



# Química inorgánica

Francisco Recio del Bosque

**Mc  
Graw  
Hill**

De acuerdo con los estándares del Sistema  
Nacional de Educación Media Superior (SINEMS)



**Autor:** Francisco Recio Del Bosque



**Impreso:** 9786071514851



**VitalSource:** 9786071577659

## DESCRIPCIÓN GENERAL

En Química inorgánica los conocimientos referidos a la materia se presentan en siete bloques cuyos contenidos teóricos están íntimamente relacionados con la vida cotidiana mediante lecturas, laboratorios, conceptos nuevos, experiencias y ejercicios, con todo ello el estudiante advertirá el grado de comprensión que va obteniendo a lo largo del curso. Cada unidad inicia con un mapa conceptual, para que el lector anticipadamente identifique las ideas relevantes de su contenido. En orden lógico se tratan: el estudio de la química y su relación con otras ciencias, la estructura y propiedades del átomo, la distribución de los elementos químicos en la tabla periódica así como los descubiertos recientemente; también se presenta cómo se forman los compuestos y su nomenclatura así como los cambios químicos en los compuestos por la cantidad de reactivos y productos involucrados en una reacción química.

Esta nueva edición además de la actualización de los contenidos, incluye las nuevas lecturas actuales y presenta un mayor número de ejercicios y problemas a resolver en la parte final de la obra. Esta sección desprendible tiene como objetivo apoyar al docente proporcionando ejercicios que puede asignar como tareas y poderlos utilizar como exámenes.

## CONTENIDO

Capítulo 1 El hombre, producto de la evolución, como unidad biopsicosocial

Capítulo 2 Conceptos de salud y enfermedad

Capítulo 3 La medicina como ciencia natural y ciencia social. Aspectos multidisciplinarios de las Ciencias de la Salud

Capítulo 4 Factores ecológicos de la salud y la enfermedad

Capítulo 5 Mecanismos de defensa e inmunidad

Capítulo 6 Historia natural de la enfermedad (génesis y evolución natural de la enfermedad) y niveles de prevención

# Química inorgánica



# Química inorgánica

Sexta edición

Francisco Higinio Recio del Bosque



MÉXICO • AUCKLAND • BOGOTÁ • BUENOS AIRES • GUATEMALA • LONDRES  
MADRID • MILÁN • MONTREAL • NUEVA DELHI • NUEVA YORK • SAN FRANCISCO  
SAN JUAN • SANTIAGO • SAO PAULO • SIDNEY • SINGAPUR • ST. LOUIS • TORONTO

**Director general para Latinoamérica:** Martín Chueco Sterne  
**Director editorial:** Hans Serrano  
**Gerente de portafolio escolar:** Sergio G. López Hernández  
**Editora:** Irma Pérez Guzmán  
**Gerente de producción:** José Palacios H.  
**Supervisor de producción:** Zeferino García G.  
**Coordinadora de iconografía:** Silvia Kenedy Torres  
**Diagramación:** Andrés Landeros B.  
**Ilustración:** Guillermo Núñez Bautista

## Química inorgánica

Sexta edición

*Todos los derechos reservados. Esta publicación no puede ser reproducida, ni parcial ni totalmente, ni registrada en/o transmitida por un sistema de recuperación de información, en ninguna forma ni formato, por ningún medio, sea mecánico, fotocopiado, electrónico, magnético, electroóptico o cualquier otro, sin el permiso previo y por escrito de la editorial.*



DERECHOS RESERVADOS © 2021, 2012, 2008, 2005, 2001, 1996 respecto a la sexta edición por:  
McGRAW HILL/INTERAMERICANA EDITORES, S.A. DE C.V.

Edificio Punta Santa Fe  
Prolongación Paseo de la Reforma 1015, Torre A  
Piso 16, Col. Desarrollo Santa Fe,  
Alcaldía Álvaro Obregón  
C.P. 01376, Ciudad de México.

Miembro de la Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana, Reg. Núm. 736

**ISBN: 978-607-15-1485-1**

(ISBN: 978-607-15-0749-5 quinta edición)

