ¿Por qué etanol y no metanol? 139
De sales 116	INTRODUCCIÓN A LOS COMPUESTOS DE COORDINACIÓN 139
¿CÓMO SE RESUELVE?: Fórmula a partir del nombre de un compuesto 116	TE TOCA A TI: Compuestos orgánicos como ligantes 141
EL ENLACE QUÍMICO Y LOS ELECTRONES 117	El origen de la química de coordinación 142
Estructuras de Lewis y la regla del octeto 117	Algunas propiedades de los compuestos de coordinación 145
¿CÓMO SE RESUELVE?: Estructuras de Lewis 119	DESCÚBRELO TÚ: Compuestos de coordinación 146
TE TOCA A TI: Estructuras de Lewis 120	CTS Salud: El cáncer y los compuestos de coordinación 146
Para escribir las estructuras de Lewis 120	PROBLEMAS Y ACTIVIDADES 147
TE TOCA A TI: Determinación del esqueleto 121	BIBLIOGRAFÍA 149
Enlaces doble y triple 121	
Distancia de enlace 122	
TE TOCA A TI: Enlace sencillo, doble o triple 122	
Iones poliatómicos 123	



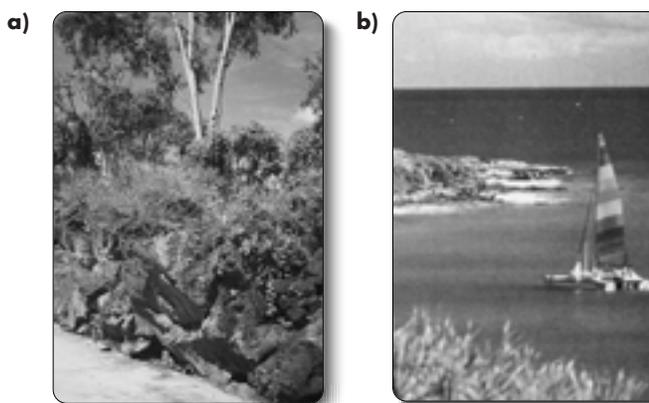


CON ESCEPTICISMO:

**¿Podemos clasificar las sustancias?**

El mundo que nos rodea se muestra plétórico de materiales diversos, sustancias de todos tipos con diferentes apariencias, colores, olores y consistencias. Las hay benéficas y tóxicas, ligeras como el aire, o rígidas y pesadas como el acero. (Ver figuras 4.1 a y b.

Para poder estudiarlas, para tratar de acercarnos a ellas e intentar conocerlas, parece apropiado clasificar esa inmensa variedad de sustancias en algunas pocas categorías, para así dedicar nuestros esfuerzos a tratar de comprender una de ellas a la vez.



**Figuras 4.1 a y b**  
Una muestra de la diversidad de materiales existentes.

Una primera aproximación es clasificarlas por su estado de agregación: sólidos, líquidos y gases. Sólo que dicha clasificación podrá ser distinta si la hacemos durante un verano en el tropical Ecuador o en el invierno chileno. Habría que aclarar que la clasificación se hace a una cierta temperatura, por ejemplo 25°C. Aún así, podemos encontrar sustancias, como el 1-penteno, que son gases en la ciudad de México o en La Paz, Bolivia, mientras que al nivel del mar son líquidas. ¿Tendríamos que aclarar también el lugar donde nos encontramos? Podemos especificar la presión atmosférica del mismo. En cualesquiera de las condiciones, ¿en qué categoría quedaría una goma de mascar masticada? Y esos materiales llamados cristales líquidos ¿son sólidos o líquidos? Vemos que la clasificación es buena, pero que tiene sus bemoles (ver figura 4.2).

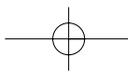
¿Se podrán clasificar las sustancias por sus propiedades químicas? La tabla periódica es una clasificación. En ella se propuso identificar a los elementos como metales o no metales, adjudicándole a cada categoría una serie de cualidades. Sin embargo, existen algunos elementos como el boro, el silicio y el arsénico, entre otros, que se resisten a encajar en alguna de esas dos divisiones, por lo que se inventó un nuevo término, el de metaloide o semimetal, para los elementos que están en la frontera entre los metales y los no metales.

En otro intento de clasificación, se puede dividir a las sustancias por su constitución química. Por ejemplo, es muy común separar a las sustancias en “orgánicas” e “inorgánicas”.

Las ideas que distinguen a los compuestos orgánicos de los inorgánicos han cambiado a través del tiempo. Inicialmente se consideraba que un compuesto orgánico era el producido por un organismo vivo. Entonces, ¿el fosfato de calcio que forma los huesos de todos los vertebrados habría sido catalogado como un compuesto orgánico durante el primer cuarto del siglo XIX?

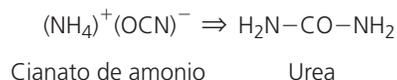
n o  
hay CD

**Figura 4.2**  
La clasificación por estados de agregación no es del todo clara.



**Figura 4.3**

Reacción en la que el cianato de amonio, por calentamiento, se transforma en urea. Ambas sustancias están constituidas por los mismos elementos y en las mismas cantidades (cuatro hidrógenos, dos nitrógenos y un carbono por cada oxígeno), pero el arreglo espacial de sus átomos es absolutamente diferente.



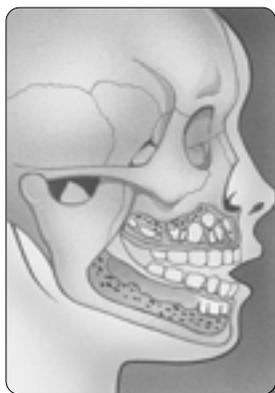
amonio, que es una sal mineral (ver figura 4.3).

A partir de ese momento, el criterio de clasificación evolucionó y se prefirió considerar a la orgánica como la química de los compuestos del carbono. Así, actualmente reciben el nombre de “orgánicos” una infinidad de compuestos que jamás han sido producto de ningún ser vivo.

No obstante, seguimos dando hoy a la palabra “orgánico” la connotación de “producto de los seres vivos”. Por ejemplo, cuando decimos “basura orgánica” nos referimos a los restos animales y vegetales del procesamiento de los alimentos. Un químico no titubea ni un segundo al clasificar como “orgánicos” a compuestos como los hidrocarburos de la gasolina o a los omnipresentes plásticos.

Sin embargo, el químico mismo entiende que no debe colocar un desecho plástico en un bote destinado a basura “orgánica”. ¿Dónde quedó entonces la clasificación? ¿Debemos llamar compuesto orgánico al carbonato de calcio o al cianato de amonio por contener carbono, siendo que ambos son sales minerales y que el primero se encuentra por doquier en el suelo de naturaleza caliza? (ver figura 4.4).

¿Se podrá clasificar a la materia de manera inequívoca? ¿Será necesario hacerlo? ¿No es acaso una pérdida de tiempo tratarlo, de hacer en lugar de intentar explicar su comportamiento sin clasificación alguna? ¿Cuánto se simplifica o cuánta información se pierde cuando se trata de encasillar a las sustancias dentro de una clasificación? Volvemos a encontrarnos con problemas, con fronteras difusas, como la que separa a los cambios químicos de los físicos. Pero sabemos que así es la ciencia. Las clasificaciones, por aparentemente inútiles que parezcan, nos permiten avanzar.

**Figura 4.4**

Los huesos y los dientes están formados por fósforo, oxígeno, hidrógeno y calcio. A pesar de ser sintetizados por organismos vivos, hoy no se les considera compuestos orgánicos, pues no contienen carbono.

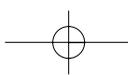
**Figura 4.5**

Para hacer un satélite de telecomunicaciones o un transbordador espacial se utilizan compuestos formados por decenas de los elementos químicos conocidos.

## LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

En la vida diaria el avance de la ciencia se ve reflejado cuando éste se traduce en alguna aplicación. Gran parte del progreso que vivimos proviene de la comprensión de las propiedades químicas y físicas de las sustancias. Actualmente existen millones de compuestos distintos, con propiedades diferentes, formados a partir de menos de una centena de elementos químicos (ver figura 4.5).

Sin importar las diferentes propiedades químicas de los compuestos, hay una característica común en ellos: para formar un compuesto, los átomos se unen. ¿Qué es lo que hace que los átomos permanezcan unidos? ¿Cuál es el “pegamento” que provoca que los átomos no se separen? La respuesta está en la exploración del enlace químico, un modelo que los químicos han desarrollado para entender y predecir las propiedades de las sustancias.



## 98 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

El **enlace químico** puede entenderse por la presencia de una fuerza atractiva neta entre los átomos de los elementos que forman un compuesto. Esta atracción es de naturaleza electrostática, derivada de la Ley Básica de la Electroestática: las partículas con carga opuesta se atraen y las de igual signo se repelen. En la formación del enlace químico participan, por un lado, los núcleos atómicos, cargados positivamente y, por el otro, los electrones, con carga negativa. Existen atracciones y repulsiones entre estas partículas, pero si el enlace químico se forma es porque las primeras vencen a las segundas.

El enlace químico es el producto de la atracción electrostática neta que se da entre las partículas de carga opuesta de los dos átomos que se enlazan.

Los enlaces químicos se forman o se rompen a través de procesos conocidos como “reacciones químicas”. Una de las características más importantes del enlace químico es la energía involucrada en su formación o ruptura, que se conoce como **energía de enlace**. Ésta es una medida de la intensidad de la atracción electrostática neta que existe entre los dos átomos enlazados y es una manifestación importante en las reacciones químicas de formación de compuestos a partir de sus elementos y, en general, en cualquier reacción.

¿Puede un solo modelo de enlace explicar las propiedades de todos los compuestos? O, ¿acaso hay que recurrir a diferentes tipos de enlace? Aún cuando el enlace químico tenga su origen en razones electrostáticas, existen matices importantes. Para entenderlos, analicemos algunos compuestos y sus propiedades.

### Propiedades de los compuestos

En la materia natural, o en la sintética o artificial, existe gran cantidad de compuestos con propiedades muy diversas. Basta con levantar la vista y observar desde una mesa de madera hasta una bolsa de plástico para percatarse de ello. Incluso hay materia que no distinguimos en primera instancia, como el aire. Así, dentro de los compuestos químicos hay algunos que fueron formados por la naturaleza, como el árbol que nos proveyó de la madera de la mesa o el aire que respiramos; mientras que otros, como los plásticos, han sido creados por la humanidad. En cualesquiera de los casos, lo que finalmente se ha producido es uno, varios o una multitud de enlaces entre los átomos que forman el compuesto (ver figura 4.6 a, b, y c).

Una de las propiedades fáciles de visualizar es el estado de agregación. ¿Qué puede aportar el análisis de los estados de agregación de la materia a la naturaleza del enlace químico que se presenta en un compuesto?

a)



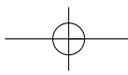
**Figuras 4.6 a, b, y c**

Los compuestos participan de diversas formas en nuestra vida, en principio porque tienen diferentes propiedades tanto físicas como químicas. **a y b)** Nadamos en agua líquida y patinamos en hielo; **c)** utilizamos la aspirina para quitarnos el dolor de cabeza y los antibióticos para combatir infecciones; respiramos elementos y compuestos en estado gaseoso pero nos alimentamos de sustancias en estado líquido o sólido; nosotros mismos tenemos una multitud de compuestos distintos en el organismo.

b)



c)



## Estados de agregación

Sea que la materia esté compuesta de átomos no enlazados (como en los gases nobles), moléculas (como en el agua líquida) u otros agregados de átomos cargados eléctricamente (como en la sal común), por simplicidad, llamaremos genéricamente a cualquiera de estas partículas constituyentes de la materia como **entidades**.

La materia se presenta en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso. En un gas la densidad es muy baja, comparada con la de un líquido o un sólido. También, los gases son compresibles, mientras que los otros estados no lo son. Estas propiedades se pueden explicar porque las entidades que forman el gas están muy separadas unas de las otras y tienen más movilidad que en los otros estados. Es decir, en los líquidos y sólidos la distancia entre las entidades es menor, lo mismo que la movilidad.

En la tabla 4.1 se presenta una serie de compuestos sólidos, separados en dos subconjuntos de acuerdo con el valor de su temperatura de fusión.

**Tabla 4.1**

Clasificación de algunos sólidos por su temperatura de fusión.

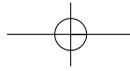
Estado de agregación	Compuestos	Punto de fusión (°C)
Sólidos con temperatura de fusión alta	• Cloruro de sodio (NaCl)	800
	• Diamante [C (diamante)]	3550
	• Hidroxiapatita, que forma parte de los huesos [Ca <sub>5</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> OH]	1600
	• Hierro (Fe)	1528
Sólidos con temperatura de fusión baja	• Fenol (C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH)	43
	• Glucosa (C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> )	185
	• Azufre (S <sub>8</sub> )	119

¿Cuál es la razón de que existan sólidos con temperaturas de fusión tan distintas?

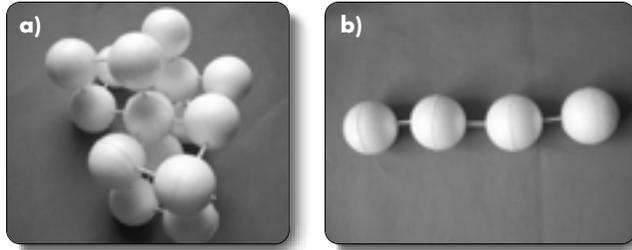
La temperatura de fusión es aquella a la cual un sólido pasa al estado líquido. Para ello, es necesario que las entidades que forman el compuesto se separen y se muevan más rápidamente. Podemos lanzar entonces la hipótesis de que la mayor o menor temperatura de fusión puede ser un reflejo de la intensidad de las fuerzas de interacción entre estas entidades. Cuando las interacciones son muy fuertes, la temperatura de fusión es alta, ya que debe ser difícil separarlas. Mientras tanto, los compuestos que presentan temperaturas de fusión bajas deben mostrar interacciones débiles entre las entidades que los forman. Pero entonces, ¿de qué depende que dichas interacciones sean fuertes o débiles?

El valor de la temperatura de fusión depende, por una parte, de la naturaleza de la atracción entre las entidades que forman la sustancia pero, fundamentalmente, de la cantidad e intensidad de dichas interacciones.

Ejemplifiquemos lo anterior. Intenta formar una red tridimensional con pelotas de unicel (poliestireno expandible) unidas unas a otras por medio de palillos. A cada pelota le clavamos seis palillos para unirla con otras seis pelotas y así sucesivamente. En la figura 4.7a, se muestra una fracción de una red de este tipo. Si intentas separar una de las pelotas del centro del arreglo te resultará difícil, porque otras seis pelotas la “amarran” en todas direcciones. Esto no ocurre cuando tienes sólo pelotas unidas entre sí por pares de palillos, como en la figura 4.7b, porque tienes que vencer menor resistencia que en el caso anterior.



## 100 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

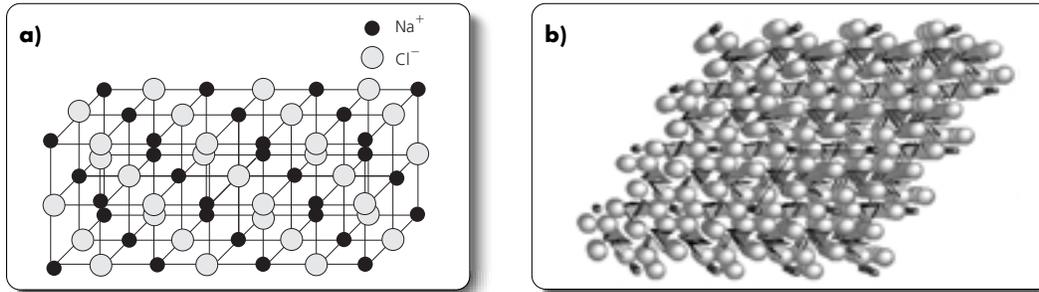


**Figura 4.7**

**a)** Una pelota unida con palillos a otras seis, resulta más difícil de separar, **b)** que una unida sólo a dos.

Por cierto, la facilidad para desprender una pelota también depende de la profundidad a la que se haya clavado el palillo y del espesor del mismo, lo que es análogo a decir que depende de la fuerza de la interacción.

Lo mismo ocurre con los compuestos químicos. Cuando las entidades que los forman atraen a sus vecinos cercanos de manera fuerte y homogénea, nos encontramos frente a **interacciones multidireccionales**, como en el caso de la pelota unida a otras seis, donde las uniones se dan en varias direcciones. El cloruro de sodio, cuya estructura se presenta en la figura 4.8, es un compuesto de este tipo.



**Figura 4.8**

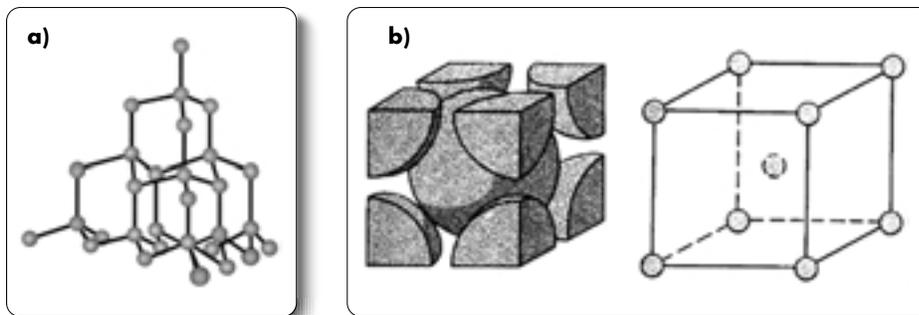
**a)** Estructura interna del cloruro de sodio. Se ha resaltado el átomo central del arreglo para que veas las seis uniones con sus primeros vecinos. **b)** Hidroxiapatita:  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})_3$ , vista aproximadamente a lo largo del eje  $a$  de la celda hexagonal. Los tetraedros representan los grupos fosfatos, la esferas de color gris los cationes  $\text{Ca}^{2+}$  y los círculos pequeños los hidroxilos.

Cada cloro está unido a sus seis primeros vecinos (sodios) de manera muy simétrica y, a su vez, cada sodio está unido a seis cloros. Para fundir esta sustancia debe ser necesario aplicarle una temperatura alta, de tal forma que la agitación térmica venza las interacciones multidireccionales que existen entre las entidades que la forman.

En los otros compuestos de la parte superior de la tabla 4.1 ocurre lo mismo. Todos ellos presentan enlaces multidireccionales (ver figura 4.9).

Cuando en un compuesto existen interacciones multidireccionales entre sus entidades constituyentes, lo que se forma es una red “infinita” de entidades, fuertemente unidas entre sí.

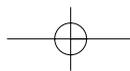
En los sólidos con temperatura de fusión alta, las interacciones entre las entidades que los constituyen son multidireccionales. Cuando hay interacciones de este tipo, las sustancias NO se presentan como líquidos o gases, ya que se forma una red infinita de entidades fuertemente unidas entre sí.

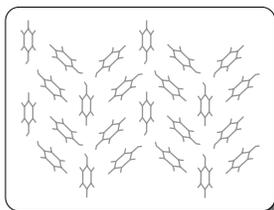


**Figura 4.9**

**a)** Estructura del diamante. Cada átomo de carbono está enlazado con otros cuatro átomos, con lo que se forma una red tridimensional de uniones que apuntan en cuatro direcciones a partir de cada átomo de carbono.

**b)** Celda unitaria cúbica centrada en el cuerpo correspondiente a la estructura del hierro.



**Figura 4.10**

Estructura del fenol. Al pasar al estado líquido, las moléculas de fenol quedan separadas unas de otras. Sin embargo, los átomos que forman la molécula de fenol no se separan unos de otros al fundir, por la presencia de interacciones fuertes de dirección selectiva entre ellos.

En los sólidos con temperatura de fusión baja la situación es distinta. Aquí las interacciones entre las entidades se dan con gran intensidad, pero sólo entre algunos átomos vecinos y son débiles con los otros. A esto se le conoce como **interacciones de dirección selectiva**, ya que es en una determinada dirección en la que se produce una interacción fuerte.

En las interacciones de dirección selectiva hay átomos fuertemente unidos a otros átomos vecinos (con lo que se forman **moléculas**), pero la interacción entre moléculas es relativamente débil. En este caso, para pasar al estado líquido lo que se requiere es romper las interacciones débiles entre moléculas, por lo que el punto de fusión es bajo (ver figura 4.10). Así, cuando una sustancia está formada por moléculas es explicable que exista como un sólido de temperatura de fusión reducida.

Ahora bien, en los compuestos que son líquidos o gases a temperatura ambiente, las interacciones también son de dirección selectiva. Están constituidos, asimismo, por moléculas, pero la interacción entre una molécula y las otras es más débil aún que en los sólidos de punto de fusión bajo.

Si una sustancia es un gas, un líquido o un sólido con baja temperatura de fusión, será razonable suponer que está formada por moléculas.

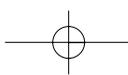
Con el análisis del estado de agregación de los compuestos y de su facilidad relativa para cambiar de estado, podemos tener idea de si el material cuenta con enlaces de dirección selectiva o con enlaces multidireccionales. Vemos entonces que los estados de agregación permiten acercarnos a una interpretación del enlace químico presente. Analicemos una segunda propiedad.

### Conductividad eléctrica

Otra de las propiedades de los compuestos que permite conocer algo más de la naturaleza íntima de los enlaces es su comportamiento frente al paso de la corriente eléctrica. Debido a que cualquier átomo está formado por partículas con carga eléctrica, se antoja aventurar que cualquier sustancia debe conducir la corriente eléctrica. La realidad es que esto no ocurre en todos los casos, por lo cual, conocer qué sustancias conducen y cuáles no y en qué condiciones, puede darnos información de interés sobre su estructura.

Retomemos los mismos ejemplos de la tabla 4.1. Al probar la conductividad eléctrica de esas muestras sólidas mediante la técnica empleada en la sección DESCÚBRELO TÚ: Metales y no metales, del capítulo 2, resulta que el único que conduce la electricidad es el hierro (Fe), por eso lo caracterizamos como un metal. Los materiales que conducen la electricidad en estado sólido son metales (aunque hay algunas excepciones; la más notable de ellas es el grafito). Este comportamiento eléctrico de los metales sugiere que las interacciones que mantienen unidos a los átomos en un metal deben tener características especiales, por lo que se estudian por separado. El nombre con el que se identifica a este tipo de enlace es el de **enlace metálico**.

Analicemos ahora los compuestos no conductores en estado sólido y probemos su conductividad disueltos en agua destilada. Entre ellos, los que se disuelven en agua son el cloruro de sodio, el fenol y la glucosa. En la tabla 4.2 se resumen las propiedades de conductividad de las disoluciones acuosas de estos compuestos.



## 102 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

**Tabla 4.2**

Conductividad de sólidos disueltos en agua.

Compuestos conductores al estar disueltos en agua	Compuestos no conductores al estar disueltos en agua
<ul style="list-style-type: none"> <li>• cloruro de sodio (NaCl)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• fenol (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH)</li> <li>• glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>)</li> </ul>

Si probamos ahora la conductividad de los compuestos cuando están fundidos, los resultados se muestran en la tabla 4.3.

**Tabla 4.3**

Conductividad de sólidos fundidos.

Sólidos fundidos conductores	Sólidos fundidos no conductores
<ul style="list-style-type: none"> <li>• cloruro de sodio (NaCl)</li> <li>• hidroxiapatita [Ca<sub>5</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>OH]</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• diamante [C(diamante)]</li> <li>• azufre (S<sub>8</sub>)</li> <li>• fenol (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH)</li> <li>• glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>)</li> </ul>

Como vimos, cuando se funde un material lo que ocurre es que se rompen parcialmente las interacciones que mantienen a las entidades unidas con sus vecinas. Algo similar sucede cuando se disuelve en agua ¿A qué se debe que los compuestos en estado sólido no conduzcan la electricidad y sí lo hagan cuando están disueltos o cuando están fundidos?

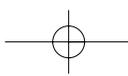
El paso de la corriente eléctrica en estos materiales puede explicarse por la existencia de especies móviles, que transportan carga eléctrica a través del material en el estado líquido o cuando están disueltas.

Estas especies portadoras de cargas positivas y negativas, llamadas **iones**, se atraen fuertemente entre sí, lo que hace que en el estado sólido se mantengan firmemente unidas, empaquetadas con una alternancia de cargas opuestas, como en el NaCl (ver figura 4.8a). Al estar agrupados en el sólido, estos iones no tienen movilidad y no pueden transportar carga a través del material, pero ello cambia al estar fundido o disuelto.

Así, podemos decir que en el cloruro de sodio y la hidroxiapatita, sea fundidos o disueltos, desaparecen las interacciones multidireccionales. Las entidades cargadas quedan separadas y libres para moverse, lo cual permite el paso de la corriente eléctrica. Hemos arribado al **modelo del enlace iónico**, con el que podemos explicar la conductividad eléctrica, al interpretarla mediante la desaparición de las interacciones multidireccionales que existen entre los iones que constituyen los llamados sólidos iónicos.

Los sólidos iónicos están constituidos por entidades cargadas o iones, los que se mantienen unidos multidireccionalmente.

Entre los otros compuestos de la tabla 4.1 existen algunos que no conducen la electricidad en ninguna de las condiciones, como el diamante, el azufre, el fenol y la glucosa.

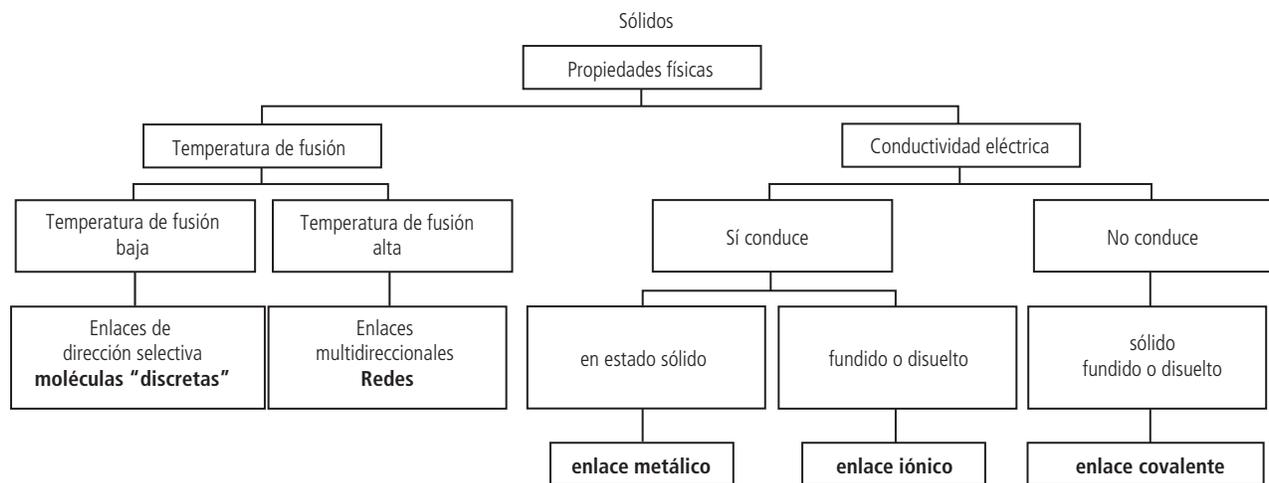


Lo que parece ocurrir es que al separarse unas entidades (moléculas) de sus vecinas, ya sea porque se funde el material o porque se disuelve, no queda libre ninguna especie cargada y, por tanto, no se presenta la conductividad eléctrica. Surge entonces el **modelo de enlace covalente**, que explica las interacciones que gobiernan este tipo de materiales, conocidos como compuestos covalentes.

En la tabla 4.1 podemos ver que los dos sólidos iónicos, NaCl y  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , funden a temperatura alta. Dentro de los sólidos covalentes (los que no presentan conductividad eléctrica), hay uno que funde a temperatura mayor (diamante) que los otros (fenol, glucosa y azufre). Para la temperatura de fusión, lo importante no es el tipo de enlace sino su direccionalidad. La tabla 4.4 resume la información obtenida hasta ahora de estas dos propiedades físicas.

**Tabla 4.4**

Algunas propiedades de las sustancias y la naturaleza de sus enlaces: iónico, covalente o metálico.



Veamos ahora los modelos de enlace metálico, iónico y covalente con más detalle.



TE TOCA A TI:

### Verdades y falsedades de los compuestos

Analiza las siguientes aseveraciones e indica cuál es falsa y cuál es verdadera. Argumenta y discute con tus compañeros.

- Los compuestos iónicos siempre se funden a mayor temperatura que los compuestos covalentes.
- Los compuestos covalentes siempre se funden a menor temperatura que los compuestos iónicos.
- Todos los compuestos iónicos conducen la electricidad cuando están fundidos o disueltos en agua.
- Ningún compuesto covalente presenta conductividad eléctrica, sea sólido, fundido o disuelto.
- Para explicar los diferentes valores de la temperatura de fusión de los sólidos, no es necesario el modelo de enlace iónico, metálico o covalente.
- Para explicar la conductividad eléctrica es necesario considerar los modelos de enlace químico.
- Siempre que hay enlaces multidireccionales la sustancia es iónica.
- Siempre que el compuesto es iónico el enlace es multidireccional.
- Siempre que la temperatura de fusión es elevada hay enlaces multidireccionales.
- En los compuestos covalentes el enlace es siempre de dirección selectiva.
- Los enlaces multidireccionales son los responsables de que un compuesto conduzca la electricidad.

## EL ENLACE QUÍMICO

Para facilitar el estudio, entender y predecir las propiedades de los materiales se han ideado los modelos de enlace químico.

Decir que un enlace es metálico, covalente o iónico es una forma de manifestar el modelo que se ha utilizado para explicar las propiedades de un determinado compuesto.

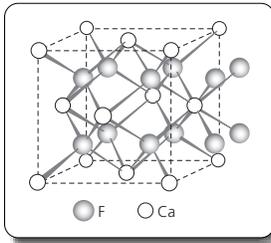
De esta forma, por ejemplo, cuando un material conduce la corriente eléctrica al fundir o disolverse en agua, pero no como sólido, lo explicamos al decir que su sólido está formado por una multitud de iones enlazados. Igualmente, decimos que es un compuesto covalente cuando no es capaz de conducir la electricidad ya sea como sólido, líquido o disuelto. Es decir, no aparenta estar compuesto por iones.

Decíamos que el enlace químico es producto de la atracción electrostática entre las partículas de carga opuesta que forman los átomos. Entonces, si todos los enlaces tienen una naturaleza electrostática, ¿por qué unos compuestos sí conducen la electricidad y los otros no? ¿Qué hay detrás de la clasificación de las sustancias como iónicas, metálicas y covalentes? ¿No hay un solo modelo que permita explicar las diferencias?

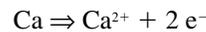
### El enlace iónico

En el enlace iónico participan iones. Éstos son partículas cargadas, llamadas **cationes** si son positivas y **aniones** cuando son negativas.

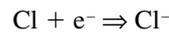
Los cationes se forman cuando un átomo *pierde* uno o más electrones y el ion resultante tiene una carga positiva igual al número de electrones perdidos. Los metales forman cationes, principalmente. Dos ejemplos de formación de cationes son: el ion sodio, con una carga positiva y el calcio, con dos.



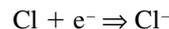
**Figura 4.11**  
Estructura cristalina de la fluorita,  $\text{CaF}_2$ .



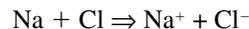
Por su parte, los aniones se forman cuando un átomo *gana* uno o más electrones. Un anión tiene una carga negativa igual al número de electrones que gana. Los no-metales forman a menudo aniones. He aquí dos ejemplos: el cloruro, un anión monocargado y el óxido, uno dicargado.



Un **enlace iónico** es el enlace químico que se forma por la atracción electrostática neta que existe entre un conjunto de aniones y cationes. La manera más simple de formar un compuesto iónico es hacer reaccionar un metal con un no-metal. Para que la reacción ocurra, el metal transfiere uno o más electrones al no-metal. Como ejemplo está el  $\text{NaCl}$ , donde el átomo no-metálico, el  $\text{Cl}$ , adquiere un electrón del átomo metálico, el  $\text{Na}$ . Sumemos las dos reacciones correspondientes. El electrón que sale del sodio es tomado por el cloro, por lo que no aparecen electrones en la reacción neta inferior:

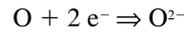
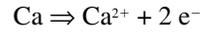


REACCIÓN NETA

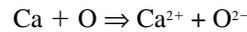


Ambos átomos se transforman en iones de carga opuesta. Cuando muchos de estos iones se acomodan como en la figura 4.8, la atracción electrostática entre los de carga opuesta vence la repulsión de los iones de la misma carga, lo que forma un enlace iónico fuerte y multidireccional.

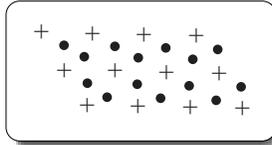
En el caso de la formación del óxido de calcio, las reacciones serían:



REACCIÓN NETA



Cuando el compuesto se funde o se disuelve en agua, los iones se separan y quedan libres para conducir la corriente eléctrica.



**Figura 4.12**

Los metales pueden concebirse como un conjunto de iones positivos que se encuentran ordenadamente colocados dentro de un mar de electrones libres. Existen tantos electrones como iones, de tal forma que existe neutralidad eléctrica en el conjunto.

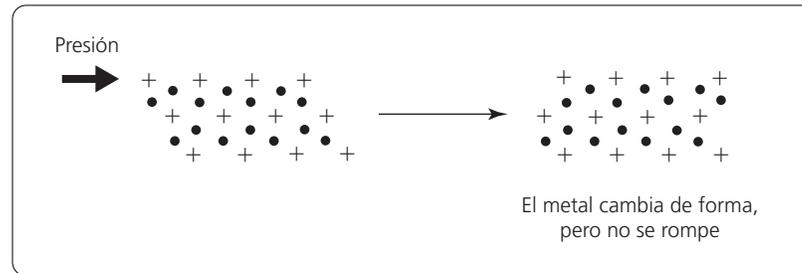
## El enlace metálico

Para conducir la electricidad desde donde ésta se produce hasta la casa, se utilizan alambres metálicos. Los metales conducen la corriente eléctrica cuando son sólidos o líquidos. Esta propiedad llevó a pensar que algunos de los electrones de los átomos deben estar totalmente libres en los metales. El modelo más sencillo para representar un metal es el de la figura 4.12.

Un modelo como éste no sólo interpreta las propiedades de conductividad de los metales, sino también su ductilidad y maleabilidad (véase la figura 4.13).

**Figura 4.13**

Los metales se deforman al sufrir una presión, pero no se rompen. Simplemente, los electrones libres se acomodan nuevamente alrededor de la nueva conformación del sistema de iones.



El sodio metálico es una colección de iones sodio y de electrones uniformemente distribuidos alrededor de esos cationes.

## El enlace covalente

Para estudiar el enlace covalente un buen ejemplo es la molécula más simple, la del hidrógeno,  $\text{H}_2$ , formada por cuatro partículas cargadas, dos protones positivos y dos electrones negativos.



**Figura 4.14**

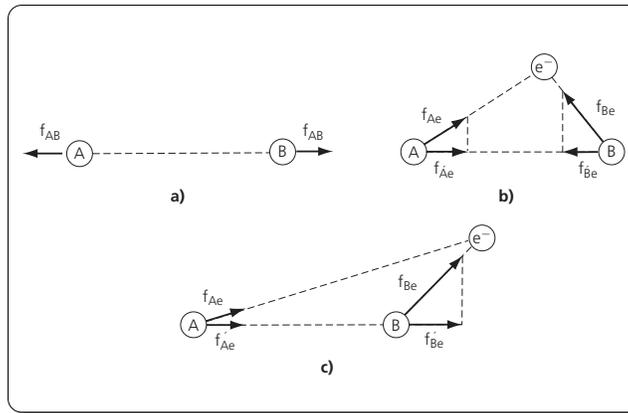
Los átomos de hidrógeno se encuentran muy separados y no hay fuerzas de atracción o repulsión entre ellos.

Cuando los dos átomos de hidrógeno están muy separados, solamente existe la atracción entre cada protón y su electrón. No hay ninguna fuerza de atracción o repulsión entre los dos átomos de hidrógeno porque están muy alejados y porque ambos son eléctricamente neutros. Por tanto, no hay enlace químico entre ambos átomos (ver figura 4.14).

## 106 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

**Figura 4.15**

**a)** En ausencia de electrones, los dos protones se repelen uno con el otro. **b)** Cuando un electrón ocupa el espacio entre los dos protones, se generan dos nuevas fuerzas de atracción, cuya componente sobre el eje internuclear puede cancelar a las repulsiones en **a)**. **c)** Si el electrón no se ubica en la zona entre los dos núcleos, no hay forma de vencer la repulsión entre los protones, pues las componentes atractivos no cancelan a las repulsivos. La molécula no se forma de esta manera.

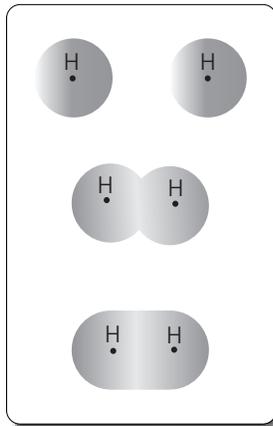


Si los átomos se acercan poco a poco, aparecen nuevas fuerzas atractivas (entre un protón y el electrón del otro átomo) pero también fuerzas repulsivas (entre protón y protón, así como entre electrón y electrón). ¿Cuál puede ser el resultado?

La figura 4.15 muestra lo que sucede con uno de los dos electrones, en función de la posición que

ocupe entre los dos protones. Es claro que las repulsiones pueden quedar superadas por las atracciones a condición de que los electrones se ubiquen en la región entre los dos protones.

Así, al formarse la molécula de  $H_2$ , lo que sucede es que los dos electrones ocupan la región que separa a los dos núcleos, lo que logra que la repulsión internuclear sea vencida por las atracciones electrón-núcleo. Entonces se forma un **enlace covalente**. En la molécula del  $H_2$  no podemos identificar cuál electrón provino del átomo de la izquierda y cuál del de la derecha, los electrones de hecho están deslocalizados entre los dos núcleos. Ambos se encuentran “compartidos” por los dos protones, formando un enlace fuerte con una dirección selectiva, la de la línea que une a los dos núcleos. (Ver figura 4.16).



**Figura 4.16**  
Formación de la molécula de hidrógeno.

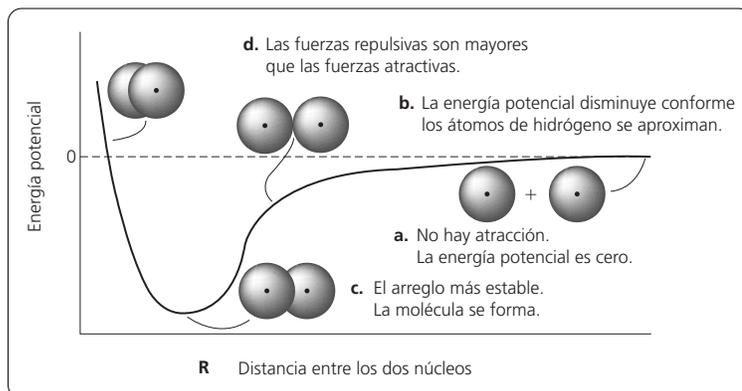
Quando se comparten electrones entre dos átomos se forma un enlace covalente, que es un enlace de dirección selectiva con el que se puede constituir una molécula.

La evolución de la energía total, conforme se aproximan los dos átomos de hidrógeno, se muestra en la figura 4.17. La posición del punto mínimo de la figura marca en la abscisa la distancia de equilibrio, o **distancia de enlace**, y en la ordenada la **energía de enlace**.

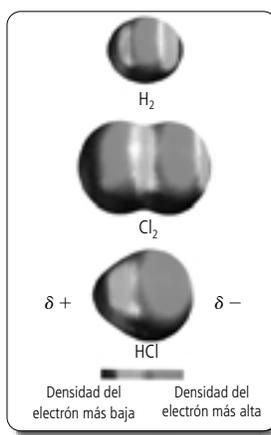
En este caso la energía de enlace es de  $7.22 \times 10^{-19}$  J. Este dato puede parecer muy pequeño, pero ello significa que una muestra de un gramo de  $H_2$  requiere de 217,500 joules para que se rompan todos los enlaces y se obtenga un gramo de átomos de hidrógeno.



En este hecho es en el que radica la energía de los combustibles que utilizamos todos los días: liberan la energía química almacenada en sus enlaces covalentes.

**Figura 4.17**

En la figura,  $R$  es la distancia que separa a los dos protones. Arbitrariamente establecemos, cuando  $R$  es muy grande, que los dos átomos separados tienen una energía de cero. Conforme ambos átomos se aproximan, la energía se reduce debido a que los electrones se sitúan en la zona en la que permiten evitar la repulsión nuclear, hasta llegar a distancia mínima de 0.74 Å. Si la separación se reduce aún más, la repulsión protón-protón no puede detenerse y la energía total crece y crece incesantemente.



**Figura 4.18**  
Moléculas de  $H_2$ ,  $Cl_2$  y  $HCl$ , esta última con la representación de cargas parciales.

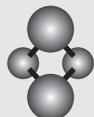
## El enlace covalente polar

Si son iguales los átomos que forman una molécula diatómica covalente, los electrones se comparten equitativamente entre ambos. Tal es el caso del  $H_2$ , el  $N_2$  o el  $O_2$ . Estos enlaces se conocen como **enlaces covalentes puros o no polares**. Sin embargo, cuando la molécula está formada por dos átomos diferentes puede ocurrir que uno de ellos atraiga con más fuerza a los electrones de enlace. Así, existe una alta probabilidad de que los electrones compartidos estén más cercanos a ese átomo más atractivo.

Por ejemplo, cuando se forma el cloruro de hidrógeno,  $HCl$ , el cloro atrae con más fuerza a los electrones que el hidrógeno. Los electrones se comparten entre los dos átomos, no se han cedido de uno a otro como en el caso de un enlace iónico. A pesar de ello, como uno de los átomos atrae más a los electrones esto resulta en un leve exceso de carga negativa en ese átomo y en una pequeña deficiencia de carga eléctrica negativa (lo que es equivalente a tener un ligero exceso de carga positiva) en el átomo que atrae con menos fuerza a los electrones. Esta situación se representa con la letra griega delta ( $\delta$ ) seguida del signo correspondiente a la carga eléctrica en exceso. La  $\delta$  representa una carga parcial de magnitud menor a la carga de un electrón. La molécula de  $HCl$  se puede entonces escribir como en la figura 4.18.

Esta situación, en la que dos cargas eléctricas de signo opuesto están separadas por una cierta distancia, se conoce como un **dipolo eléctrico**. Cuando un enlace covalente presenta un dipolo se forma un **enlace covalente polar**. Las moléculas que están formadas por átomos diferentes, generalmente forman enlaces covalentes polares.

- En el enlace iónico un átomo ha ganado los electrones que el otro átomo ha perdido.
- En el enlace covalente, los electrones se comparten entre los átomos.
- Un enlace covalente puede ser polar o no polar. Ello depende de la atracción relativa de los electrones por los átomos que intervienen en el enlace.



EN EQUIPO:

### El enlace covalente

A continuación te presentamos una tabla con los valores relativos de la energía y de la distancia de enlace para diferentes compuestos moleculares con enlaces covalentes puros o covalentes polares. Arbitrariamente se han tomado como unidad los datos del  $H_2$ .

Compuesto	Energía de enlace con relación al $H_2$	Distancia de enlace con relación al $H_2$	Característica del enlace
$H_2$	1	1	electrones compartidos equitativamente
$F_2$	0.36	1.92	
$O_2$	1.15	1.64	
$N_2$	2.18	1.49	
$HF$	1.32	1.24	electrones compartidos desigualmente
$HCl$	1	1.72	
$HI$	0.69	2.16	

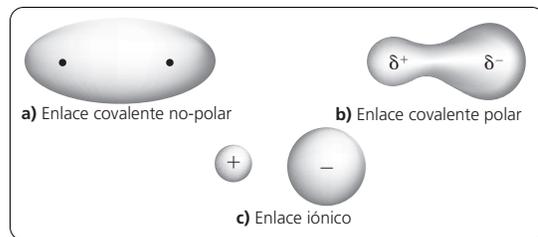
1. Coloca en un diagrama cartesiano de energía de enlace contra distancia de enlace los valores dados en la tabla. Observa si los enlaces covalentes no polares o polares se agrupan en diferentes zonas o no es el caso. ¿Se puede generalizar con estos datos un criterio para determinar la característica del enlace?

2. ¿Cuál es la diferencia entre  $H_2$  y  $HCl$ ? ¿Qué efecto tiene sustituir un átomo de hidrógeno por uno de cloro en los parámetros de enlace?

Formen equipos de tres personas y discutan sus respectivas respuestas. Saquen entre todos sus conclusiones.



Si  $\chi_A - \chi_B$  es mayor o igual a 1.7, el enlace se considera más iónico que covalente. Por otra parte, cuando  $\chi_A - \chi_B$  vale entre 0.1 y 1.7, el enlace es covalente polar. Si  $\chi_A - \chi_B$  es cero, se trata de un enlace covalente no polar.



**Figura 4.19**

Modelos que representan **a)** un enlace covalente no polar, **b)** un enlace covalente polar y **c)** un enlace iónico.

En la figura 4.19 tienes un esquema simple de los tres tipos de enlace.

La tabla 4.6 presenta la relación entre el tipo de enlace y la diferencia de valores de electronegatividad.