1 2 3 4 5 6 7 8 9 0 XXX 26 25 24 23 22 21

Impreso en México

*Printed in Mexico*

*Este libro está dedicado a:*

*Francisco Daniel*

*Mariana*

*Diego Alberto*

*David Abraham*

*Ana Karina*

*Iñaki Alejandro*



# Contenido

Presentación .....	XI
Acerca del autor .....	XII
<b>■ BLOQUE 1</b> Objeto de estudio de la química .....	2
Introducción .....	4
¿Por qué estudiar química? .....	5
1.1 Química: una ciencia interdisciplinaria .....	5
Definición de química .....	5
División de la química .....	6
Relación con otras ciencias .....	6
Importancia y campo de acción de la química .....	6
1.2 Materia .....	9
Concepto de materia .....	9
Otras formas de la materia .....	13
Propiedades de la materia .....	15
Clasificación y composición de la materia .....	16
Lectura Desastre nuclear en Fukushima, Japón .....	31
Manos a la obra Características de los elementos, los compuestos y las mezclas .....	23
1.3 Energía .....	25
La energía y su relación con los cambios .....	25
Conservación .....	29
Lectura Compuestos químicos naturales contra productos sintéticos .....	35
Manos a la obra Electrólisis del agua .....	34
Palabras clave • Lo que aprendí .....	36
<b>■ BLOQUE 2</b> Estructura atómica .....	40
Introducción .....	42
2.1 Partículas subatómicas y modelos atómicos .....	42
Estructura básica del átomo .....	42
Modelo atómico de Dalton .....	44
Descubrimientos que evolucionaron el modelo atómico .....	44
Lectura Los monitores para TV y computadora y las luces de neón ..	46
Modelo atómico de Thomson .....	48
Modelo atómico de Rutherford .....	48
Modelo atómico de Bohr .....	49
Modelo atómico de Sommerfeld .....	54

2.2 Modelo atómico de la mecánica ondulatoria y números cuánticos .....	55
Principio de dualidad onda-partícula .....	55
Principio de incertidumbre de Heisenberg .....	55
Ecuación de Schrödinger .....	56
Ecuación de Dirac .....	56
Números cuánticos .....	56
<b>Lectura</b> La aurora boreal .....	62
2.3 Configuraciones electrónicas .....	63
Principio de aufbau .....	63
Estructuras de Lewis .....	67
<b>Manos a la obra</b> Emisión de colores de diferentes metales .....	68
<b>Palabras clave • Lo que aprendí</b> .....	69
<b>▀ BLOQUE 3</b> Tabla periódica .....	72
<b>Introducción</b> .....	74
3.1 Tabla periódica .....	74
Símbolos químicos .....	75
El número atómico .....	75
Número de masa .....	76
Masa atómica .....	76
<b>Manos a la obra</b> Símil de un espectrómetro de masas .....	78
Isótopos .....	78
<b>Lectura</b> Cuentos de isótopos .....	81
Desarrollo de la tabla periódica .....	82
3.2 Principales familias de elementos .....	90
Metales alcalinos .....	93
Metales alcalinotérreos .....	94
Halógenos .....	96
<b>Manos a la obra</b> Obtención del cloro .....	97
Gases nobles o raros .....	98
Metales de transición .....	99
Metales de transición interna .....	100
Metaloides .....	100
<b>Lectura</b> Los fluoruros y la caries dental .....	105
<b>Palabras clave • Lo que aprendí</b> .....	106
<b>▀ BLOQUE 4</b> Enlace químico: modelos de enlaces e interacciones intermoleculares .....	110
<b>Introducción</b> .....	112
4.1 Enlace químico .....	112
Regla del octeto .....	113
Representación de enlaces con estructura de Lewis .....	115

Enlace iónico . . . . .	115
<b>Manos a la obra</b> La formación de los compuestos iónicos. . . . .	119
Enlace covalente . . . . .	120
<b>Lectura</b> Una buena salud es indispensable . . . . .	125
Enlace de coordinación . . . . .	127
Enlace metálico . . . . .	129
<b>Manos a la obra</b> El enlace de los compuestos. . . . .	131
<b>4.2 Fuerzas intermoleculares</b> . . . . .	132
Fuerzas de Van der Waals . . . . .	132
Puente de hidrógeno. . . . .	136
<b>Lectura</b> Nuevos materiales . . . . .	137
<b>Palabras clave • Lo que aprendí</b> . . . . .	138
<b>▀ BLOQUE 5</b> Nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos. . . . .	142
<b>Introducción</b> . . . . .	144
<b>5.1 Fórmula química</b> . . . . .	144
Fórmulas condensadas y desarrolladas . . . . .	146
<b>Lectura</b> El dióxido de silicio: componente importante en la corteza terrestre . . . . .	146
<b>5.2 Principales clases de compuestos inorgánicos</b> . . . . .	147
Óxidos básicos . . . . .	148
Óxidos ácidos o anhídridos . . . . .	151
<b>Lectura</b> No hay motivos para reír . . . . .	152
Hidróxidos . . . . .	153
Oxiácidos . . . . .	154
Hidrácidos. . . . .	157
Oxisales. . . . .	158
Halogenuros . . . . .	159
<b>Manos a la obra</b> Obtención del cloruro de sodio . . . . .	160
Sales ácidas. . . . .	161
Hidruros . . . . .	162
<b>Manos a la obra</b> Antiácidos. . . . .	165
<b>Palabras clave • Lo que aprendí</b> . . . . .	166
<b>▀ BLOQUE 6</b> Reacciones químicas . . . . .	170
<b>Introducción</b> . . . . .	172
<b>6.1 Reacciones químicas</b> . . . . .	172
<b>Lectura</b> Consumismo y desarrollo sostenible . . . . .	173
Reacción química . . . . .	174
<b>Manos a la obra</b> Reacciones químicas (obtención del amoníaco) . . . . .	174
Representación mediante ecuaciones . . . . .	175
Terminología de las ecuaciones químicas . . . . .	175