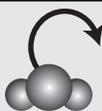
**Tabla 4.6**

Relación entre la diferencia de electronegatividad y la formación de enlaces iónicos, covalentes no polares y covalentes polares. Se aprecia como se distribuyen los electrones.

Diferencia de electronegatividades entre los átomos que se enlazan	Tipo de enlace	Carácter covalente	Carácter iónico
Cero	Covalente	↑ crece	↓ crece
Intermedia	Covalente polar		
Grande	Iónico		

Es importante señalar nuevamente que el criterio de la diferencia de electronegatividades es hasta cierto punto arbitrario y falible. Hay compuestos en los que  $\chi_A - \chi_B$  nos adelantaría que son iónicos y, sin embargo, al no conducir la electricidad parecen ser covalentes. ¿En qué hay que creer, en el modelo o en el resultado de la medición experimental? Por supuesto que en el experimento.

Recuerda. Los modelos de enlace químico surgen para explicar propiedades como la conductividad eléctrica, que es algo medible, una realidad. Si el modelo predice una cosa y del experimento resulta otra cuestión, es porque el modelo, para ese ejemplo, no funciona. Estos modelos son útiles en una gran cantidad de compuestos, y por eso se utilizan, pero no pierdas de vista que puede haber excepciones en las que el modelo fracase.



TE TOCA A TI:

### ¿Enlace iónico, covalente polar o covalente no polar?

De acuerdo con el criterio de diferencia de electronegatividades, clasifica el enlace de cada una de las siguientes sustancias como iónico, covalente polar o covalente no polar. Cuando sea pertinente hacerlo, mues-

tra la carga parcial con  $\delta^+$  o  $\delta^-$  en cada uno de los átomos.

- a) NaF      b) N<sub>2</sub>      c) BrF  
d) HBr      e) RbCl      f) CsFr      g) PH<sub>3</sub>



TE TOCA A TI:

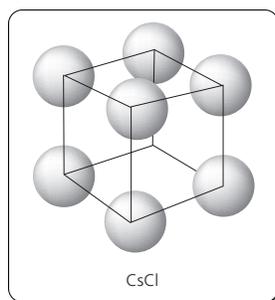
**Predicción de propiedades**

¿Pasa la prueba el criterio de la diferencia de electronegatividades?

Para los siguientes halogenuros de elementos de la primera, segunda, decimotercera y decimocuarta familias

LiF      BeF<sub>2</sub>    BF<sub>3</sub>    CF<sub>4</sub>  
 LiCl  
 LiBr  
 LiI

Consulta los puntos de fusión en un manual de datos químicos (ver CRC en la bibliografía) y compáralos con la diferencia de electronegatividades de cada par de elementos. Indica si existe una relación entre ambos parámetros y si el criterio de diferencia de electronegatividades para definir si un compuesto dado es covalente o iónico se satisface. ¿No te sorprende el estado físico a temperatura ambiente de los compuestos BF<sub>3</sub> y CF<sub>4</sub>?

**Figura 4.20**

Estructura cristalina del cloruro de cesio. El ion cesio es más grande que el ion sodio, así que alrededor de él pueden colocarse ocho cloruros. la estructura de la malla cristalina del CsCl Hay que imaginar como un conjunto enorme de cubos como el que se muestra, pegados cara con cara uno tras otro, en todas direcciones. ¿Logras imaginar en ese arreglo de cubos que cada cloruro está rodeado también por ocho iones cesio?

**El modelo de enlace y otras propiedades**

Con el modelo de enlace químico que se acaba de esbozar, podemos proponer el tipo de enlace que se forma en un compuesto y, predecir algunas propiedades del mismo, como su comportamiento frente al paso de la corriente eléctrica o la magnitud relativa de su punto de fusión. Veremos ahora que también puede guiarnos en el estudio de otras propiedades.

**Cristalinidad**

En un cristal iónico, los átomos se acomodan ordenadamente. Recuerda el caso del NaCl de la figura 4.8. Observa también otro tipo de estructura iónica, la del cloruro de cesio, en la figura 4.20.

Para reducir la repulsión entre los iones con la misma carga, los iones se acomodan de tal forma que los primeros vecinos de un ion positivo siempre son iones negativos, y viceversa. Esto obliga a que exista un orden notable en el arreglo. Así, estos compuestos forman un empaquetamiento ordenado en el que las atracciones son máximas y las repulsiones mínimas. Ese arreglo iónico, ordenado a nivel microscópico, se manifiesta macroscópicamente como un cristal. Los compuestos iónicos tienen apariencia de cristales.

A pesar de que en los compuestos con enlaces covalentes no existe una repulsión de iones, hay compuestos covalentes con una estructura cristalina donde el arreglo también es ordenado, como es el caso del diamante o el azúcar. Vemos que la presencia de iones en un material no es necesaria para que éste presente una estructura cristalina. Los compuestos covalentes pueden ser cristalinos o no.

La presencia de iones en un sólido implica una estructura cristalina, pero una estructura cristalina no necesariamente implica la presencia de iones.

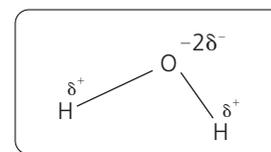
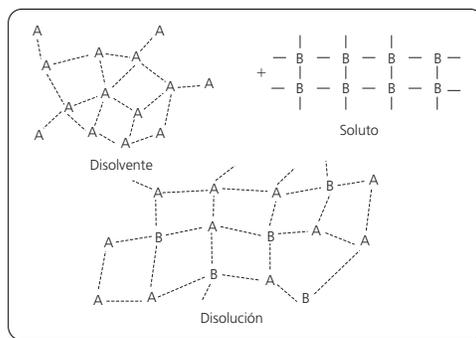
no hay CD  
No sirve

**Figura 4.21**

Distintos tipos de sólidos cristalinos. **a)** Cubo de sal común, **b)** Diamante.

**Figura 4.22**

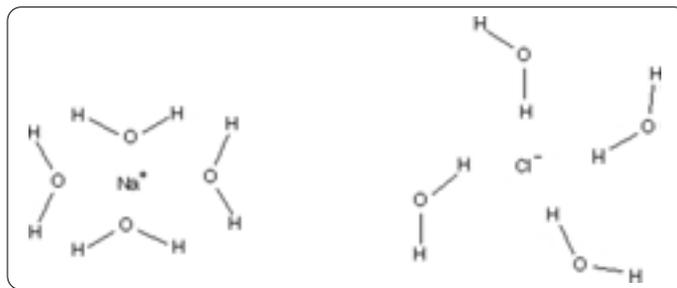
Proceso de disolución de un compuesto A en un disolvente B. Si la fuerza de interacción entre las entidades del disolvente, B-B, y del soluto, A-A, son menores que la nueva interacción A-B, entonces sí ocurre la disolución.

**Figura 4.23**

En la molécula de agua se forman dos dipolos:  $\delta^+$   $\delta^-$ , siendo el oxígeno el átomo sobre el cual se sitúan las dos cargas negativas.

**Figura 4.24**

La disolución del NaCl en agua se logra por las interacciones atractivas fuertes entre los iones positivos y negativos del cristal con los dipolos del agua. Se dice que los iones se "solvatan", es decir, quedan rodeados por moléculas de agua orientadas apropiadamente, de acuerdo con la carga del ion.



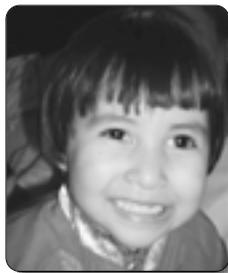
## Solubilidad

En una disolución, al compuesto presente en menor proporción se le llama **soluta**, y **disolvente** al que se encuentra en mayor cantidad. Para que un soluto se disuelva en un disolvente, las atracciones entre las entidades que forman el soluto y las que forman el disolvente tienen que ser mayores que las que existen entre las entidades del soluto o el disolvente entre sí. (Ver figura 4.22).

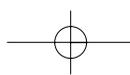
Un disolvente por excelencia es el agua. Las moléculas del agua están formadas por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Como la electronegatividad del oxígeno ( $\chi^{\text{O}} = 3.5$ ) es mayor que la del hidrógeno ( $\chi^{\text{H}} = 2.1$ ) (tabla 4.5), en el agua se forma un enlace covalente muy polar. De esta forma, en el agua existe un dipolo permanente, con una parte negativa alrededor del oxígeno y otras dos porciones positivamente cargadas alrededor de los hidrógenos (ver figura 4.23).

Cuando el agua moja un cristal iónico, se establecen interacciones fuertes entre el dipolo del agua y los iones. La carga parcial negativa de la molécula de agua atrae a los cationes, mientras que la positiva de los hidrógenos hace lo correspondiente con los aniones. Estas nuevas atracciones pueden llegar a vencer la energía de cohesión del sólido, el cual, en ese caso, acaba por disolverse. De esta manera, una buena cantidad de sólidos iónicos se disuelven totalmente en el agua, como es el caso del NaCl. Los dipolos del agua se orientan adecuadamente alrededor de los iones, con lo que se presenta el fenómeno de **solvatación** (ver figura 4.24).

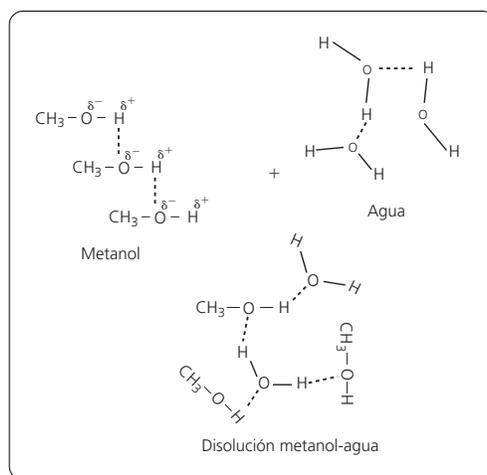
¿Podemos decir que todos los compuestos iónicos son solubles en agua? Analicemos los ejemplos de la tabla 4.1 para decidir la respuesta. Entre ellos, por su comportamiento como conductores de la electricidad, concluimos que NaCl y  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$  son compuestos iónicos. Recordamos que este último es el material que forma huesos y dientes. Sin hacer ningún experimento más que observarte a ti mismo, puedes concluir que la hidroxiapatita no se disuelve en agua. Los dientes no se te disuelven con la saliva ¿verdad? Es claro que no todos los compuestos iónicos son solubles en agua. Cuando la atracción entre los iones en el sólido es más fuerte que su interacción con el dipolo de la molécula de agua, el compuesto no se disuelve. (Ver figura 4.25)

**Figura 4.25**

Los dientes no se disuelven en agua.

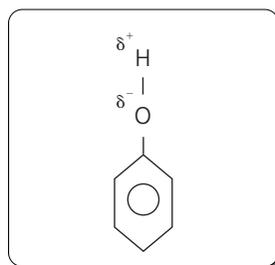


## 112 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia



**Figura 4.26**

Los compuestos covalentes polares se disuelven en agua. Esquema de la disolución metanol-agua, donde se ve la interacción entre los dos dipolos.



**Figura 4.27**

El fenol es un sólido covalente polar.

Pero, ¿qué ocurre con los compuestos formados por enlaces covalentes? Resulta que una gran cantidad de ellos se disuelven totalmente en agua, como el azúcar o el etanol, mientras que muchos otros son totalmente insolubles, como el disulfuro de carbono,  $\text{CS}_2$ . Lo interesante es que aquéllos cuyos enlaces covalentes son polares, generalmente sí son solubles en agua. En este caso, la interacción ocurre a través de los dipolos del disolvente (agua) y los del soluto (el compuesto covalente polar). Observa en la figura 4.26 la interacción entre agua y etanol, dos compuestos que son polares debido a la alta electronegatividad del oxígeno.

De los ejemplos expuestos, resumimos que el fenol y el azúcar son compuestos covalentes, ya que no conducen la electricidad, pero son solubles en agua porque sus enlaces son covalentes polares.

Entonces, ¿tiene algo que ver el tipo de enlace químico presente en un compuesto con su solubilidad en distintos disolventes?

Podemos establecer que la presencia de entidades con enlaces covalentes polares en un sólido puede favorecer su solubilidad en un disolvente polar, como el agua. Pero, desafortunadamente, no es posible generalizar. Por ejemplo, los hidrocarburos forman también enlaces covalentes con cierta polaridad, pues para el carbono  $\chi_C = 2.5$  y en el hidrógeno  $\chi_H = 2.1$ . Quizá por esta pequeña diferencia de electronegatividades, estos compuestos no son solubles en agua.

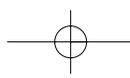
De igual forma podemos decir que los compuestos que tienen enlaces iónicos pueden ser solubles o insolubles en agua, lo que depende de las fuerzas de atracción entre sus iones.

### DESCÚBRELO TÚ: ¿Iónico o covalente?

¿Cuál es el mejor criterio para clasificar a los compuestos iónicos y covalentes?

#### Material

- Tubos de ensayo y gradilla.
- Aparato para la determinación de puntos de fusión (ver figura 1.10).
- Aparato para detectar el paso de la corriente eléctrica (Ver figura 2.33).
- Yoduro de plomo  $[\text{PbI}_2]$ ; nitrato de magnesio hexahidratado  $[\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$ ; fenol  $[\text{C}_6\text{H}_6\text{O}]$ ; benzofenona  $[\text{C}_{13}\text{H}_{10}\text{O}]$  y acetato de sodio  $[\text{CH}_3\text{COONa}]$ .
- Dos muestras desconocidas (A y B).



*Procedimiento*

1. Usando tus conocimientos previos, clasifica cada una de las sustancias propuestas como iónica o covalente.
2. Anota en cada caso, si la sustancia tiene aspecto cristalino o no.
3. A una pequeña muestra de cada una de ellas, intenta disolverla en agua *destilada* y, si es el caso, prueba si la disolución resultante conduce la corriente.
4. A cada una de las sustancias determínale el punto de fusión (pueden ponerse varias muestras *muy pequeñas* en el mismo cubre-objetos).
5. Intenta fundir cada una de ellas con el mechero en un pequeño vaso de precipitados y prueba si conducen la corriente eléctrica al estar fundidas.
6. Con tus resultados, construye una tabla que con-

temple: tipo de compuesto, si es cristalino o no, si es soluble en agua o no, si conduce la electricidad disuelto en agua o no, su punto de fusión y si conduce la electricidad fundido o no).

Ahora realiza las mismas pruebas a las sustancias desconocidas A y B y con la información obtenida, clasifica cada una de ellas como iónica o covalente.

De los compuestos con los que has trabajado, no te deshagas del yoduro de plomo, ya que este metal es peligroso para la salud y no conviene arrojarlo al drenaje. Fíltralo y guárdalo para otro experimento.

*¿Cuál es el mejor criterio para clasificar los compuestos iónicos y covalentes?*



## HERRAMIENTA:

**Valencia de los elementos más comunes**

La valencia ordinaria de los elementos representativos (grupos 1, 2 y 13 a 18 de la tabla periódica larga) se puede obtener directamente con el conocimiento del grupo al cual pertenecen.

Por ejemplo, los elementos de los grupos 1 y 17 son frecuentemente monovalentes, debido a que los del grupo 1 tienden a formar iones positivos monocargados y los del 17 forman iones negativos monocargados. Algo similar sucede con los elementos de los grupos 2 y 16, que son divalentes, así como con los grupos 3 y 15, todos trivalentes (ver tabla 4.7). Los elementos del grupo 14 los hemos separado arbitrariamente en dos columnas, dado el carácter metálico de los dos últimos elementos de la familia, estaño y plomo.

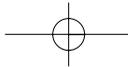
**Tabla 4.7**

Valencias de los elementos representativos de la tabla periódica. Se presentan los iones más frecuentes de estos elementos.

Valencia 1		Valencia 2		Valencia 3		Valencia 4	
Grupo 1	Grupo 17	Grupo 2	Grupo 16	Grupo 3	Grupo 15	Grupo 14	Grupo 14
H <sup>+</sup>	F <sup>-</sup>	Be <sup>2+</sup>	O <sup>2-</sup>	B <sup>3+</sup>	N <sup>3-</sup>	Sn <sup>4+</sup> (IV)	C <sup>4-</sup> (IV)
Li <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	Mg <sup>2+</sup>	S <sup>2-</sup>	Al <sup>3+</sup>	P <sup>3-</sup>	Pb <sup>4+</sup> (IV)	Si <sup>4-</sup> (IV)
Na <sup>+</sup>	Br <sup>-</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Se <sup>2-</sup>				
K <sup>+</sup>		Sr <sup>2+</sup>					

Para prepararnos a escribir fórmulas y nombrar compuestos, es necesario aprender algunas cosas más, relativas a los iones negativos, los iones de los metales de transición y los iones compuestos:

- Los iones negativos de la tabla 4.7 se nombran con la terminación *-uro*. Tenemos como ejemplos: *fluoruro*, F<sup>-</sup>; *cloruro*, Cl<sup>-</sup>; *sulfuro* (el de azufre), S<sup>2-</sup>, y *nitruro*, N<sup>3-</sup>. La única excepción es el ion *óxido*, O<sup>2-</sup>.
- En algunos casos los metales de transición forman compuestos con iones que tienen dos o más cargas diferentes, como es el caso de cobre y hierro. Se dice que estos elementos tienen dos o más valencias distintas. Entonces, se habla de los iones cobre (I) y cobre (II), hierro (II) y hierro (III). Es decir, para nombrar estos iones se



## 114 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

coloca la carga del catión como número romano entre paréntesis a la derecha del nombre del elemento (ver tabla 4.8).

- Existen iones compuestos, formados por dos o más elementos, que a veces son monocargados, dicargados o tricargados. La tabla 4.8 incluye a los más comunes y sus nombres.

**Tabla 4.8**

Carga y nombre de algunos iones de los metales de transición y de los iones compuestos más comunes.

Valencia 1		Valencia 2		Valencia 3	
Ion	Nombre	Ion	Nombre	Ion	Nombre
$\text{Cu}^+$	cobre (I)	$\text{Zn}^{2+}$	zinc	$\text{Cr}^{3+}$	cromo (III)
$\text{Ag}^+$	plata	$\text{Cu}^{2+}$	cobre (II)	$\text{Fe}^{3+}$	hierro (III)
$\text{Au}^+$	oro (I)	$\text{Cr}^{2+}$	cromo (II)	$\text{Au}^{3+}$	oro (III)
$\text{NH}_4^+$	amonio	$\text{Fe}^{2+}$	hierro (II)		
$\text{OH}^-$	hidroxilo	$\text{CO}_3^{2-}$	carbonato	$\text{PO}_4^{3-}$	fosfato
$\text{CN}^-$	cianuro	$\text{SO}_4^{2-}$	sulfato	$\text{PO}_3^{3-}$	fosfito
$\text{NO}_3^-$	nitrato	$\text{SO}_3^{2-}$	sulfito		
$\text{NO}_2^-$	nitrito				



### ¿CÓMO SE RESUELVE?: Escritura de fórmulas

#### Preguntas

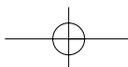
- ¿Con cuántos iones  $\text{CN}^-$  se combinan los iones plata, calcio, cromo (III) y estaño o (IV)?
- ¿Cuántos iones amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) se combinan con los iones bromuro, carbonato, sulfato y fosfato?
- ¿Con cuántos iones nitrato se combina el hierro?
- ¿Con cuántos sulfuros se combinan los iones cobre (I), magnesio y hierro (III)?

#### Respuestas

- Como la carga del ion cianuro es uno, se requiere un cianuro para satisfacer la valencia de la plata, dos para el bario, tres para el cromo(III) y cuatro para el estaño (IV). Por tanto, las fórmulas son:  
 $\text{AgCN}$ ,  $\text{Ba}(\text{CN})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{CN})_3$ ,  $\text{Sn}(\text{CN})_4$
- Como el amonio también es univalente, la respuesta es:



- De la tabla 4.8, es claro que el hierro ocupa un lugar con valencia 2 y otro con valencia 3. Hablamos entonces de los iones Fe (II) y Fe (III). Si el ion Fe (II) se combina con nitrato, se tiene la fórmula  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  o nitrato de hierro (II). Por el contrario, si es el ion Fe (III) el que se combina con nitrato, entonces la fórmula será  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  o nitrato de hierro (III).
- En este caso el azufre es divalente, así que se combina con dos iones cobre (I) o con un magnesio. Para el hierro (III), la solución consiste en considerar tres azufres (con carga total de 6-) y dos hierros (III) (también con 6 cargas, ahora positivas). En resumen, las fórmulas son:





## HERRAMIENTA: Nomenclatura

### De óxidos

Los óxidos son los compuestos binarios de cualquier elemento con el oxígeno. Para nombrar los óxidos de los metales se usa la palabra **óxido** seguida de la palabra “de” y el nombre del ion metálico:

$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{FeO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$
óxido de sodio	óxido de hierro (II)	óxido de aluminio



**Figura 4.28**  
Los cristales de cuarzo son óxido de silicio:  $\text{SiO}_2$ .

Por su parte, para nombrar a los óxidos de los no-metales, se usan prefijos que indican el número total de oxígenos y de no-metal en la fórmula.

$\text{CO}_2$	$\text{SO}_3$	$\text{N}_2\text{O}_5$
dióxido de carbono	trióxido de azufre	pentóxido de dinitrógeno

En estos compuestos los no-metales adquieren valencias grandes: cuatro el carbono del  $\text{CO}_2$ , seis el azufre del  $\text{SO}_3$  y cinco el nitrógeno del  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

En el CO, gas sumamente venenoso que se libera en las combustiones incompletas de materia orgánica, la valencia del carbono es dos. Su nombre es monóxido de carbono.

### De hidróxidos

Los hidróxidos son compuestos de un ion metálico con iones hidroxilo,  $\text{OH}^-$ .

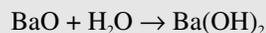
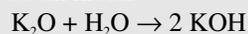


**Figura 4.29**  
La cal que se usa para la construcción es hidróxido de calcio,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

Su nomenclatura es muy simple: consta de la palabra **hidróxido** seguida de “de” y del nombre del ion metálico:

$\text{KOH}$	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$\text{Cr}(\text{OH})_3$
hidróxido de potasio	hidróxido de bario	hidróxido de cromo (III)

Los hidróxidos se pueden producir al agregar agua al óxido de un metal:



### De ácidos

Existen dos tipos de ácidos:

- a) Los hidrácidos, compuestos por un no metal e hidrógeno. Se nombran con la palabra **ácido** y el nombre del no metal con el sufijo *-hídrico*. No obstante, la tendencia moderna es nombrarlos como derivados del anión (con el sufijo *-uro*). Por ejemplo,

	$\text{HCl}$	$\text{H}_2\text{S}$
TRADICIONAL	ácido clorhídrico	ácido sulfhídrico
MODERNA	cloruro de hidrógeno	sulfuro de hidrógeno

## 116 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

- b) Los oxiaácidos, en los que el no metal está acompañado de oxígeno (en un anión compuesto) y que contienen también hidrógeno. Su nomenclatura consta de la palabra “ácido”, seguida del nombre del anión compuesto, pero debe reemplazarse el sufijo *-ato* por *-ico*, y el *-ito* por *-oso*:

$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HNO}_3$	$\text{HNO}_2$
ácido sulfúrico	ácido nítrico	ácido nitroso

Los oxiaácidos son el producto de la reacción de los óxidos de los no metales con el agua:

**De sales**

Cuando los iones metálicos sustituyen al  $\text{H}^+$  de los ácidos se forman sales, que se nombran iniciando con la raíz del nombre del anión, seguida de la terminación *-uro* —si proviene del hidrácido— o con *-ato* o *-ito* —si derivan del oxiaácido. En las fórmulas siempre se empieza con el símbolo del metal:

- a) Sales derivadas de hidrácidos:

$\text{NaCl}$	$\text{CuS}$	$\text{AlBr}_3$
cloruro de sodio	sulfuro de cobre (II)	bromuro de aluminio

- b) Sales derivadas de oxiaácidos

$\text{Cu}_2\text{SO}_3$	$\text{KNO}_3$	$\text{MgCO}_3$
sulfito de cobre (I)	nitrato de potasio	carbonato de magnesio

**CÓMO SE RESUELVE:****Fórmula a partir del nombre de un compuesto**

Escribe las fórmulas de:

- tetróxido de dinitrógeno
- óxido de cobre (I)
- selenuro de hidrógeno
- sulfuro de calcio
- hidróxido de hierro (III)
- nitrito de potasio
- sulfato de aluminio

- Compuesto binario de dos no metales: oxígeno y nitrógeno. En este caso los prefijos indican inmediatamente el número de átomos presentes en la fórmula. Ésta se inicia con el no metal y luego con el oxígeno:  $\text{N}_2\text{O}_4$ .
- Compuesto binario de un metal (cobre) con oxígeno. Como éste es divalente, se requieren dos cobres (I) para satisfacer las capacidades de combinación de ambos. En la fórmula se escribe primero el metal y luego el oxígeno:  $\text{Cu}_2\text{O}$ .
- Compuesto binario de hidrógeno y selenio. El

selenio es divalente (ver tabla 4.7) que está en el mismo grupo que el oxígeno y el azufre), por lo que se combina con dos hidrógenos, ya que éstos son monovalentes. En ácidos siempre se comienza la fórmula por el hidrógeno:  $\text{H}_2\text{Se}$ .

- Compuesto binario (se reconoce por el sufijo *-uro*) de azufre y calcio. Siempre se empieza la fórmula por el metal, y como ambos son divalentes es:  $\text{CaS}$ .
- Los hidróxidos tienen un metal (hierro, en este caso) y iones hidroxilo  $\text{OH}^-$ . Como éstos tienen valencia uno y el metal es trivalente, la fórmula es:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
- El potasio es monovalente y el nitrito también:  $\text{KNO}_2$ .
- El aluminio tiene valencia tres, mientras que el sulfato dos. La fórmula se obtiene invirtiendo estos datos y colocándolos como subíndices:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

## EL ENLACE QUÍMICO Y LOS ELECTRONES

En 1869, Mendeleiev llegó a su arreglo periódico de manera empírica, al organizar las diversas propiedades de los elementos, pero crucialmente al analizar su valencia. Después del descubrimiento del electrón, en 1897, era el momento de intentar modelos químicos del enlace en los que los electrones empezaran a jugar un papel importante para descifrar esa valencia o capacidad de combinación de los elementos.

Stark, antes del descubrimiento del núcleo, consideró que los electrones pudieran ser responsables de unir en los enlaces las partes positivas de dos átomos. Fue John Joseph Thomson quien propuso hacia 1907 la idea de la compartición de electrones como fuerza enlazante. Un año más tarde, Ramsay, descubridor de los gases nobles, dice contundentemente:

*Los electrones sirven como lazo de unión entre átomo y átomo.*

No obstante, es hasta 1916 cuando los químicos toman en consideración plena a los electrones para interpretar la periodicidad del comportamiento químico y lo hacen atinadamente a través de modelos simples. Es entonces cuando surgen los modelos del enlace iónico y covalente, lo que adicionalmente nos proporciona una forma apropiada de representarlos.

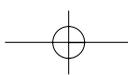
### Estructuras de Lewis y la regla del octeto

En 1916 y de manera independiente, Gilbert Newton Lewis, químico estadounidense, y Walther Kossel, físico alemán, idearon un modelo sencillo en el que los electrones externos, o de valencia, se representan en forma de puntos.

Los electrones más externos de los átomos se conocen como **electrones de valencia**, ya que son los responsables de enlazarse químicamente con los átomos vecinos.

En el capítulo 2, en la sección INTRODUCCIÓN A LA TABLA PERIÓDICA, construimos el ordenamiento de Mendeleiev basados precisamente en el concepto de valencia. En las columnas de la tabla 2.8 del capítulo 2 se colocaron los elementos ordenados por esta propiedad. Recordemos:

- La primera columna contiene elementos con valencia uno, como hidrógeno, litio, sodio y potasio.
- En la segunda, los hay divalentes, como berilio, magnesio y calcio.
- En la tercera columna aparecen boro y aluminio, ambos trivalentes.
- Carbono y silicio ocupan la cuarta columna, por su tetravalencia.
- En la quinta columna encajan nitrógeno, fósforo y arsénico. No obstante, el encabezado de dicha columna habla de su trivalencia. Nota que la valencia principal de los elementos decae a partir de la cuarta columna.
- Con una reducción similar, en la sexta columna se presentan oxígeno, azufre y selenio, divalentes.
- En la séptima aparecen ahora nuevamente elementos monovalentes, como flúor, cloro y bromo.



## 118 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

- Finalmente, después de su descubrimiento, la octava columna la ocupan los gases nobles helio, neón, argón y kriptón, que tienen valencia cero, pues no forman compuestos químicos. Su capacidad de combinación es cero.

La idea central de Lewis y Kossel fue relacionar el número de electrones de valencia en cada elemento con la columna de la tabla periódica en la que se encuentran. Es decir, proponen que los elementos de la primera columna tienen un electrón de valencia, los de la segunda dos y así, sucesivamente, hasta los gases nobles, con ocho. ¿Por qué entonces la valencia decae a partir de la cuarta columna? Acerquémonos un poco al modelo de Lewis y Kossel.

La representación de Lewis, llamada **estructura de puntos** o **estructura de Lewis**, contiene dos porciones fundamentales:

- El llamado **kernel** (*centro* o *núcleo* en alemán) representado por el símbolo del elemento. El kernel contiene tanto al núcleo como a los electrones internos (los que no son de valencia y, por tanto, no participan en el enlace) y
- Los puntos, que representan a los electrones de valencia. Éstos se colocan alrededor del símbolo, en los vértices de un cuadrado imaginario (la representación inicial de Lewis fue la de un cubo, por contar esta figura con ocho vértices).

El número de puntos, o sea, el número de electrones de valencia, coincide con la columna en la que se encuentra el elemento en la tabla periódica. Cuando hay más de cuatro electrones de valencia se acostumbra acoplar los electrones por pares. En la tabla 4.9 se muestran las estructuras de Lewis de los elementos del primer período de la tabla: hidrógeno y helio. En forma similar, en la tabla 4.10 se colocan las estructuras de Lewis de los elementos del segundo período.

**Tabla 4.9**

Estructuras de Lewis de los elementos del primer período de la tabla periódica.

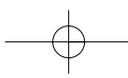
Símbolo	H	He
Electrones de valencia	1	2
Estructura De Lewis	H•	•He•

**Tabla 4.10**

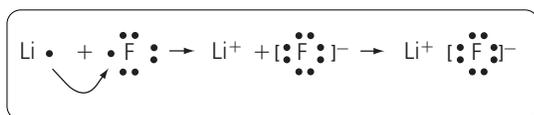
Estructuras de Lewis de los elementos del segundo período (tomadas de Gilbert N. Lewis, *Journal of the American Chemical Society*, 1916).

Electrones de valencia	1	2	3	4	5	6	7
							
	Li	Be	B	C	N	O	F

Para describir al enlace, tanto Lewis como Kossel proponen que los átomos, al combinarse, tienden a terminar con el mismo número de electrones de valencia que los gases nobles. Como todos los gases nobles tienen ocho electrones de valencia (con excepción del helio que tiene sólo dos), a esta propuesta se le conoce como la “**regla del octeto**”.



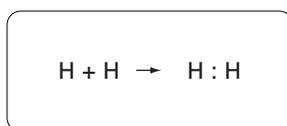
Para Kossel, el octeto de electrones se logra mediante la pérdida de electrones en un átomo y la ganancia de electrones en el otro, lo que da lugar a los iones correspondientes. Por su parte, Lewis abrió la posibilidad de que los átomos compartan electrones. De esta forma, podemos decir entonces que Kossel es el "padre" del enlace iónico y Lewis el del covalente.

**Figura 4.30**

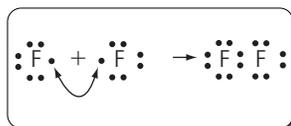
Reacción de formación del LiF, representada con estructuras de Lewis.

Para empezar, veamos cómo las estructuras de Lewis se utilizan para escribir reacciones de formación de compuestos iónicos, como el LiF incluido en la figura 4.30. El electrón del litio se transfiere al flúor. Queda por una parte el kernel del litio, cargado positivamente, y el ion fluoruro, con su octeto completo.

En el esquema de Lewis, las mismas estructuras se emplean para representar enlaces covalentes. La formación de la molécula de hidrógeno se puede observar en la figura 4.31. Los dos electrones están asociados o compartidos entre ambos núcleos. En este caso, cada átomo de hidrógeno tiene el mismo número de electrones que el helio, por lo que se cumple la regla de Lewis y Kossel.

**Figura 4.31**

Reacción de formación del H<sub>2</sub>, representada con las estructuras de Lewis correspondientes.

**Figura 4.32**

Formación de la molécula de flúor, representada con estructuras de Lewis.

De la misma forma que el hidrógeno, el flúor puede formar un enlace covalente con otro átomo de flúor. La estructura de puntos del átomo de flúor (ver tabla 4.10) muestra un electrón de valencia que no tiene par, es decir, que no está apareado. Cuando dos átomos de flúor se aproximan, los electrones no apareados son compartidos por los dos núcleos y se forma un enlace covalente. Así se obtiene la molécula F<sub>2</sub>, como se observa en la figura 4.32. De esta forma, ambos átomos tienen ocho electrones de valencia y se cumple la regla del octeto.



### ¿CÓMO SE RESUELVE?: Estructuras de Lewis

Escribe con estructuras de Lewis la reacción de formación del fluoruro de magnesio.

**Figura 4.33**

Estructura de Lewis del magnesio.

La estructura de Lewis del flúor se encuentra en la tabla 4.10 y la del magnesio es similar a la del berilio, por pertenecer al mismo grupo (el 2) de la tabla periódica. En general, los elementos del mismo grupo en la tabla periódica tienen igual número de electrones de valencia.

Al consultar la tabla 4.10, que contiene las electronegatividades de Pauling, constatamos que es muy alta

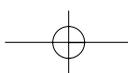
**Figura 4.34**

la diferencia, en este caso  $\chi_{\text{F}} - \chi_{\text{Mg}} = 4.0 - 1.2 = 2.8$ , por lo que esperamos un enlace iónico.

Esquema con estructuras de Lewis de la reacción de formación del fluoruro de magnesio.

El magnesio puede perder sus dos electrones de valencia y entregarlos a dos flúores, para que ambos completen su octeto. Los iones que se forman son un Mg<sup>+2</sup> y dos F<sup>-1</sup>. La reacción de formación del fluoruro de magnesio se da en la figura 4.34.

Vemos que el modelo de enlace iónico y el patrón de estructuras de Lewis nos puede llevar a la fórmula correcta del compuesto, que en este caso es MgF<sub>2</sub>.


**120 PRIMERA PARTE**      Manifestaciones de la materia


TE TOCA A TI:

**Estructuras de Lewis**

- 1) Escribe las estructuras de Lewis de los siguientes elementos a partir de su posición en la tabla periódica:
- a) bromo      b) xenón      c) fósforo  
d) rubidio    e) aluminio    f) calcio
- 2) Utiliza estructuras de puntos para representar la reacción de formación de los siguientes compuestos iónicos, con sus fórmulas correctas:
- a) fluoruro de rubidio      b) cloruro de aluminio  
c) bromuro de calcio

**Para escribir las estructuras de Lewis**

Para escribir las estructuras de puntos de un compuesto más complicado, se pueden seguir las siguientes reglas:

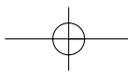
- Observa el tipo y el número de átomos que tiene el compuesto, a partir de su fórmula química.
- Determina el número de electrones de valencia que tiene cada átomo, para lo cual puedes utilizar su posición en la tabla periódica. Con esta información también conoces el número total de electrones de valencia que vas a utilizar para construir la estructura de puntos.
- Dibuja una propuesta de esqueleto para el compuesto. Para ello une los átomos presentes entre sí con líneas rectas (éstas representan pares de electrones compartidos, o sea, **enlaces sencillos**). Este paso puede resultar difícil, ya que no es común contar con suficiente información para esbozar el esqueleto. Sin embargo, y a menos que tengas alguna otra información, asume que en moléculas sencillas que tienen un átomo de un elemento y varios átomos de otro, el átomo único está en el centro.
- Coloca los puntos alrededor de los átomos de tal manera que cada uno tenga ocho electrones (para cumplir con la regla del octeto). Recuerda que el hidrógeno es una excepción y tan sólo tendrá dos puntos.
- Verifica que el número total de electrones de valencia esté plasmado en tu estructura. Si no es el caso, posiblemente se trate de un compuesto que no satisface la regla del octeto (ve la sección “Limitaciones de la regla del octeto”, en la pág. 124).

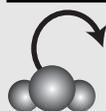
Como un ejemplo del empleo de estas reglas, en la tabla 4.11 se resume la determinación de la estructura de puntos del cloroformo,  $\text{CHCl}_3$ . El compuesto cumple con la regla del octeto y al completar los octetos de carbono y cloros nos encontramos con los 26 electrones de valencia en total.

**Tabla 4.11**

 Determinación de la estructura de Lewis del  $\text{CHCl}_3$ .

Molécula	Tipo y número de átomos	Electrones de valencia de cada átomo	Número total de electrones de valencia	Estructura del esqueleto	Arreglo de los puntos
$\text{CHCl}_3$	C = 1 H = 1 Cl = 3	C = 4 H = 1 Cl = 7	C = $1 \times 4 = 4$ H = $1 \times 1 = 1$ Cl = $3 \times 7 = 21$ TOTAL = 26		





TE TOCA A TI:

### Determinación del esqueleto

En el compuesto anterior,  $\text{CHCl}_3$ , hay un átomo de carbono y un átomo de hidrógeno. ¿Por qué crees que se decidió colocar al carbono como átomo central y no al

hidrógeno? Intenta escribir la estructura de Lewis de este compuesto con el hidrógeno como átomo central para tratar de encontrar una respuesta.

## Enlaces doble y triple

En la formación de un enlace covalente participan electrones que son compartidos entre los dos átomos. Con las estructuras de puntos podemos determinar los tipos de enlaces (sencillos, dobles o triples) que se forman, bajo la premisa de que se cumple la regla del octeto. Hay que aclarar que, en ocasiones, el problema no resulta simple.

Para empezar, observa en la figura 4.35 cómo con un enlace doble puede explicarse la molécula de oxígeno,  $\text{O}_2$ , y con uno triple la de nitrógeno,  $\text{N}_2$ . Corroborar en las estructuras dadas que alrededor de cada uno de los átomos hay ocho electrones. Cuatro de ellos son compartidos por los dos átomos de oxígeno, formando un enlace doble en el  $\text{O}_2$ . Son seis los electrones del enlace triple en el  $\text{N}_2$ .

**Figura 4.35**

Para satisfacer la regla del octeto, se propone un enlace doble (de cuatro electrones compartidos) en la molécula de oxígeno y uno triple (con seis electrones que se comparten) en la molécula de nitrógeno.



$\text{O}_2$ , oxígeno



$\text{N}_2$ , nitrógeno

Tomemos ahora el caso del dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y tratemos de dibujar su estructura de puntos. En la tabla 4.12 se resumen la información necesaria y las estructuras posibles para esta molécula.

**Tabla 4.12**

Determinación de la estructura de puntos del  $\text{CO}_2$ .

Molécula	Tipo y número de átomos que forman la molécula	Electrones de valencia de cada átomo	Número total de electrones de valencia	Estructura del esqueleto	Arreglo de los puntos
$\text{CO}_2$	C = 1	C = 4	C = $1 \times 4 = 4$	o—c—o	a) $\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{C}}-\ddot{\text{O}}$
	O = 2	O = 6	O = $2 \times 6 = 12$		b) $:\ddot{\text{O}}-\text{c}-\ddot{\text{O}}:$
			TOTAL = 16		c) $\ddot{\text{O}}=\text{c}=\ddot{\text{O}}$

Si observamos las estructuras de puntos indicadas con los incisos **a)** y **b)**, podemos notar que en ninguna de ellas se cumple con la regla del octeto. En la **a)** ninguno de los oxígenos tienen ocho electrones a su alrededor, mientras que en la **b)** es el carbono el que no completa los ocho electrones. Sin embargo, en el inciso **c)** todos los átomos satisfacen la regla del octeto. En esta estructura, cada oxígeno comparte dos pares de electrones con el carbono. En este caso se forman dos **enlaces dobles**.

A los enlaces (las parejas, cuartetos o sextetos de electrones enlazantes) se acostumbra representarlos en forma de líneas rectas. De esta forma, un enlace sencillo se plasma como una línea, uno doble como dos líneas y uno triple como tres líneas (ver figura 4.36).

## 122 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

**Figura 4.36**

Estructuras del  $\text{H}_2$ , el  $\text{CO}_2$  y el  $\text{N}_2$ , en las que se utilizan líneas para representar cada par de electrones enlazantes.

Estas fórmulas se conocen como **fórmulas desarrolladas** de los compuestos. No sólo muestran las proporciones relativas de cada tipo de átomo, sino la estructura de la molécula en cuestión y la naturaleza del enlace covalente.

Un enlace covalente en el que se comparte un par de electrones es un **enlace sencillo**. Un enlace covalente en el que se comparten dos pares de electrones es un **enlace doble**. Un enlace covalente en el que se comparten tres pares de electrones es un **enlace triple**.

**Distancia de enlace**

Como en los enlaces triples hay más electrones compartidos que en los dobles, y en éstos que en los sencillos, la distancia que separa los dos núcleos es diferente en cada caso.

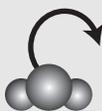
La información sobre las distancias de enlace en una molécula diatómica o poliatómica puede obtenerse mediante la **espectroscopía rotacional**, que registra la energía necesaria para que las moléculas roten. Piensa en una mancuerna para hacer pesas y estima cuando es más fácil hacerla rotar, si cuando la distancia entre las pesas es de 10 cm o de 100 cm. En efecto, el momento de inercia, que depende de las masas y de la distancia entre ellas, es una variable crucial en el movimiento rotacional. Mediante esta técnica se han obtenido las distancias de enlace que se reúnen en la tabla 4.13.

**Tabla 4.13**

Distancias de enlace (en Å) entre átomos del segundo período, en moléculas que contienen enlaces sencillos, dobles y triples.

Enlace	Distancia (Å)
N-N	1.45
N=N	1.23
N≡N	1.09
C-C	1.54
C=C	1.34
C≡C	1.20
O-O	1.48
O=O	1.21

La conclusión inmediata que se obtiene de esta tabla es que los enlaces sencillos son más largos que los dobles, y éstos que los triples. La interpretación es que los dos núcleos, cargados positivamente, pueden acercarse más cuando existen más electrones compartidos en la zona del enlace.



TE TOCA A TI:

**Enlace sencillo, doble o triple**

1. Escribe la estructura de Lewis del HCN. Toma en cuenta la regla del octeto para decidir cuál es el átomo que va en el centro.
2. En los ácidos orgánicos, que introduciremos un poco más adelante, existen dos tipos de enlace car-

bono-oxígeno. Los datos de distancia de enlace en el ácido fórmico,  $\text{HCOOH}$ , obtenidos por espectroscopía rotacional son 1.202 y 1.343 Å. ¿Cuál corresponde al enlace sencillo y cuál al doble?

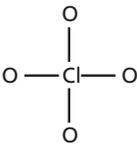
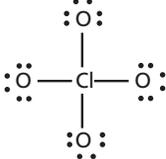
### Iones poliatómicos

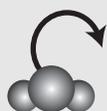
Existen especies químicas poliatómicas que tienen una carga neta. A pesar de que se trata de iones, los enlaces entre los átomos son de tipo covalente. Como ejemplos están el ion amonio,  $\text{NH}_4^+$ , y el carbonato,  $\text{CO}_3^{2-}$ .

Para escribir sus estructuras de Lewis se procede de igual forma que en los compuestos neutros, pero se considera la carga del ion al determinar el número total de electrones de valencia. Cuando la especie tiene carga negativa, se suman los electrones correspondientes. Por el contrario, si es un catión, éstos se restan. En la tabla 4.14 se resume la información necesaria para construir la estructura de puntos del ion perclorato,  $\text{ClO}_4^-$ .

**Tabla 4.14**

Determinación de la estructura de puntos del  $\text{ClO}_4^-$ .

Molécula	Tipo y número de átomos que forman la molécula	Electrones de valencia de cada átomo	Número total de electrones de valencia	Estructura del esqueleto	Arreglo de los puntos
$\text{ClO}_4^-$	Cl = 1 O = 4	Cl = 7 O = 6	Cl = $1 \times 7 = 7$ O = $4 \times 6 = 24$ Carga ion = 1- TOTAL = 32		



TE TOCA A TI:

### Iones poliatómicos

Procede a construir las estructuras de puntos de los iones amonio,  $\text{NH}_4^+$ , y carbonato,  $\text{CO}_3^{2-}$ .

### Estructuras resonantes

En algunas ocasiones es necesario entrar en consideraciones especiales para representar adecuadamente a un compuesto o una especie química. Tomemos el ejemplo del ion nitrato,  $\text{NO}_2^-$ . Podemos escribir la estructura de puntos para este ion de dos formas distintas, como se indica en la figura 4.37.

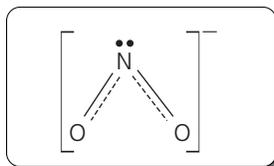


**Figura 4.37**

Posibles estructuras de puntos del ion  $\text{NO}_2^-$ .

Ambas estructuras cumplen la regla del octeto. ¿Cómo decidir en qué oxígeno se presenta el doble enlace y en cuál el sencillo? La información disponible acerca de las distancias de enlace nos indica que ambos enlaces N–O son iguales, y que no correspon-

## 124 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

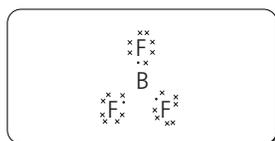
**Figura 4.38**

Híbrido de resonancia que representa que cada enlace nitrógeno-oxígeno no es doble ni sencillo, sino intermedio y en el que la carga no se sitúa en un oxígeno en particular.

den ni a un enlace sencillo ni a uno doble, sino a un enlace intermedio. En realidad, lo que ocurre es que ambas estructuras resonantes son posibles y que existe un incesante reacomodo de los electrones para dar ambas al mismo tiempo. El doble enlace está repartido entre las dos estructuras. Para describir esta situación se utilizan los híbridos de resonancia, como se indica en la figura 4.38.

## Limitaciones de la regla del octeto

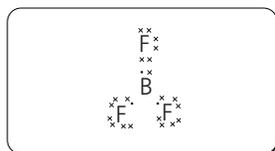
Como todo modelo, las estructuras de Lewis y la regla del octeto son solamente una herramienta que permite *proponer* la estructura de los compuestos. Sin embargo, la naturaleza es complicada y no siempre se cumplen las reglas inventadas para simplificarla. Hay compuestos que no satisfacen la regla del octeto ni ninguna otra regla. Por ejemplo el

**Figura 4.39**

Estructura de puntos del  $\text{BF}_3$ . Para tener facilidad en identificarlos se han pintado redondos los electrones del boro y con cruces los del flúor.

NO, subproducto de la combustión de la gasolina en los automóviles y uno de los contaminantes más importantes de la atmósfera, tiene 11 electrones de valencia. Dado que la regla del octeto demanda que los electrones se acomoden por pares, al tener un número impar de electrones de valencia, este compuesto no puede satisfacerla.

Existen compuestos estables que tienen como átomo central a uno con menos de ocho electrones. Tal es el caso de algunos compuestos de boro, como el trifluoruro de boro. El boro tiene tres electrones de valencia, que al compartirse con los electrones del flúor completa seis electrones a su alrededor. (Ver figura 4.39).

**Figura 4.40**

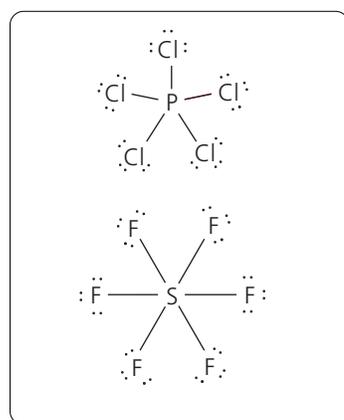
Estructura de puntos del  $\text{BF}_3$  con un doble enlace entre un átomo de flúor y el átomo de boro.

Podríamos escribir la estructura del  $\text{BF}_3$  con un enlace doble entre un flúor y el átomo de boro, como en la figura 4.40. De esta forma tanto el boro como los tres flúores cumplirían la regla del octeto. Sin embargo, la evidencia experimental indica que los enlaces entre el boro y el flúor son sencillos. Aquí es importante resaltar que la evidencia experimental es más importante que lo que se pueda predecir con la teoría. Así, el experimento indica que el compuesto  $\text{BF}_3$  se tiene que tratar como un compuesto que no satisface la regla del octeto.

La regla del octeto no se cumple en una gran cantidad de compuestos, como en aquéllos en los que participan el boro o el berilio a los que se les llama compuestos **deficientes de electrones**, porque tienen menos electrones de valencia que un octeto.

Existen otros compuestos formados por átomos con más de ocho electrones de valencia. El fósforo y el azufre son dos ejemplos. El fósforo tiene cinco electrones de valencia y el azufre seis. Cuando se combinan con algún elemento de la familia de los halógenos (flúor, cloro, bromo e yodo) pueden compartir 10 (Ej.  $\text{PF}_5$ ) y hasta 12 electrones. ( $\text{SCl}_6$ ). (Ver figura 4.41).

A esta situación se le conoce como **expansión del octeto**.

**Figura 4.41**

Estructura de Lewis del pentacloruro de fósforo y el hexafluoruro de azufre.

DE FRONTERA:<sup>2</sup>

## La reactividad de los gases nobles

Los conceptos de Lewis y Kossel sobre la estabilidad de los gases nobles, debida a sus ocho electrones en la capa de valencia, hicieron que durante muchos años ni siquiera se pensara en la posibilidad de formar compuestos de estos gases.

No obstante, en 1962, el químico estadounidense N. Bartlett descubrió que el hexafluoruro de platino,



**Figura 4.42**

Estructura del  $\text{XeF}_2$  y el  $\text{XeF}_4$ .

$\text{PtF}_6$ , podía reaccionar con el xenón y formar  $\text{XeF}_4$  y  $\text{XeF}_2$ . Por primera vez se obtenían moléculas de los gases nobles.

Las técnicas experimentales para sintetizar los compuestos de los gases nobles se conocían 30 años antes de que se prepararan dichos materiales. Simplemente no se utilizaron porque se pensaba que no tenía sentido hacer el esfuerzo.

Hasta el momento sólo se han podido aislar compuestos de Xe y Kr enlazados a átomos muy electronegativos, como el F y el O, aunque se conocen casos con Cl, N y C.

Como ves, se pensaba que el octeto de los gases nobles cerraba la posibilidad de que se enlazaran. La lección es clara. Aunque los más grandes científicos de la época digan que algo no es posible, ello podría no ser cierto. Todo hay que ponerlo en tela de juicio.

## INTRODUCCIÓN A LOS COMPUESTOS DEL CARBONO<sup>1</sup>

Esta sección se elaboró con la colaboración de Rosa Zugazagoitia Herranz.

El carbono, contrario a lo que ocurre con cualquier otro elemento, forma una gran cantidad y variedad de compuestos. Actualmente se conocen más de 13 millones de ellos y cada año se sintetizan más de 300,000 nuevos.

Los elementos que acompañan al carbono comúnmente son el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno, el azufre, el fósforo y los halógenos. ¿Cuál es la razón de que existan tantos compuestos de carbono en comparación con los compuestos de otros elementos? ¿Cómo es que se pueden formar tantos?

El átomo de carbono tiene cuatro electrones de valencia que, si se comparten, pueden formar cuatro enlaces covalentes. La enorme cantidad y complejidad de los compuestos de carbono se debe a que los átomos de carbono se pueden unir unos con otros y formar largas cadenas. Pueden formar anillos y enlazarse a través de enlaces sencillos, dobles o triples. De esta forma, con 30 átomos de carbono y 62 de hidrógeno, se podrían formar alrededor de 4000 millones de compuestos diferentes. Como las propiedades de cualquier sustancia dependen de su composición y de su estructura, distintos arreglos de los mismos átomos generan compuestos diferentes, cada uno con propiedades únicas. Esto puede darte una idea de la enorme cantidad de posibilidades que existen en la química del carbono.

Los animales y las plantas sintetizan con alta eficiencia diversos compuestos de carbono. La vida, como la conocemos, depende de ellos. Anteriormente se pensaba que los materiales fabricados por los seres vivos contenían ingredientes especiales que estaban ausentes en la materia inanimada.

<sup>1</sup> Los autores estamos sumamente agradecidos con Rosa Zugazagoitia Herranz por haber escrito una primera versión de esta sección.

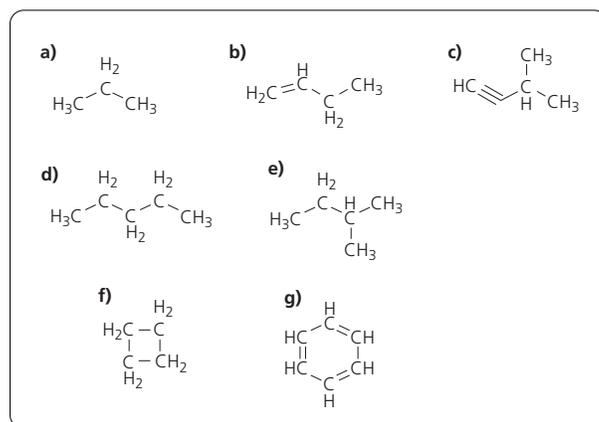
## 126 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

Debido a la existencia de esa gran variedad de compuestos de carbono, se dedica a su estudio toda una rama de la química. Como para los químicos del siglo XVIII la fuente natural de los compuestos de carbono eran los seres vivos, a esta rama de la química se le conoce como química orgánica. Hoy los compuestos de carbono se pueden sintetizar en el laboratorio, pero el nombre de química orgánica sigue vigente.

## Hidrocarburos

Los compuestos que contienen solamente carbono e hidrógeno se conocen como **hidrocarburos**. Son los “ladrillos” a partir de los cuales se construyen muchos de los compuestos de carbono. Su fuente natural es el petróleo y su importancia económica es estratégica. Los hidrocarburos están presentes en nuestra vida diaria, ya que constituyen el gas licuado que se utiliza para cocinar, la gasolina automotriz, algunos envases plásticos, los líquidos para limpiar manchas y las velas, por mencionar algunos ejemplos.

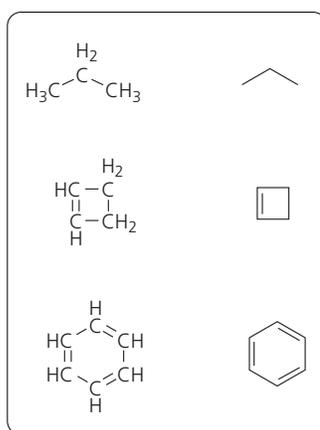
En la figura 4.43 se muestran diversos hidrocarburos. Se puede observar que existen unos hidrocarburos donde los átomos de carbono están unidos uno tras otro, a los que se les conoce como **hidrocarburos lineales**, y otros compuestos en los que aparecen varias cadenas convergentes de átomos de carbono, a los que se les llama **hidrocarburos ramificados**. En éstos, la cadena de mayor longitud se nombra como **cadena principal** y es la base para determinar el nombre de los compuestos. A los fragmentos que aparecen a los lados de la cadena principal se les llama **sustituyentes**.



**Figura 4.43**

Fórmula semidesarrollada de diversos hidrocarburos. De la **a)** a la **e)** son hidrocarburos alifáticos o de cadena abierta. **a)**, **b)** y **d)** son hidrocarburos lineales. **f)** y **g)** son hidrocarburos cíclicos. **b)** y **g)** tienen enlaces dobles. **c)** tiene un enlace triple. **d)** y **e)** son isómeros. **c)** y **e)** son hidrocarburos ramificados.

**Figura 4.44**  
Fórmulas semidesarrolladas y estructurales de diversos hidrocarburos.



En la figura 4.44 se presenta la fórmula semidesarrollada y la fórmula estructural de algunos hidrocarburos. La fórmula semidesarrollada no presenta de manera explícita los enlaces entre el carbono y el hidrógeno, sólo indica los enlaces entre los carbonos y el número de átomos de hidrógeno enlazados a cada carbono. En la fórmula estructural cada extremo de una línea de enlace representa a un átomo de carbono, aunque su símbolo no se muestre ni tampoco los hidrógenos presentes. Se trata de una especie de fórmula taquigráfica, muy usada por los químicos.

Los hidrocarburos se dividen en dos grandes grupos: **alifáticos** y **aromáticos**. La palabra alifático proviene del griego *aleiphatos* que significa grasa o aceite,

lo que da una idea de sus características físicas. Los hidrocarburos alifáticos se clasifican por familias en alcanos, alquenos y alquinos. Los hidrocarburos aromáticos se denominan así porque tienen olores característicos, muchos de ellos agradables, aunque ciertamente peligrosos.

### Hidrocarburos alifáticos

Los hidrocarburos alifáticos se conocen también como “de cadena abierta”, pues los átomos de carbono no se cierran en ciclos. Pueden ser **saturados** (alcanos), donde los átomos de carbono sólo se unen a través de enlaces sencillos, o **insaturados**, en los que se unen con por lo menos un enlace doble (alquenos) o triple (alquinos).

A los compuestos que sólo tienen enlaces sencillos no se les pueden añadir más átomos mediante una reacción química. En cambio, los insaturados pueden transformar un enlace doble o triple en un enlace sencillo y enlazarse así con otros átomos. De ahí los términos saturado e insaturado.

En los hidrocarburos alifáticos, todos los enlaces que se forman son covalentes y con muy poca polaridad. A 25°C se les encuentra como sólidos de bajo punto de fusión, como líquidos o como gases.

### Alcanos

Los alcanos son hidrocarburos, ya sea lineales, ramificados o cíclicos, que tienen solamente enlaces sencillos. Para nombrarlos se utiliza el sufijo *-ano*. En la tabla 4.15 se presentan las fórmulas, los nombres y la temperatura de ebullición de los alcanos lineales más ligeros, todos ellos gaseosos.

En la tabla 4.15 se puede ver que, conforme crece la cadena de carbonos en un alcano, lo que se añade es una unidad  $-\text{CH}_2-$  o grupo metileno. A una serie de compuestos, cuya serie varía por la adición de la misma unidad estructural, se le denomina **serie homóloga**. Los alcanos son un ejemplo de una serie homóloga. Con las fórmulas de la tabla se puede deducir que los alcanos tienen fórmula general  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ . La letra “*n*” es el número de carbonos en la molécula.

Ya vimos que la temperatura de ebullición de los líquidos, al igual que la temperatura de fusión de los sólidos depende de la fuerza de atracción intermolecular. En los alcanos vemos que la temperatura de ebullición se incrementa conforme aumenta el número de átomos de carbono en la cadena.

El alcano más sencillo es el metano,  $\text{CH}_4$ , que suele producirse durante la descomposición anaeróbica (en ausencia de oxígeno) de la materia orgánica (por eso es el principal constituyente del gas natural). Los que siguen son el etano,  $\text{C}_2\text{H}_6$ , el propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$  y el butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ . Estos últimos forman parte del gas licuado que se utiliza en los hogares.

Los ejemplos que hemos visto hasta ahora son de alcanos lineales. El primero que tiene un isómero ramificado es el  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , llamado isobutano (ver figura 4.45).

**Tabla 4.15**

Alcanos representativos. Todos estos son gases a temperatura ambiente, lo que habla de la presencia de enlaces covalentes en sus moléculas.

Fórmula molecular	Fórmula semi-desarrollada	Nombre	Teb(°C)
$\text{CH}_4$	$\text{CH}_4$	metano	-162
$\text{C}_2\text{H}_6$	$\text{CH}_3-\text{CH}_3$	etano	-89
$\text{C}_3\text{H}_8$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	propano	-42
$\text{C}_4\text{H}_{10}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	butano	0

## 128 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

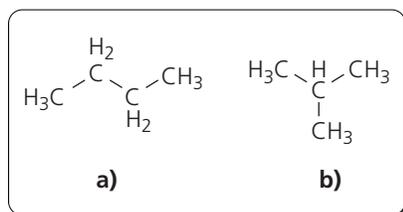


Figura 4.45

Los dos isómeros del butano. **a)** n-butano, o butano lineal. **b)** Isobutano o 2-metilpropano.

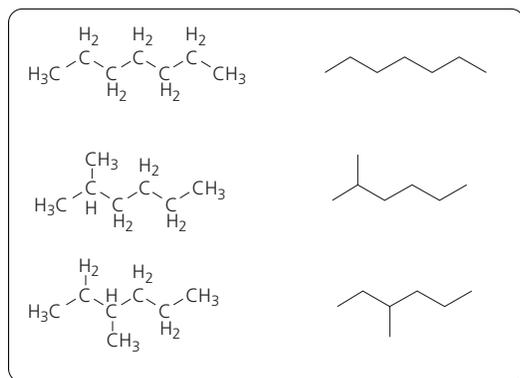


Figura 4.46

Fórmulas semidesarrolladas y estructurales de tres heptanos, dos de ellos ramificados.

Veamos otros alcanos ramificados. Para ello supongamos que tenemos un compuesto cuya fórmula molecular es  $C_7H_{16}$ . ¿Cuántas fórmulas estructurales podemos escribir con esta fórmula molecular? En la figura 4.46 se muestran tres de los posibles alcanos con esta fórmula. Se presenta el lineal y los dos restantes ramificados.

Todos los compuestos de la figura tienen la misma fórmula molecular,  $C_7H_{16}$ , pero diferente fórmula semidesarrollada. En estas condiciones, se dice que tenemos **isómeros estructurales**. El compuesto lineal se llama n-heptano. Para nombrar a los compuestos ramificados tenemos que identificar y expresar sus diferencias estructurales.

Los dos compuestos ramificados de la figura 4.46 tienen la misma cadena principal, de seis átomos de carbono, o sea, un hexano. También tienen el mismo sustituyente, un derivado del metano, el  $-CH_3$ . La diferencia está en la posición del mismo. En el primer caso, se encuentra enlazado al carbono número dos de la cadena, mientras que en el otro el enlace se da con el tercero.

Para nombrar a los sustituyentes, se cambia el sufijo *-ano* del alcano, por *-ilo*. En los dos ejemplos el sustituyente  $-CH_3$  se llama metilo. Cuando se enlaza a la cadena, se le quita la “o” del final de la palabra, por lo que en este caso se llama metil.

Para nombrar a estos isómeros se indica la posición del sustituyente, su naturaleza y, finalmente, la cadena principal. Así, el primer compuesto se llama 2-metilhexano, y el segundo 3-metilhexano.



TE TOCA A TI:

**Estructuras de algunos alcanos**

1. Escribe las fórmulas desarrolladas de todos los isómeros del hexano,  $C_6H_{14}$ .
2. Dibuja cinco fórmulas estructurales diferentes de los alcanos con las siguientes fórmulas moleculares.

**a)**  $C_8H_{18}$    **b)**  $C_9H_{20}$

Asigna nombre a cada uno de los isómeros estructurales (consulta en la pág. 131 la sección **HERRAMIENTA**: El nombre de los hidrocarburos).

Toma en cuenta que los sustituyentes pueden tener uno, dos, tres o cuatro átomos de carbono, y que puede haber compuestos con más de un sustituyente.

3. El nombre químico del compuesto conocido comúnmente como isooctano, que se utiliza como referencia para medir el octanaje o número de octano de la gasolina, es 2,2,4-trimetilpentano. Dibuja su fórmula estructural.

**Alquenos y alquinos**

Los alquenos son hidrocarburos, ya sea lineales o ramificados, que tienen al menos un enlace doble. Para nombrarlos se utiliza el sufijo *-eno*.

Por su parte, los alquinos son también lineales o ramificados, pero tienen al menos un enlace triple entre dos carbonos. Para nombrarlos se utiliza la terminación *-ino*. En la tabla 4.16 se presentan algunos ejemplos de ambos.

**Tabla 4.16**

Alquenos y alquinos, algunos ejemplos de los más ligeros.

	Fórmula molecular	Fórmula semidesarrollada	Fórmula estructural	Nombre
ALQUENOS	$C_2H_4$	$CH_2=CH_2$		eteno
	$C_3H_6$	$CH_3-CH=CH_2$		propeno
	$C_4H_8$	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$		1-buteno
	$C_4H_8$	$CH_3-CH=CH-CH_3$		2-buteno
ALQUINOS	$C_2H_2$	$CH\equiv CH$		etino
	$C_3H_4$	$CH\equiv C-CH_3$		propino
	$C_4H_6$	$CH\equiv C-CH_2-CH_3$		1-butino
	$C_4H_6$	$CH_3-C\equiv C-CH_3$		2-butino

Con los datos de la tabla 4.16 se puede deducir que la fórmula general de los alquenos es  $C_nH_{2n}$  y la de los alquinos  $C_nH_{2n-2}$ .

En las fórmulas estructurales podrás notar que, para los dos alquenos o alquinos que contienen cuatro carbonos, la única diferencia es el lugar donde aparece el doble o el triple enlace. Como esto afecta algunas propiedades físicas y ciertos aspectos de su reactividad química, al asignarles un nombre se tiene que indicar la posición de ese enlace singular.

Notarás que en uno de los compuestos el enlace doble o triple está entre el carbono número uno y el dos, mientras que en el otro está situado entre el segundo y el tercero. Esto se indica en el nombre asignado, al poner el número del primero de los carbonos enlazados por el doble o triple enlace. De esta forma, los alquenos son 1-buteno y 2-buteno, y los alquinos 1-butino y 2-butino.

Como dijimos anteriormente, los compuestos que tienen la misma fórmula molecular pero distinta fórmula desarrollada, son isómeros estructurales. Así, en el caso de alquenos y alquinos no sólo se presenta isomería estructural debida a la presencia de sustituyentes, sino también por la posición del doble o triple enlace.

Los isómeros estructurales tienen la misma fórmula molecular pero diferente fórmula desarrollada. Pueden presentarse por la existencia de ramificaciones, donde la posición y el tipo de sustituyentes hacen la diferencia, o por la posición del doble o triple enlace.

En el proceso de refinación del petróleo, el residuo se calienta a alta temperatura y en presencia de ciertos catalizadores. De esta manera, los alcanos más largos se descomponen en alcanos más pequeños y en alquenos. Este proceso se conoce como desintegración térmica o “craqueo”, y se utiliza para producir compuestos de carbono con dobles enlaces y gasolina ligera.

El alqueno más sencillo es el eteno,  $C_2H_4$ , comúnmente conocido como etileno. Es un compuesto gaseoso a  $25^\circ C$  que tiene como característica un olor dulce. Ciertas plantas lo producen naturalmente. El eteno es uno de los compuestos orgánicos más importantes a

## 130 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia



Figura 4.47

El eteno es un compuesto que de forma natural madura la fruta.

nivel industrial, ya que se utiliza en la producción de disolventes, gasolina, aditivos y detergentes. También se le emplea para acelerar la maduración de la fruta. De hecho es un compuesto que las frutas emanan naturalmente en su maduración y con el tiempo, en su putrefacción. Debido a esto, cuando tienes una fruta madura en la misma cesta que otras, se acelera la maduración de éstas. De ahí el dicho de que “una fruta podrida pudre a las demás”. (Ver figura 4.47).

El etino o acetileno, como es su nombre común, es el más pequeño de los alquinos. Es un gas explosivo que se utiliza en los sopletes de oxiacetileno para cortar el acero, así como en otras aplicaciones industriales.

**Hidrocarburos cíclicos**

Los enlaces carbono-carbono pueden cerrarse en ciclos. La tabla 4.17 muestra algunas fórmulas desarrolladas y nombres de algunos de estos compuestos.

Tabla 4.17

Algunos hidrocarburos cíclicos.

Hidrocarburo cíclico	Fórmula molecular	Fórmula semidesarrollada	Fórmula estructural
ciclopropano	$C_3H_6$	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_2 \text{ — } \text{CH}_2 \end{array}$	
ciclobutano	$C_4H_8$	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \text{ — } \text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{CH}_2 \text{ — } \text{CH}_2 \end{array}$	
ciclopenteno	$C_5H_8$	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \quad \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{CH}_2 \text{ — } \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \end{array}$	
ciclobutadieno	$C_4H_4$	$\begin{array}{c} \text{CH} \text{ — } \text{CH} \\    \quad    \\ \text{CH} \text{ — } \text{CH} \end{array}$	



TE TOCA A TI:

**Estructura de alquenos y alquinos**

- Dibuja cinco fórmulas estructurales que se pueden obtener a partir de las siguientes fórmulas moleculares (incluye algunas de ellas que sean cíclicas).

a)  $C_8H_{16}$     b)  $C_9H_{18}$     c)  $C_8H_{14}$     d)  $C_9H_{16}$

Compara las fórmulas estructurales que dibujaste con las que dibujaron tus compañeros. Asigna el nombre apropiado a cada uno de los isómeros estructurales. Consulta para ello la sección HERRA-

MIENTA: El nombre de los hidrocarburos, en la página siguiente.

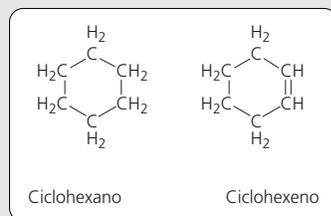
- Dibuja la fórmula estructural de los siguientes compuestos.

a) 1-penteno                      b) 2-metil-1-penteno  
c) 3-etil-1-hexeno              d) 2-hexino

- ¿Existe el compuesto llamado 2-metil-1-butino? ¿Existe el compuesto llamado 3-metil-1-butino? ¿Tendrá algún isómero? Fundamenta tus respuestas.

## DESCÚBRELO TÚ: ¿Alcano o alqueno?

¿A cuáles hidrocarburos se les llama “saturados” y a cuáles se les conoce como “insaturados”? ¿Por qué?



**Figura 4.48**

Estructura molecular de ciclohexano y ciclohexeno.

Las dobles ligaduras permiten la incorporación de otros átomos al romperse el enlace doble y convertirse en sencillo. Estas reacciones, llamadas “de adición”, pueden verificarse por la desaparición del color de la sustancia añadida. (ver figura 4.48).

### Material

- 5 mL de ciclohexano
- 5 mL de ciclohexeno

- 3 tubos de ensayo
- Un cristal de yodo disuelto en 1 mL de tetracloruro de carbono
- 1 pipeta Beral

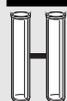
### Procedimiento

1. En un tubo de ensayo agrega ciclohexano hasta la mitad de su volumen.
2. En un segundo tubo, agrega igual cantidad de ciclohexeno.
3. Añade a ambos tubos, gota a gota, la disolución de yodo. Agita después de cada adición.
4. Anota tus observaciones.

¿Cuál de los dos hidrocarburos decoloró el yodo?

¿A cuál le llamarías “saturado”? Propón una fórmula para el compuesto formado en la reacción de adición.

Al producto de la reacción de adición lo llamarías ¿“saturado” o “insaturado”?



## HERRAMIENTA: El nombre de los hidrocarburos

El procedimiento para asignar nombre a los hidrocarburos está basado en reglas de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, siglas que corresponden a su nombre en inglés “International Union of Pure and Applied Chemistry”).

El nombre del compuesto indica el número de átomos de la cadena principal de carbono y el tipo de sustituyentes y enlaces presentes.

En la tabla 4.18 se muestran los prefijos utilizados en la asignación del nombre de los alcanos lineales formados hasta por diez átomos de carbono. Cuando se tienen de uno a cuatro átomos de carbono, el prefijo deriva del nombre del alcano. A partir de cinco átomos de carbono se utiliza un prefijo numérico. Por ejemplo, el nombre de los alcanos o sustituyentes que tienen tres átomos de carbono empezará con el prefijo *prop*—.

**Tabla 4.18**

Prefijos que se utilizan para nombrar a los hidrocarburos

Número de átomos de Carbono	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Prefijo	<i>met-</i>	<i>et-</i>	<i>prop-</i>	<i>but-</i>	<i>pent-</i>	<i>hex-</i>	<i>hept-</i>	<i>oct-</i>	<i>non-</i>	<i>dec-</i>

## 132 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

Del nombre de los alcanos lineales de cadena más larga, se derivan los nombres de los alquenos, los alquinos y los sustituyentes. El sufijo del nombre indica si es un alcano, un alqueno, un alquino o un sustituyente, como se indica en la tabla 4.19. Si el compuesto es un alquino de tres átomos de carbono, su nombre será propino. Si es un sustituyente formado por tres átomos de carbono será propilo.

- El nombre de la cadena principal se deriva del nombre del alcano que tenga el mismo número de carbonos. Si tiene dobles enlaces terminará en *-eno* y si presenta enlaces triples su terminación será *-ino*.
- Los grupos de átomos que no forman parte de la cadena principal se conocen como sustituyentes o ramificaciones.

**Tabla 4.19**

La parte final del nombre indica si el compuesto es un alcano, un alqueno, un alquino o un sustituyente.

Tipo de compuesto	Tipo de enlaces presentes	Sufijo
alcano	sencillos	<i>-ano</i>
alqueno	doble	<i>-eno</i>
alquino	triple	<i>-ino</i>
sustituyente		<i>-ilo</i>

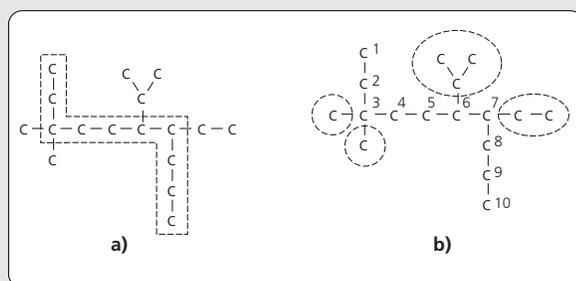
Para nombrar a los compuestos de carbono:

- Cuando los alcanos son lineales y no tienen ramificaciones, se les llama alcanos normales. Para indicarlo, se antepone una "n" antes del nombre del alcano. De esta forma, a un alcano lineal formado por cinco átomos de carbono se le llama n-pentano.
- Cuando los compuestos están ramificados, primero se localiza la cadena más larga de átomos de carbono, que se denomina cadena principal.
- Si el compuesto es un alqueno o un alquino, la cadena principal será forzosamente la cadena más larga de átomos de carbono que contenga al doble o triple enlace.

- Para nombrar a los compuestos que contienen dobles y triples enlaces, hay que indicar su posición, por lo cual se especifica el primero de los carbonos donde está el doble o triple enlace.

Para numerar a la cadena principal:

- Los carbonos con algún sustituyente deben tener los números más pequeños posibles (véase la figura 4.49).
- Si hay dobles o triples enlaces, los carbonos del enlace múltiple deben de tener los números más pequeños posibles (véase la figura 4.50).

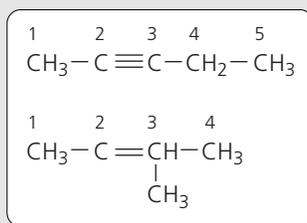
**Figura 4.49**

Numeración de la cadena principal de un hidrocarburo. **a)** Primero, se escoge la cadena más larga de carbonos y después **b)** se inicia la numeración por el extremo donde aparecen primero los sustituyentes.

- Para la numeración de la cadena principal, los dobles o triples enlaces tienen prioridad sobre los sustituyentes.

Para nombrar a los sustituyentes:

- Se cambia la terminación *-ano* por la terminación *-ilo*. De esta forma, del metano se deriva el metilo, del etano el etilo, y del n-butano el butilo, por mencionar algunos ejemplos.
- Cuando los sustituyentes se enlazan a la cadena principal, su nombre se modifica quitándole



**Figura 4.50**

Numeración de la cadena cuando hay enlaces múltiples. Se inicia la numeración en el extremo donde más cerca se tiene el enlace múltiple.

la “o” del final de la palabra. Por ejemplo, al metilo se le nombra metil y al etilo se le llama etil.

- Se indica el número del átomo de carbono de la cadena principal en el que está situado el sustituyente.
- Cuando en el mismo compuesto aparecen dos sustituyentes iguales, se utiliza el prefijo *di* antes de nombrar al sustituyente. Si son tres iguales se utilizará *tri* y así sucesivamente. Por ejemplo, dimetil y trietil, indican que hay dos grupos metilo y tres grupos etilo como sustituyentes en el compuesto.
- Por cada sustituyente tendrá que haber un número que indique su posición en la cadena principal, aún cuando los sustituyentes se presenten en el mismo átomo de carbono. De esta forma, el nombre 2,2-dimetilpentano por ejemplo, indica que hay dos grupos metilo en el átomo de carbono número 2 de la cadena principal.

## Hidrocarburos aromáticos

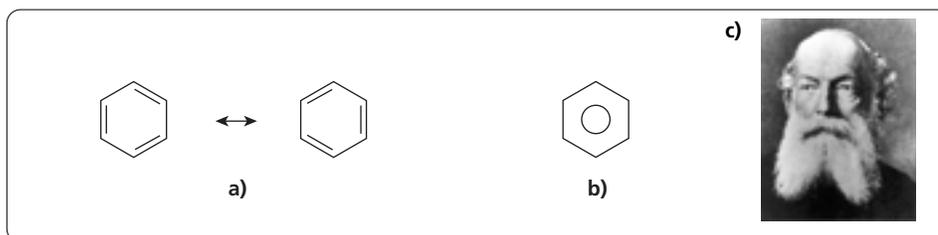
Los hidrocarburos aromáticos están relacionados estructuralmente con el benceno, de fórmula molecular  $C_6H_6$ , que también se obtiene del petróleo. Es el más simple de los hidrocarburos aromáticos. Su fórmula desarrollada consiste de dos estructuras resonantes, concebidas el siglo XIX por Friedrich August Kekulé (ver figura 4.51, donde también se ilustra la fórmula estructural usual del anillo formado por seis átomos de carbono).

En esta representación, cada átomo de carbono está situado en cada esquina del hexágono. El círculo dentro del hexágono indica que los enlaces que unen a los seis átomos de carbono son intermedios entre sencillos y dobles, producto de la existencia de las dos estructuras resonantes. La evidencia experimental muestra que en el benceno todas las distancias carbono-carbono son iguales a 1.39 Å, una distancia intermedia entre la de los enlaces sencillos y dobles mostradas en la tabla 4.13.

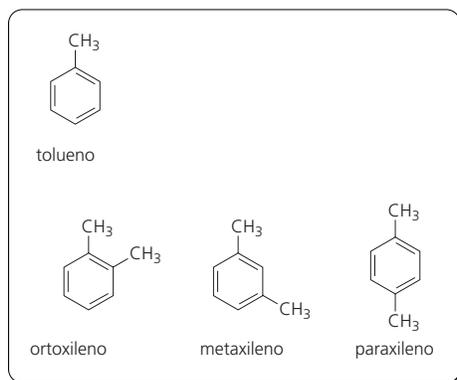
A partir del benceno se pueden obtener infinidad de compuestos. La sustitución de algunos átomos de hidrógeno por otros átomos y la formación de anillos pegados entre sí, dan múltiples compuestos con características distintas. (Ver figura 4.52).

**Figura 4.51**

**a)** Fórmulas resonantes del benceno, según Kekulé. **b)** Representación usual. **c)** Friedrich August Kekulé (1829-1896) fue un químico alemán que desarrolló, a partir de 1858 la química estructural. Sugirió, para empezar, que el átomo de carbón era tetravalente y que podía enlazarse con otros átomos de carbono para formar moléculas lineales o ramificadas. Kekulé creyó firmemente que los átomos de una sustancia se combinaban de una sola manera para formar un compuesto, en un arreglo estructural específico. En 1865 propuso, dicen que después de un sueño en el que una serpiente se mordía su propia cola, la estructura cíclica del benceno.



## 134 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

**Figura 4.52**

Del petróleo se obtienen el metilbenceno, llamado comúnmente tolueno, y los tres isómeros del dimetilbenceno, con nombres ortoxileno, metaxileno y paraxileno.

El benceno y algunos de sus derivados son cancerígenos, es decir, pueden producir cáncer a las personas que están en contacto continuo con estos compuestos. Pero como no todos los hidrocarburos aromáticos tienen esta toxicidad, muchos están presentes en nuestra vida diaria de diferentes formas.

En la figura 4.53 se muestran algunos ejemplos de hidrocarburos aromáticos. Podrás observar que estos compuestos tienen multitud de aplicaciones.

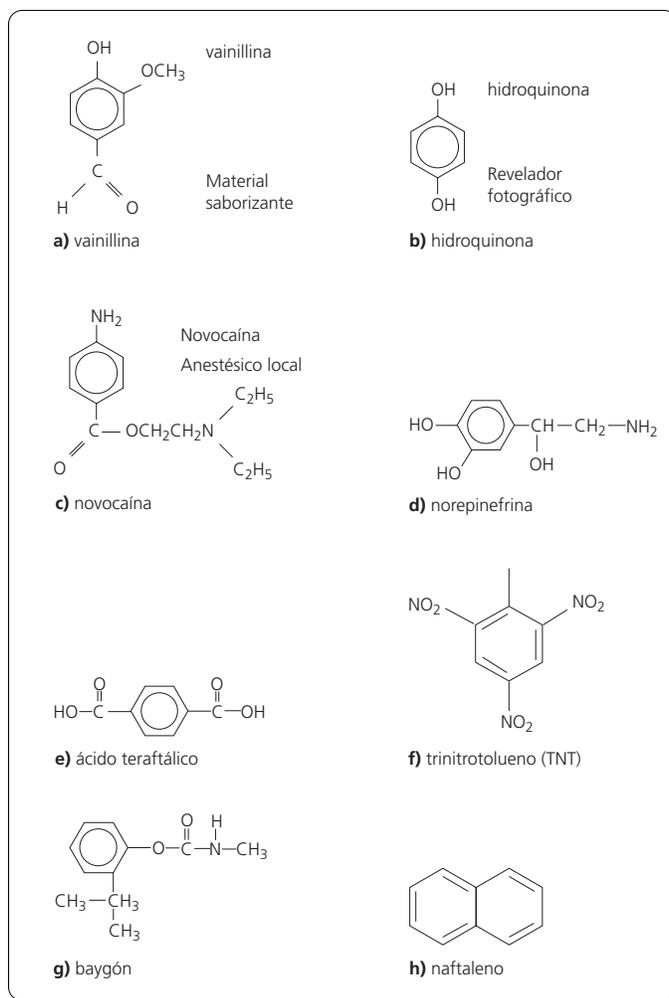
Entre los ejemplos se observa que las propiedades de los compuestos se ven modificadas cuando se cambian los grupos de átomos que se unen al anillo de seis carbonos. ¿Por qué cambian tanto las propiedades con estos nuevos enlaces?

## Grupos funcionales

Las propiedades de los compuestos de carbono dependen de su composición y del arreglo de sus átomos. Cualquier átomo, o grupo de átomos, o arreglo de los enlaces, que determine ciertas propiedades específicas del compuesto se conoce como **grupo funcional**. El grupo funcional generalmente es una porción reactiva de la molécula, cuya presencia significa que el compuesto presentará ciertas características particulares. Muchos compuestos tienen más de un grupo funcional.

El doble enlace en los alquenos y el triple enlace en los alquinos se consideran, asimismo, grupos, funcionales. Los grupos funcionales pueden contener átomos distintos al carbono y al hidrógeno. Los más importantes contienen oxígeno, nitrógeno o ambos (ver tabla 4.20). La R representa el resto de la molécula a la que el grupo funcional está unido.

El doble enlace en los alquenos y el triple enlace en los alquinos se consideran, asimismo, grupos, funcionales. Los grupos funcionales pueden contener átomos distintos al carbono y al hidrógeno. Los más importantes contienen oxígeno, nitrógeno o ambos (ver tabla 4.20). La R representa el resto de la molécula a la que el grupo funcional está unido.

**Figura 4.53**

Algunos ejemplos de hidrocarburos aromáticos. **a)** Vainillina, aromatizante. **b)** Hidroquinona, revelador de fotografías. **c)** Novocaína, anestésico. **d)** Norepinefrina, mensajero químico del cerebro. **e)** Ácido tereftálico, materia prima de las fibras poliéster que reemplazan al algodón. **f)** TNT, trinitrotolueno, explosivo. **g)** Baygón, insecticida. **h)** Naftaleno, contra la polilla.

**Tabla 4.20**

Grupos funcionales más importantes en los compuestos de carbono.

Estructura general	Nombre del grupo	Fórmula semidesarrollada	Ejemplo
R-O-H	alcohol	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -OH	Etanol
R-O-R'	éter	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -O-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	Etoxietano
$\begin{array}{c} \text{R} - \text{C} - \text{H} \\    \\ \text{O} \end{array}$	aldehído	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{C} - \text{H} \\    \\ \text{O} \end{array}$	Metanal
$\begin{array}{c} \text{R} - \text{C} - \text{R} \\    \\ \text{O} \end{array}$	cetona	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\    \\ \text{O} \end{array}$	Propanona
$\begin{array}{c} \text{R} - \text{C} - \text{OH} \\    \\ \text{O} \end{array}$	ácido	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{OH} \\    \\ \text{O} \end{array}$	Ácido etanoico
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\    \\ \text{O} \end{array}$	éster	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\    \\ \text{O} \end{array}$	Etil-etanoato
R-NH <sub>2</sub>	amina	CH <sub>3</sub> -NH <sub>2</sub>	Metilamina

\* R y R' simbolizan grupos alquílicos cualesquiera.

## Alcoholes

Los alcoholes contienen el grupo funcional —OH, conocido como grupo hidroxilo. Puede estar enlazado a una estructura lineal, ramificada o cíclica. Para nombrar a los alcoholes se reemplaza la -o final del hidrocarburo por el sufijo -ol. Debido a la diferencia de electronegatividades entre el oxígeno y el hidrógeno en el enlace O—H, el grupo hidroxilo es polar.

El alcohol más simple es el metanol o alcohol metílico, con fórmula CH<sub>3</sub>OH. Se conoce como alcohol de madera y se utiliza en la fabricación de plásticos y fibras. El etanol o alcohol etílico, CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH, es el que se emplea en medicina como desinfectante y que está presente en las bebidas alcohólicas. Su producción a través de la fermentación de frutas y granos ha sido conocida por la humanidad desde hace milenios. En la tabla 4.21 se presentan algunas bebidas alcohólicas comunes y la fruta de la que se obtienen.

## 136 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

Tabla 4.21

Algunas bebidas alcohólicas y su procedencia.

Bebida	Procedencia
Vino	Uva
Cerveza	Cebada
Tequila	Agave
Pisco	Uva
Ron	Caña

Además de estar presente en las bebidas alcohólicas, el etanol se utiliza en procesos industriales para obtener otros compuestos y algunos medicamentos. ¿Puedes identificar el grupo alcohol en la vainillina de la figura 4.53a?

## DESCÚBRELO TÚ: ¿Metanol o etanol?

¿Cómo se pueden distinguir el metanol y el etanol?

El metanol y el etanol tienen olor y sabor semejantes. Su principal diferencia estructural es un grupo  $-\text{CH}_2-$  de más en el etanol. Esta diferencia en el peso molecular de dos sustancias con el mismo tipo de grupos funcionales, generalmente se refleja en un cambio en el punto de ebullición.

### Material

- Etanol
- Metanol
- Aparato de destilación (ver figura 1.13)

### Procedimiento

1. Monta el aparato de destilación con la mezcla de ambos alcoholes en el matraz.
2. Registra la temperatura a la que empieza a destilar el primero. Ésta debe mantenerse constante hasta que el primero se agote.
3. Registra la temperatura a la que destila el segundo componente de la mezcla.
4. Guarda los destilados para un uso futuro.

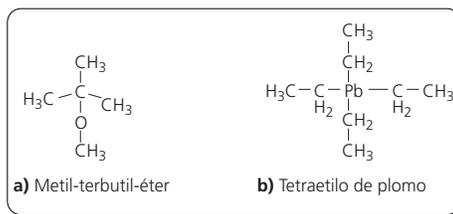
¿Cuál es el punto de ebullición de cada uno de estos alcoholes?

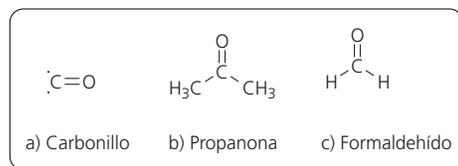
## Éteres

Los éteres contienen un átomo de oxígeno unido a dos cadenas de hidrocarburos. Por ejemplo, el éter dietílico,  $\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ , contiene dos grupos etilo ( $\text{CH}_3\text{CH}_2-$ ) unidos al mismo átomo de oxígeno. Este compuesto se conoce comúnmente como éter. En alguna época fue utilizado como anestésico. En la actualidad se utiliza como disolvente de aceites y grasas. ¿Puedes identificar el grupo éter en la vainillina de la figura 4.53a)? (Ver figura 4.54).

Figura 4.54

**a)** El metil terbutil éter, MTB, se adiciona a las gasolinas para elevar su índice de octano. De esta manera se ha podido reemplazar paulatinamente al tetraetilo de plomo **b)** de la gasolina, evitando la presencia en la atmósfera de este metal pesado peligroso para la salud.



**Figura 4.55**

**a)** Grupo funcional carbonilo, con su estructura de puntos. **b)** Propanona, la famosa acetona para limpiar el esmalte de uñas. **c)** Formol, o formaldehído, el aldehído en el que se conservan los cadáveres en los anfiteatros de medicina.

## Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y las cetonas contienen el grupo funcional carbonilo, mismo que se presenta en la figura 4.55.

En los aldehídos, el grupo carbonilo está unido a un carbono que al menos tiene un átomo de hidrógeno unido a él. La fórmula química de un aldehído generalmente se representa como  $\text{RCOH}$ . En las cetonas, el grupo carbonilo está unido a otros dos átomos de carbono. La fórmula química de una cetona se escribe como  $\text{RCOR}'$ , donde R y R' no pueden ser átomos de hidrógeno.

Para nombrar a los aldehídos se sustituye la *-o* del final del nombre del hidrocarburo base por el sufijo *-al*. El aldehído más simple es el metanal ( $\text{CH}_2\text{O}$ ), formaldehído o formol, como se le conoce comúnmente. Se utilizó durante mucho tiempo como conservador de alimentos, pero ahora su principal uso está en la fabricación de plásticos. Los aldehídos son los responsables de algunos sabores como el de la vainillina (identifica el grupo aldehído en la figura 4.53a).

En las cetonas, la terminación *-o* del hidrocarburo del que proviene se sustituye por *-ona*. Además se indica el número más pequeño del carbono al que está unido el grupo carbonilo. La cetona más simple es la 2-propanona ( $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ ), mejor conocida como acetona (la que se utiliza para eliminar el esmalte de las uñas).

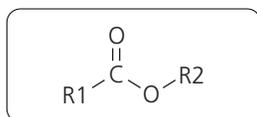
## Ácidos carboxílicos

Los ácidos carboxílicos contienen el grupo funcional carboxilo,  $-\text{COOH}$ , por lo que generalmente son moléculas polares dada la electronegatividad del oxígeno. Para nombrarlos se antepone la palabra ácido y se reemplaza la terminación *-o* del hidrocarburo de procedencia, por el sufijo *-oico*. Muchos ácidos carboxílicos tienen nombres comunes debido a que estos compuestos se conocían mucho antes de que se establecieran las reglas para nombrarlos. (Ver figura 4.56).

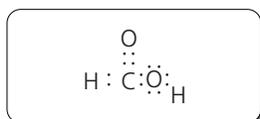
Los ácidos carboxílicos están presentes en los alimentos. Por ejemplo, el ácido etanoico, conocido como ácido acético, forma parte del vinagre. La leche, el yogurt y algunas frutas también contienen ácidos carboxílicos.

## Ésteres

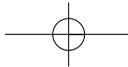
La estructura general de los ésteres es la de la figura 4.57 donde R1 puede ser un átomo de hidrógeno o un grupo alifático o aromático, y R2 es un grupo alifático o aromático pero no puede ser un átomo de hidrógeno.

**Figura 4.57**

Fórmula general de un éster.

**Figura 4.56**

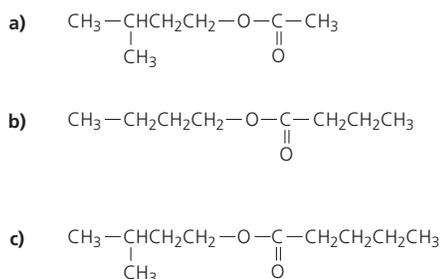
Estructura de puntos del ácido metanoico o fórmico. Observa que uno de los enlaces carbono-oxígeno es doble y el otro sencillo.



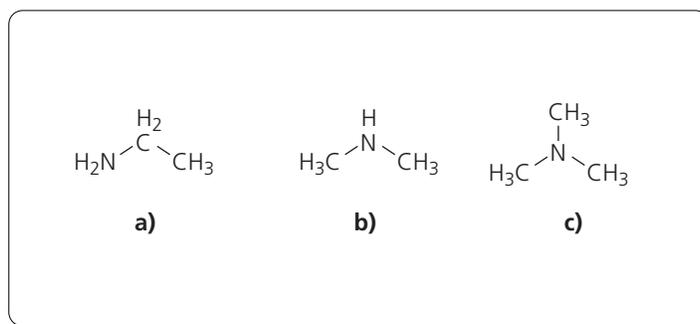
## 138 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

**Figura 4.58**

Algunos ésteres de grato olor y sabor. **a)** Acetato de isopentilo, aroma de plátano. **b)** Butanoato de butilo, olor a piña. **c)** Pentanoato de isopentilo, responsable del olor a manzana.



La mayoría de los ésteres tienen aromas y sabores distintivos. Los aromas de las frutas se deben a la presencia de estos compuestos. Algunos ésteres sintéticos se emplean en la fabricación de perfumes y de sabores artificiales. (Ver figura 4.58).



**Figura 4.59**

- a)** Amina primaria  
**b)** Amina secundaria.  
**c)** Amina terciaria.

### Aminas

Las aminas se caracterizan por la presencia del grupo amino ( $-\text{NH}_2$ ). Su estructura general puede ser cualquiera de las de la figura 4.59.

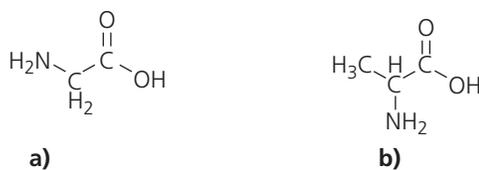
Las aminas se utilizan en la síntesis de muchos compuestos farmacéuticos.

Los compuestos que contienen tanto un grupo carboxílico como una amina se conocen como aminoácidos. Se trata de los componentes primarios de las proteínas y su estudio se vuelve primordial para entender la bioquímica de los organismos vivos. La figura 4.60 muestra dos de los aminoácidos naturales.

### Amidas

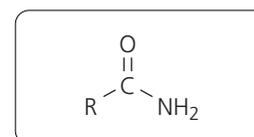
Las amidas contienen un grupo carbonilo enlazado al átomo de nitrógeno de una amina, como se observa en la figura 4.61.

Como veremos en el siguiente capítulo, una amida es el producto de la reacción de un ácido carboxílico con una amina. Debido a que los aminoácidos contienen estos dos grupos, los enlaces entre ellos en los péptidos se dan mediante la formación de amidas o enlaces peptídicos. El polímero llamado nylon es una poliamida.



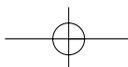
**Figura 4.60**

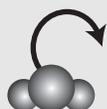
- Dos aminoácidos esenciales, los más sencillos.  
**a)** Glicina. **b)** Alanina.



**Figura 4.61**

Fórmula general de una amida.





TE TOCA A TI:

### Reconoce grupos funcionales

1. Reconoce los grupos funcionales que aparecen en las moléculas de la figura 4.53:
2. La fórmula molecular  $C_2H_6O$  corresponde a dos compuestos distintos, uno es un éter y el otro es un alcohol. Escribe las fórmulas desarrolladas, las estructuras de puntos y los nombres de los dos com-

puestos. Averigua sus propiedades físicas y químicas. Anota las similitudes y las diferencias entre ellos. ¿Son isómeros estructurales? ¿Crees que es lógico que tengan propiedades distintas, a pesar de tener la misma fórmula molecular? ¿Consideras importante diferenciar los isómeros estructurales? Justifica tus respuestas y discútelas con tus compañeros.



CTS Salud:

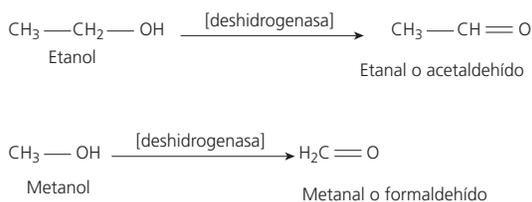
### ¿Por qué etanol y no metanol?

El etanol y el metanol son dos alcoholes muy parecidos. En sus fórmulas químicas la principal diferencia es un átomo de carbono, lo que es suficiente para que uno sea ingerible en bajas cantidades y el otro no. El etanol en cantidades moderadas puede incluso ayudar en los procesos digestivos, en tanto que el metanol produce, en las mismas cantidades, cefalea, vértigos, vómitos, dolor intenso del abdomen, y lo más grave, la ceguera y la muerte. ¿Cómo se puede explicar esto?

Si seguimos el camino de ambos alcoholes cuando son ingeridos por algún individuo, podremos ver que los dos se absorben más o menos a la misma velocidad. La eliminación se lleva a cabo principalmente en el

hígado, donde participa una enzima llamada alcohol-deshidrogenasa, que convierte al etanol y al metanol, en etanal (o acetaldehído) y metanal (formaldehído o formol), respectivamente. Después, la misma enzima transforma al etanal y al metanal, en sus respectivos ácidos. (Ver figura 4.62).

Los dos efectos tóxicos serios y característicos del metanol se deben a sus derivados, el metanal y el ácido metanoico. Las acciones tóxicas de estas dos sustancias ocurren solamente en el hombre y en otros primates, por lo que las investigaciones han sido bastante limitadas. Si el metanal es el responsable de la ceguera, se cree que se debe a la inhibición de la formación del ATP que se requiere para el funcionamiento de las células en la retina. Si el responsable es el ácido metanoico, el posible mecanismo es que inactiva las enzimas que contienen hierro y que son responsables del transporte de oxígeno a la retina.



**Figura 4.62**

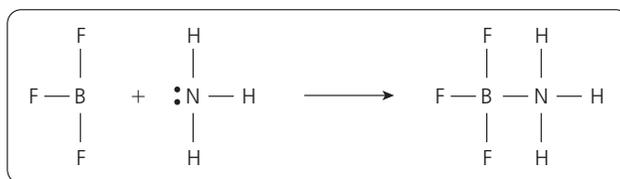
Transformación del etanol y el metanol, para dar etanal y metanal. Y para dar los ácidos. La alcohol-deshidrogenasa deshidrogena a las moléculas, lo que significa que les quita átomos de hidrógeno, con lo cual se modifica el grupo funcional.

## INTRODUCCIÓN A LOS COMPUESTOS DE COORDINACIÓN

Si bien el carbono es el único elemento capaz de formar infinidad de compuestos distintos, también es claro que la química no termina con él. En general, a los compuestos que están formados por todos los demás átomos se les llama compuestos inorgánicos. Dentro de éstos se encuentran los compuestos de coordinación. Su característica es la presencia de un **enlace covalente coordinado**.

## 140 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

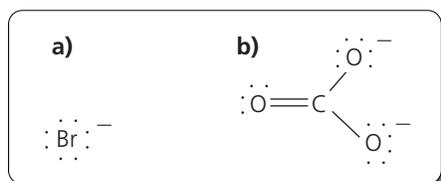
Lewis, apoyándose en su representación de moléculas o iones, observó que cuando en una entidad química (átomo, molécula o ion) existe algún átomo que no completa el octeto de electrones, es sumamente fácil que reaccione con otra especie en la que alguno de los átomos tenga pares de electrones no compartidos, obteniéndose un producto de adición o **aducto** estable. Un caso sencillo es la reacción entre el trifloruro de boro ( $\text{BF}_3$ ) y el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ). En el aducto, el par de electrones que se encontraba solitario en la molécula de  $\text{NH}_3$ , se comparte con el átomo de boro, que tiene sólo seis electrones de valencia en el  $\text{BF}_3$ . (Ver figura 4.63).



**Figura 4.63**  
Formación de un aducto.

Un enlace covalente coordinado es aquél en el que se comparte un par de electrones originalmente perteneciente a una de las especies. A la especie que dona el par de electrones que se comparte se le llama **base de Lewis** y a la receptora de tal compartición, **ácido de Lewis**.

Por definición, los **compuestos de coordinación** son aquellos en los que un ion o un átomo metálico se combina con una o más moléculas o iones que actúan como bases de Lewis, formando un enlace coordinado. A los compuestos de coordinación se les conoce también como “complejos”, debido precisamente a que anteriormente no se comprendían las reglas que rigen su composición y sólo se sabía que eran complicadas o complejas.

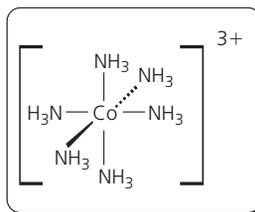


**Figura 4.64**  
Ligantes comunes. Fórmula de **a)** un halogenuro, y **b)** un oxianión.

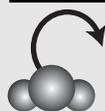
Los ácidos de Lewis pueden ser moléculas o iones positivos (si pueden aceptar pares de electrones) y las bases de Lewis moléculas o iones negativos (que puedan ceder pares de electrones). Dentro del contexto de la química de coordinación, a las bases de Lewis suele llamárseles **ligantes**. Entre los ligantes más comunes están el agua, el amoníaco, los halogenuros y los oxianiones. (Ver figura 4.64).

Los cationes o átomos metálicos son los ácidos de Lewis más comunes. Aquéllos que forman compuestos de coordinación más estables son los de los metales de transición. Estos compuestos son generalmente coloridos, propiedad que ha sido explotada en sus reacciones de identificación. La coloración depende tanto de la naturaleza del metal como de las características del o de los ligantes, que pueden ser, además de los mencionados arriba, un sinnúmero de moléculas o iones orgánicos.

Para acercarnos a la estructura de un compuesto de coordinación, la figura 4.65 muestra un ion cobalto (II),  $\text{Co}^{3+}$ , rodeado de seis moléculas de amoníaco,  $\text{NH}_3$ .



**Figura 4.65**  
Ion hexaamín cobalto (III). El nitrógeno de cada molécula de amoníaco actúa como la base de Lewis que comparte con el ion metálico uno de sus pares de electrones.



TE TOCA A TI:

### Compuestos orgánicos como ligantes

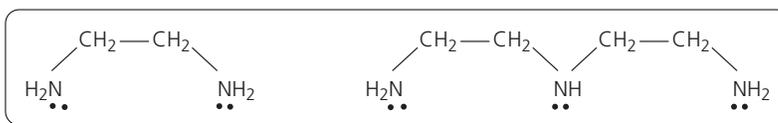
Identifica los compuestos orgánicos con pares de electrones no compartidos, que pueden clasificarse como bases de Lewis, y por tanto, actuar como ligantes para

formar compuestos de coordinación. Dibuja sus estructuras de puntos.

Entre las moléculas o iones orgánicos que pueden actuar como ligantes, un caso de mucha importancia es aquél en el que una sola molécula o ion tiene dos o más átomos donadores de pares electrónicos, situados de tal forma que ambos pueden coordinarse al ion metálico. Si a cada átomo donador le llamamos un “diente”, los ligantes se pueden clasificar como monodentados (con un solo átomo donador), bidentados (con dos átomos donadores), tridentados, etc. Como ejemplo de un ligante bidentado está la etilendiamina. La trietilendiamina es un ligante tridentado. (Ver figura 4.66).

**Figura 4.66**

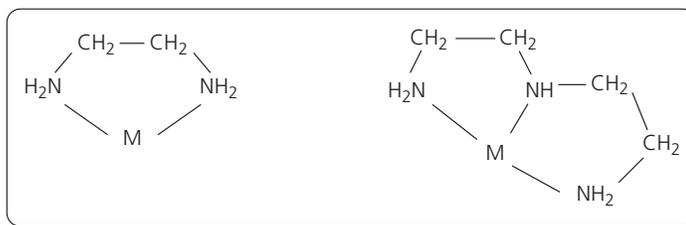
Fórmulas de la etilendiamina y la dietilendiamina.



Como puede verse en la figura 4.67, en estas dos moléculas los dos átomos de nitrógeno pueden dirigir su par electrónico no compartido hacia un mismo átomo metálico, como si lo sujetaran con una pinza o tenaza. A este tipo de compuestos se les llama **quelatos**, palabra que proviene del griego *chelos*, que significa cangrejo.

**Figura 4.67**

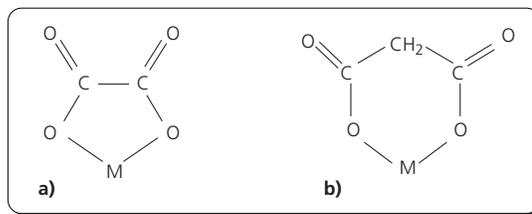
Etilendiamina y trietilendiamina coordinadas a un metal.



Los compuestos formados con ligantes monodentados son menos estables que los que tienen ligantes con más de un átomo donador. Para que un ligante sea capaz de formar quelatos, es necesario que forme un anillo con el ion metálico. Los anillos quelatos más estables son los formados por cinco o seis átomos. Para que se formen estos anillos, entre los átomos donadores tiene que estar presente una cadena de dos o tres átomos, como en el ejemplo de la figura 4.68.

**Figura 4.68**

Ejemplo de ligante que forma anillos de cinco átomos, **a)** el oxalato. **b)** El malonato, forma anillos de seis átomos.



El más célebre de los ligantes hexadentados es el que se conoce como ácido etilendiamintetra-acético (EDTA, por sus siglas en inglés). Esta molécula forma simultánea-

## 142 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

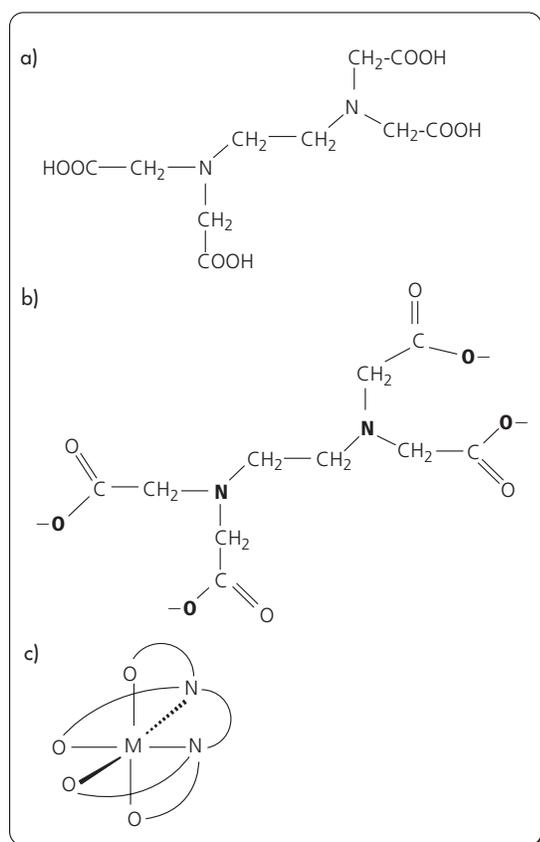


Figura 4.69

**a)** Estructura del EDTA en su forma ácida, **b)** en su forma desprotonada (se señalan en negritas los átomos donadores con los que se coordina a un mismo ion metálico) **c)** esquema del compuesto de coordinación que se forma cuando se coordina el EDTA.

mente seis enlaces con un solo átomo metálico, y forma una estructura como la que se muestra en la figura 4.69.

Por la estructura que forma, el EDTA tiene una gran capacidad de “atrapar” iones metálicos, no sólo de elementos de transición, también de metales alcalinotérreos como el calcio y el magnesio. Esta característica del EDTA se aprovecha para diversas aplicaciones en la medicina (atrapa iones metálicos tóxicos y evita que el organismo los asimile), en la agricultura (controla la disponibilidad de los nutrientes metálicos en los fertilizantes) y se usa también en el tratamiento de aguas “duras” que tienen un alto contenido de iones calcio y magnesio.

## El origen de la química de coordinación

El estudio formal de los compuestos de coordinación empezó con Alfred Werner, químico suizo ganador del Premio Nobel de Química en 1913. Alfred preparó y estudió muchas familias de complejos metálicos, entre ellos los formados por cobalto (Co), amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y cloruro ( $\text{Cl}^-$ ). Estos compuestos se pueden distinguir fácilmente en la tabla 4.22. Werner conocía la composición química de los mismos (primera columna de la tabla), pero la pregunta que trataba de responder era por qué tenían diferentes apariencias. (Ver figura 4.70).

Tabla 4.22

Composición y características de algunos de los compuestos que Werner estudió.

Composición	Color	Nombre
$\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$	amarillo	lúteo (del latín, amarillo)
$\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$	rosado	róseo
$\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$	verde	práseo (del griego, verde)
$\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$	violeta	vióleo



Figura 4.70

Alfred Werner (1866-1919). Premio Nobel de Química en 1913. A Werner le debemos el haber incluido compuestos metálicos de cobalto, cromo y rodio dentro del campo de la estereoquímica. Al comenzar 1891 desarrolló la teoría de la coordinación, con la que explicó el comportamiento químico y la estructura de los, desde entonces, llamados compuestos de coordinación.

En la tabla se observa que el número de átomos de cloro es el mismo para todos los compuestos. Werner le llamó a este número **valencia primaria**. Sin embargo, descubrió por medio de pruebas químicas y mediciones físicas, que los tres átomos de cloro que se encuentran presentes por cada átomo de cobalto, no son todos químicamente equivalentes, es decir, se encuentran en diferentes “ambientes”.

Werner midió la conductividad eléctrica de los compuestos y se dio cuenta de que la cantidad de iones que se liberaban era diferente en varios casos.

Dentro de las pruebas químicas que realizó, lo que hizo fue determinar la cantidad de cloruro que podía reaccionar con ion plata para formar el precipitado blanco de cloruro de plata, AgCl. Ésta es una forma de cuantificar la cantidad de cloruro iónico que se tiene en una muestra, ya que se puede conocer la cantidad de precipitado AgCl que se forma y con ello deducir la cantidad de cloruro presente originalmente. Al hacer esta prueba, Werner encontró que los compuestos daban diferente cantidad de precipitado, como si tuvieran distinta cantidad de iones cloruro. El que más precipitado de cloruro de plata producía era el compuesto amarillo, y los que menos, el verde y el violeta. Estos últimos daban la misma cantidad de precipitado.

Con sus resultados experimentales, Werner pudo calcular que el precipitado de cloruro de plata que se obtenía del compuesto amarillo era equivalente a tener tres iones cloruro. Para el compuesto rosado, la cantidad de precipitado era equivalente a tener sólo dos iones cloruro, y para los dos últimos la cantidad correspondía a tener un solo ion cloruro. Sin embargo, la información que tenía Werner acerca de la composición de estos compuestos era indudable. ¿Cómo acomodar entonces los átomos para que se explicaran los resultados experimentales? En la tabla 4.23 se resume parte de la información recopilada por Werner, junto con la forma actual de representar estos compuestos.

**Tabla 4.23**

Compuestos de coordinación de cobalto.

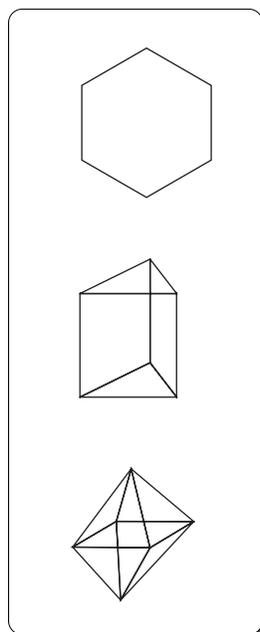
Compuesto	Color	Número de átomos de cloro que precipitan con Ag	Fórmula actual
CoCl <sub>3</sub> 6NH <sub>3</sub>	amarillo	3	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] Cl <sub>3</sub>
CoCl <sub>3</sub> 5NH <sub>3</sub>	rosado	2	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>5</sub> Cl]Cl <sub>2</sub>
CoCl <sub>3</sub> 4NH <sub>3</sub>	verde	1	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> Cl <sub>2</sub> ]Cl
CoCl <sub>3</sub> 4NH <sub>3</sub>	violeta	1	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> Cl <sub>2</sub> ]Cl

Se observa que efectivamente, el cloruro puede estar combinado en estos compuestos de dos formas distintas. En el compuesto amarillo, los iones cloruro no están directamente unidos al átomo de cobalto. Se trata de un ion cobalto (III) coordinado a seis moléculas de amoníaco, que permanece unido a los tres cloruros únicamente por atracciones electrostáticas. Por esto se colocan los cloruros fuera del paréntesis cuadrado en la fórmula química. En estas condiciones los tres iones cloruro se convierten en iones libres al disolver el compuesto y, por tanto, pueden reaccionar con la plata y formar el precipitado de cloruro de plata.

En el compuesto rosado, sólo dos iones cloruro se encuentran en la parte de fuera del paréntesis cuadrado, lo que indica que son éstos dos los que pueden reaccionar con la plata, ya que no están unidos directamente al átomo de cobalto. El ion cobalto (III) tiene cinco moléculas de amoníaco y un cloruro coordinados, por lo que la carga del ion [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>5</sub>Cl] es 2+ (las tres cargas positivas del cobalto menos la carga negativa del cloruro). Los contraiones son dos cloruros.

En los compuestos verde y violeta hay un solo ion cloruro que no se encuentra unido directamente al átomo de cobalto, los otros dos están firmemente coordinados al metal.

## 144 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

**Figura 4.71**

El hexágono, el prisma triangular y el octaedro son tres figuras geométricas regulares con seis vértices equivalentes.

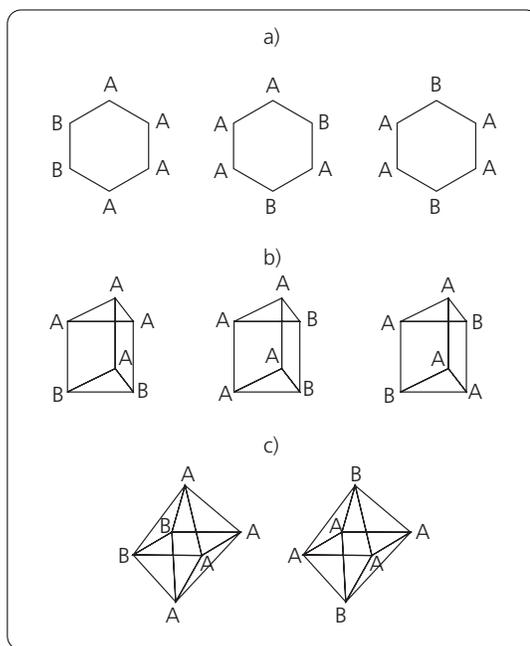
En este caso, la carga del ion  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$  es  $1+$ , por lo que tiene un ion cloruro como contraion. Éstas fueron las conclusiones a las que Werner llegó, con las cuales podía interpretar los resultados experimentales.

Es muy importante notar que en todos estos compuestos, el átomo de cobalto se encuentra unido directamente a seis ligantes, que pueden ser moléculas de amoníaco o iones cloruro. Éstos se encuentran en la parte de dentro del paréntesis cuadrado. Al número de ligantes que tiene un compuesto de coordinación Werner le llamó **valencia secundaria**, y actualmente se le conoce como **número de coordinación**.

El seis es, por mucho, el número de coordinación más común en los compuestos de coordinación, pero también existen compuestos con número de coordinación dos, tres, cuatro, cinco, siete y superiores. Lo que falta por saber es la forma en que se acomodan esos seis ligantes alrededor del átomo de cobalto, para explicar las diferencias en los últimos dos compuestos, que tienen aparentemente la misma fórmula en la tabla 4.23.

Existen tres figuras geométricas regulares con seis vértices equivalentes: el hexágono, el prisma triangular y el octaedro. En cada uno de los vértices se puede acomodar un ligante y al átomo de cobalto en el centro. (Ver figura 4.71).

Analicemos, para cada figura geométrica, las formas en las que se pueden acomodar en los vértices cuatro ligantes A y dos ligantes B, similares a los dos últimos, compuestos de cobalto que Werner estudiaba. (Ver figura 4.72).

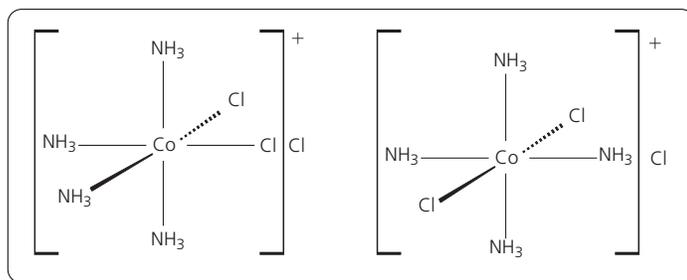
**Figura 4.72**

Distintas formas de acomodar los seis ligantes en las tres figuras geométricas.

**a)** Los tres isómeros del hexágono. **b)** Los tres del prisma triangular, **c)** los dos del octaedro.

Se observa que para el hexágono y el prisma triangular, los ligantes se pueden acomodar de tres formas distintas, mientras que para el octaedro sólo se tienen dos arreglos estructurales diferentes. Werner analizó una gran cantidad de compuestos que tenían cuatro ligantes de un tipo y dos de otro, y siempre encontró que se podían formar solamente dos compuestos con la misma fórmula molecular, pero distintas propiedades físicas y químicas (color, solubilidad, etcétera). Esto le dio la pauta para proponer que todos los compuestos con seis ligantes, o con número de coordinación igual a seis, adoptan una forma estructural octaédrica, y que cuando la composición está formada por la relación de dos ligantes a cuatro, se pueden obtener únicamente dos isómeros.

Estos isómeros se conocen como isómeros *cis* y *trans*. El isómero *cis* es aquél en el que los dos ligantes iguales forman con el átomo metálico un ángulo de  $90^\circ$ , mientras que

**Figura 4.73**

Isómeros *cis* y *trans* del compuesto con fórmula  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$ .

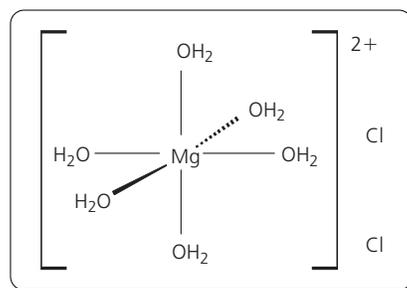
el isómero *trans* es en el que los ligantes iguales forman un ángulo de  $180^\circ$  con el átomo central. (Ver figura 4.73).

### Algunas propiedades de los compuestos de coordinación

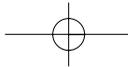
Los compuestos de coordinación son a menudo compuestos iónicos. Como tales, forman redes cristalinas ordenadas, los enlaces entre los iones son multidireccionales, y cuando se funden o disuelven en agua, conducen la corriente eléctrica. Pero, ¿qué pasa con sus puntos de fusión? Los puntos de fusión de un gran grupo de compuestos de coordinación, son generalmente bajos. Los compuestos conocidos como sales hidratadas están formados por un ion metálico unido a moléculas de agua. Un ejemplo lo constituye el cloruro de magnesio hexahidratado, cuya fórmula es  $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ . Su fórmula estructural se observa en la figura 4.74.

Los iones que participan en este compuesto son, por un lado el magnesio que tiene carga positiva  $2+$ , y por el otro, los iones cloruro que tienen carga negativa  $1-$ . En estos casos, la atracción electrostática entre los iones se ve debilitada por la presencia de las moléculas de agua, que provocan que las cargas estén más alejadas y por tanto que su interacción sea menor. Al disminuir la atracción electrostática, la energía necesaria para separar a los iones es menor, y por tanto la temperatura de fusión es baja.

Estos son ejemplos en los que las interacciones multidireccionales no explican los valores de los puntos de fusión, porque aunque sí están presentes, son interacciones débiles que se pueden vencer a baja temperatura. Por la misma razón, estos compuestos son solubles en agua.

**Figura 4.74**

Estructura del  $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ .



## DESCÚBRELO TÚ: Compuestos de coordinación

¿Hidrato o compuesto de coordinación?

Los fabricantes de sustancias inorgánicas hidratadas presentan en el frasco las fórmulas seguidas de un punto centrado, un número y la fórmula de la molécula de agua, como el  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  que utilizaste en el DESCÚBRELO TÚ: ¿Iónico o covalente?, de la pág. 112.

¿Qué papel juegan estas moléculas de agua en la sustancia?

### Material

- 0.5 g de  $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  (aproximadamente)
- Agua
- Vaso de precipitados pequeño (de 20 mL aproximadamente)
- Vidrio de reloj para tapan el vaso
- Mechero Bunsen

- Tripié con tela de asbesto
- Espátula
- Agua

### Procedimiento

1. Coloca el vaso de precipitados, con  $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , tapado con un vidrio de reloj sobre la tela de asbesto en el tripié y caliéntalo con el mechero.
2. Mantén el vaso tapado hasta que se aprecie un cambio de color en la muestra y se observe que el vidrio de reloj se humedece.
3. Ahora retira el vidrio de reloj y sigue calentando hasta que ya no se aprecie cambio de color.
4. Ahora, añade aproximadamente un mL de agua. Interpreta los cambios que observaste.

Intenta representar al  $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  de otra manera, de modo que se indique el papel de las moléculas de agua en el compuesto.



CTS Salud:

## El cáncer y los compuestos de coordinación

El cáncer es una enfermedad mortal, que aparece cuando en cualquier parte del cuerpo se produce una división celular sin control, que origina una masa de células anormales que no funcionan, a la que se conoce como tumor. Estas células no contribuyen al funcionamiento de los tejidos, y además compiten por los nutrientes con las células sanas. El resultado es la inhabi-

litación del tejido, posteriormente del órgano y finalmente del individuo.

No se conocen aún con precisión las causas que originan todos los tipos de cáncer, pero se trabaja arduamente para encontrar medicamentos que lo controlen o lo curen. Una de las drogas más eficaces para combatir la enfermedad es el *cis*-platino.

El *cis*-platino es un compuesto de coordinación. Su fórmula  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$  indica que su número de coordinación es igual a cuatro. Puede tener dos isómeros, uno *cis* y otro *trans*. (Ver figura 4.75).

Únicamente el isómero *cis* es activo contra las células cancerosas, pues se une con la molécula de ADN y con ello evita que la célula se divida y que el cáncer crezca. El isómero *trans* también puede enlazarse con el ADN, pero se elimina rápidamente, con lo cual deja al ADN libre para replicarse y las células cancerosas pueden seguir su crecimiento.

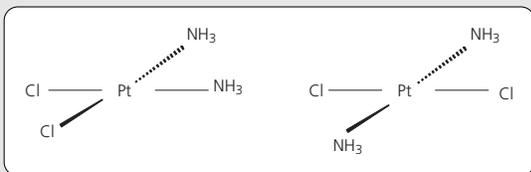
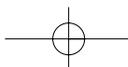


Figura 4.75

Isómeros *cis* y *trans* del  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ .



## PROBLEMAS Y ACTIVIDADES

1. Inventa una clasificación de las sustancias, con base en alguna de sus propiedades. Discute y compara tu clasificación con la de tus compañeros.
2. Define con tus propias palabras lo que es un enlace químico. Explica cómo se forma el enlace iónico. Explica qué es la electronegatividad. Explica las diferencias entre enlace covalente no polar, enlace covalente polar y enlace iónico.
3. Interpreta los valores de los puntos de fusión de los siguientes compuestos (consulta la referencia del CRC), en función de la direccionalidad de los enlaces.

### COMPUESTO

$\text{CCl}_4$   
 $\text{KI}$   
 $\text{SiO}_2$   
 $\text{C}$ (grafito)  
 $\text{AlCl}_3$   
 $\text{HgI}_2$   
 $\text{Br}_2$   
 $\text{H}_2\text{S}$

4. Clasifica los siguientes enlaces de acuerdo con el criterio de la diferencia de electronegatividades:
  - a) El enlace en el HF
  - b) El enlace en el ICl
  - c) El enlace en el KF
  - d) El enlace C-C en el  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$ .  
Averigua algunas de las propiedades físicas y químicas que te permitan confirmar tu clasificación.
5. Indica cuál de los siguientes enlaces es el más polar: H-Cl, H-I, C-H, C-O, S-Cl y P-S. Asigna las cargas parciales ( $\delta$ ) correspondientes en cada caso.
6. Con base en la clasificación discutida del enlace, predice qué tipo de enlace se puede formar más favorablemente en los compuestos formados por elementos del Grupo 1A combinados con los del 7A, y con los elementos del Grupo 6A combinados con los del 7A.
7. En la sección TE TOCA A TI: Verdades y falsedades de los compuestos de la pág. 103 se incluyó la aseveración: "Siempre que el compuesto es iónico el enlace es multidireccional". Para que percibas que estas cuestiones están aún en tela de juicio, y des más valor a la actitud escéptica, consulta el artículo de Gillespie en la bibliografía y trata de obtener tus propias conclusiones respecto a la aseveración anterior.
8. En los siguientes compuestos, sus iones pueden predecirse directamente por la familia de la tabla periódica a la que pertenecen. Escribe la fórmula de cada uno.
  - a) Fluoruro de potasio
  - b) Nitruro de calcio
  - c) Carburo de magnesio
  - d) Cloruro de bario
  - e) Óxido de magnesio
  - f) Sulfuro de sodio
9. Los metales presentes en los siguientes compuestos forman iones con diferentes cargas. Determina la carga que tienen en ellos y nombra los compuestos correctamente.
  - a)  $\text{SnO}_2$
  - b)  $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$
  - c)  $\text{SnCl}_2$
  - d)  $\text{FeCl}_3$
  - e)  $\text{CuCN}$
  - f)  $\text{Cu}_2\text{SO}_4$

## 148 PRIMERA PARTE Manifestaciones de la materia

10. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos.
- Sulfuro de plomo (II)
  - Sulfito de cobre (II)
  - Nitrato de cobalto (III)
  - Óxido de mercurio (II)
  - Hidróxido de plomo (II)
11. Escribe la fórmula de los cinco óxidos de nitrógeno del enunciado del problema 8 del capítulo anterior.
12. Escribe el nombre de los siguientes compuestos, que contienen iones poliatómicos.
- $\text{Al}(\text{OH})_3$
  - $\text{NaCN}$
  - $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
  - $\text{H}_2\text{SO}_3$
13. Escribe las estructuras de puntos de los siguientes compuestos:
- $\text{HCN}$
  - $\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{CHCl}_3$
  - $\text{C}_2\text{H}_4$
  - $\text{CO}$
  - $\text{NH}_4^+$
  - $\text{SO}_4^{2-}$
  - $\text{CO}_3^{2-}$
  - $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$  (*cis* y *trans*)
  - $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$  (*cis* y *trans*)
14. ¿Qué es un enlace doble? Escribe un ejemplo de un compuesto que presente enlaces dobles.
15. Escribe las estructuras de puntos de los siguientes compuestos y explica por qué no cumplen con la regla del octeto.
- $\text{BeCl}_2$
  - $\text{NO}_2$
  - $\text{SF}_4$
16. ¿Los hidrocarburos saturados e insaturados sólo pueden formar compuestos lineales y ramificados? Justifica y discute tu respuesta.
17. Realiza una investigación para averiguar las teorías que existen acerca del origen de los compuestos de carbono. Escribe un breve ensayo con esta información.
18. Escribe la fórmula general de los alcanos, los alquenos y los alquinos.
19. Escribe la fórmula estructural del 3-penteno, 3-hexeno y 4-deceno.
20. Escribe todas las fórmulas estructurales posibles para el compuesto cuya fórmula molecular es  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ . Asígnale el nombre apropiado a cada una de las fórmulas estructurales de los compuestos que dibujaste.
21. Explica por qué es importante y necesario indicar la posición de los sustituyentes y de los grupos funcionales en un compuesto.
22. La molécula responsable de que las personas lloren cuando cortan una cebolla es la que se muestra en la figura 4.76. Identifica el grupo funcional que aparece en la fórmula.
23. Escribe todos los isómeros estructurales del propanol. Asígnale el nombre correspondiente.
24. En los siguientes compuestos de coordinación, conociendo el número de iones negativos fuera y dentro de la esfera de coordinación encuentra la carga del ion metálico:
- $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$
  - $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{Cl}$
  - $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}]\text{Cl}$
25. Imagina que eres Alfred Werner y que, después de un arduo trabajo de laboratorio, has logrado aislar los cinco compuestos siguientes al hacer reacciones entre  $\text{PdCl}_2$  y un ligante neutro, L.
- $[\text{Pd}(\text{L})_4]\text{Cl}_2$   
 $[\text{Pd}(\text{L})_3\text{Cl}]\text{Cl}$   
 $[\text{Pd}(\text{L})_2\text{Cl}_2]$   
 $\text{K}[\text{Pd}(\text{L})\text{Cl}_3]$   
 $\text{K}_2[\text{PdCl}_4]$
- Indica, para cada uno de ellos:
- ¿Cuántos iones se generan en disolución por cada fórmula?
  - ¿Cuántos iones cloruro precipitan con la adición de 12 iones  $\text{Ag}^+$ ?
  - ¿Cuál es el número de coordinación del paladio en estos compuestos?

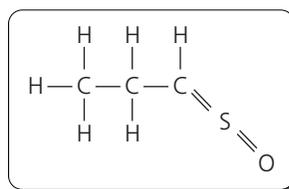


Figura 4.76

Fórmula de la molécula responsable del llanto en los picadores de cebolla.

**BIBLIOGRAFÍA**

- Gillespie, R.J., "Covalent and Ionic Molecules: why are  $\text{BeF}_2$  and  $\text{AlF}_3$  High Melting Point Solids Whereas  $\text{BF}_3$  and  $\text{SiF}_4$  are Gases?", *J. Chem. Educ.* 75(7), 923-925 (1998).
- Hart, H., Hart, D.J. y Craine, L.E., *Química orgánica*, McGraw-Hill, 1995.
- Hoffman, R. *Lo mismo y no lo mismo*, FCE México, 1997.
- Jensen, W.B., Logic, "History and the Chemistry Textbook 1. Does Chemistry have a Logical Structure?", *J. Chem. Educ.* 75(6), 679-687 (1998).
- Jensen, W.B., Logic, "History and the Chemistry Textbook 2. Can we Unmuddle the Chemistry Textbook?", *J. Chem. Educ.* 75(7), 817-828 (1998).
- Joesten, M.D., Johnston, D.O., Netterville, J.T. and Wood, J.L., *The World of Chemistry*, Saunders, Philadelphia, 1991.
- Kauffman, G.B. (trad., ed. y com.), *Classics in Coordination Chemistry Part I: The selected papers of Alfred Werner*, Dover Publications, Nueva York, 1968.
- Moore, J.W., Stanitski, C.L., Kotz, J.C., Joesten, M.D. y Wood, J.L., *El mundo de la química*, Pearson Educación, México, 2000.
- Nassau, K., "The causes of color", *Sci. Am.* 243[4], 106-123, 1980.
- Pauling, L., *Química general*, Aguilar, Madrid, 1977.
- Pimentel, G.C. y Spratley, R.D., *Chemical bonding clarified through quantum mechanics*, Holden Day, San Francisco, 1969.
- Roberts, R.M. *Serendipity. Accidental discoveries in science*. John Willey & Sons Inc., EUA, 1989.
- Wulfsberg, G., *Principles of Descriptive Inorganic Chemistry*, University Science Books, Mill Valley, California, 1991.

**150 PRIMERA PARTE** Manifestaciones de la materia**ÍNDICE DE MATERIAS  
DEL CAPÍTULO 1****A**

Acético  
  ácido, 138  
Acetileno, 130  
Ácido fórmico, 122  
Ácidos  
  carboxílicos, 138  
Ácidos de Lewis, 141  
Aducto, 141  
Alcanos, 129  
Alcohol  
  etílico, 137  
  metílico, 137  
Alcoholes, 137  
Aldehídos, 138  
Alquenos, 131  
Alquinos, 127  
Amida, 139  
Aminas, 139  
Aminoácidos, 139  
Amonio  
  cianato de, 97  
  ion, 102  
Aniones, 104  
Azufre, 113

**B**

Bartlett, N., 125  
Bases de Lewis, 141  
Butano, 129

**C**

Cadena principal, 128  
Cáncer, 134, 147  
Carbonato  
  ion, 114  
Carbono  
  compuestos del, 125  
Cationes, 104  
Cetonas, 138  
Cianato  
  de amonio, 97  
Cis-platino, 147  
Cloruro de sodio, 99  
  red cristalina, 104  
Compuestos  
  deficientes de electrones, 124  
Compuestos de coordinación, 140

Conductividad  
  eléctrica, 101  
Coordinación  
  compuestos de, 141  
  número de, 145  
Cristales líquidos, 96  
Cristalinidad, 110

**D**

Diamante, 97, 98  
  estructura cristalina, 104  
Dipolo eléctrico, 107  
Disolvente, 111  
Distancias de enlace, 122  
Ductilidad, 105

**E**

EDTA, 142  
Electronegatividad, 108  
Electrones de valencia, 117  
Energía  
  de enlace, 98  
Enlace  
  covalente, 103, 105  
  covalente coordinado, 140  
  covalente polar, 107  
  doble, 121  
  iónico, 102  
  metálico, 101  
  peptídico, 139

Enlace multidireccional, 100

Enlace químico, 98

Enlace triple, 121

Espectroscopía  
  rotacional, 122

Estado de agregación, 96

Estructuras  
  resonantes, 123

Etano, 127

Etanoico  
  ácido, 134

Etanol, 110

Éteres, 134

Etilendiamina, 138

Etileno, 127

**F**

Fenol, 99  
Formaldehído, 138  
Fórmula  
  desarrollada, 128

escritura de, 114  
estructural, 126  
molecular, 126  
semidesarrollada, 126

**G**

Gases nobles  
  compuestos de los, 125  
Glucosa, 99  
Grupos funcionales, 134

**H**

Heptano, 128  
Híbrido de resonancia, 124  
Hidrácidos, 115  
Hidrocarburos, 126  
  alifáticos, 127  
  aromáticos, 127  
  cíclicos, 130  
  nomenclatura, 115  
Hidroxiapatita, 99  
Hidróxidos, 113  
Hidroxilo, 113  
Hierro, 99  
Homóloga  
  serie, 127

**I**

Interacciones de dirección selectiva, 101  
Interacciones multidireccionales, 100  
Iones poliatómicos, 121  
Isomería  
  estructural, 129  
Isomería cis-trans, 145  
Isómeros, 127  
IUPAC, 131

**K**

Kekulé, Friedrich August, 133  
Kernel, 118  
Kossel, Walther, 118

**L**

Lewis  
  ácidos de, 141  
  bases de, 141  
  estructuras de, 117  
Gilbert, Newton, 117  
Ligantes, 141

- Distancia de enlace, 106
- M
- Maleabilidad, 105
- Mendeleiev, Dimitri I., 117
- Metaloide, 96
- Metanal, 138
- Metano, 127
- Metanol, 137
- Metileno, 127
- Metilo, 128
- Moléculas  
enlaces de dirección selectiva, 101
- N
- Nitrito  
ion, 123
- Nomenclatura, 115
- Número de coordinación, 145
- O
- Octeto  
expansión del, 122  
regla del, 115
- Oxiácidos, 116
- Óxidos, 115
- P
- Pauling, Linus C., 108
- Perclorato  
ion, 123
- Propano, 127
- Punto de fusión  
en sólidos, 127
- Q
- Quelato, 142
- Química  
inorgánica y orgánica, 96  
orgánica, 113
- R
- Ramsay, William, 117
- Reacción química, 127
- Resonancia, 124
- S
- Sales, 116
- Sales hidratadas, 146
- Semi-metal, 96
- Serie  
homóloga, 127
- iónicos, 102
- Solubilidad, 111
- Soluto, 111
- Solvatación, 111
- Stark, Johannes, 117
- Sustancias  
clasificación de las, 104  
inorgánicas, 96  
orgánicas, 94
- Sustituyentes, 124
- T
- Thomson, Joseph John, 117
- Tolueno, 136
- Trietilendiamina, 142
- U
- Urea, 97
- V
- Valencia, 113  
electrones de, 117
- Valencia primaria, 144
- Valencia secundaria, 145
- W
- Werner, Alfred, 143
- Wöhler, Friedrich, 97
- X
- Xilenos, 136