Principales tipos de reacciones .....	176
Reacciones termoquímicas .....	177
Elementos de termoquímica .....	178
Entropía.....	181
Velocidad de reacción, definición y factores que la afectan.....	182
Reacciones elementales .....	182
<b>Manos a la obra</b> Obtención del oxígeno .....	185
<b>6.2</b> Balanceo de ecuaciones químicas.....	187
Método de tanteo .....	188
Método redox .....	192
Método algebraico .....	197
<b>Lectura</b> Fertilizantes producidos por los rayos solares .....	199
<b>Palabras clave • Lo que aprendí</b> .....	<b>200</b>
<b>▀ BLOQUE 7</b> Esquiometría .....	<b>202</b>
<b>Introducción</b> .....	204
<b>7.1</b> Estequiometría .....	204
Leyes ponderales .....	205
<b>7.2</b> Cálculos estequiométricos.....	211
Composición porcentual .....	212
Fórmulas empíricas .....	215
Fórmulas moleculares .....	215
Fórmula real .....	216
Relaciones ponderales .....	219
Relaciones volumétricas.....	222
Rendimiento de reacción .....	226
<b>Lectura</b> El alcohol metílico: ¿combustible con futuro? .....	226
<b>7.3</b> Normalización de volúmenes.....	227
Ley de Boyle .....	228
<b>Lectura</b> Ley de Charles .....	228
Ley de Gay-Lussac .....	229
Ley del gas ideal .....	231
<b>7.4</b> Contaminación del aire .....	232
Componentes más importantes del aire .....	232
Efecto invernadero y calentamiento global del planeta .....	233
Inversión térmica .....	233
Esmog .....	234
Lluvia ácida.....	235
Índice metropolitano de la calidad del aire (IMECA).....	235
<b>Lectura</b> Contaminación del agua .....	236
<b>Manos a la obra</b> Ley de Boyle y ley de Charles .....	236
<b>Palabras clave • Lo que aprendí</b> .....	<b>237</b>
<b>Glosario</b> .....	241

<b>Créditos de imágenes</b> .....	247
<b>Anexo: Nomenclatura IUPAC</b> .....	251
<b>Por tu cuenta</b> .....	1
<b>Bloque 1</b> Objeto de estudio de la química .....	2
<b>Bloque 2</b> Estructura atómica .....	5
<b>Bloque 3</b> Tabla periódica .....	7
<b>Bloque 4</b> Enlace químico: modelos de enlaces e interacciones intermoleculares .....	12
<b>Bloque 5</b> Nomenclatura de compuestos químicos inorgánicos .....	14
<b>Bloque 6</b> Reacciones químicas .....	19
<b>Bloque 7</b> Estequiometría .....	21
<b>Índice</b> .....	27

# Presentación

En esta sexta edición de *Química inorgánica* se satisfacen, en gran porcentaje, los contenidos programáticos de la disciplina en el nivel medio superior de los diferentes subsistemas educativos, no solo de México, sino de los países de habla hispana, principalmente los latinoamericanos.

Desde siempre, la intención ha sido que los estudiantes aprecien la química, no solo en forma teórica, alejada de su realidad, sino que sean conscientes de que es una ciencia sumamente vinculada a su vida cotidiana.

Con este trabajo no se pretende formar “químicos”, lo que se busca es crear individuos que tengan conciencia de su entorno, tanto artificial como natural, y que aprecien los conocimientos que se muestran como herramienta valiosa en la satisfacción de sus necesidades presentes y futuras, sin olvidar a las generaciones que nos van a preceder.

Los conocimientos que conforman lo que llamamos humanidades son tan importantes como los que se adquieren por medio de las ciencias, y en su conjunto permitirán al alumno tener una visión más amplia de la realidad que vive, para convertirse en un mejor individuo para sí mismo, su familia y para la sociedad de la cual es parte, la que además, construye.

En *Química inorgánica* los conocimientos referidos a la materia se presentan en siete unidades cuyos contenidos teóricos están íntimamente relacionados con la vida cotidiana mediante lecturas, laboratorios, conceptos nuevos, experiencias y ejercicios, con todo ello el estudiante advertirá el grado de comprensión de los conocimientos que va obteniendo a lo largo del curso.

Cada tema inicia con un mapa conceptual, para que anticipadamente se adviertan las ideas relevantes de su contenido.

En esta edición se revisaron todos los problemas y ejercicios a la par que se integraron algunas actividades más, las cuales se concentraron en un encarte al final del libro para formar un portafolio de evidencias de los estudiantes.

Un agregado importante en esta edición es un anexo sobre la nomenclatura de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) en donde se explican las nuevas reglas para dar nombre a multitud de compuestos químicos de nuestro entorno.

Es preciso mencionar que la práctica enseñanza-aprendizaje se fortalece mediante la interacción docente-alumno cuando se cuestionan y analizan los conocimientos para profundizar en ellos y enriquecerlos y así lograr el éxito en esta materia.

Los editores

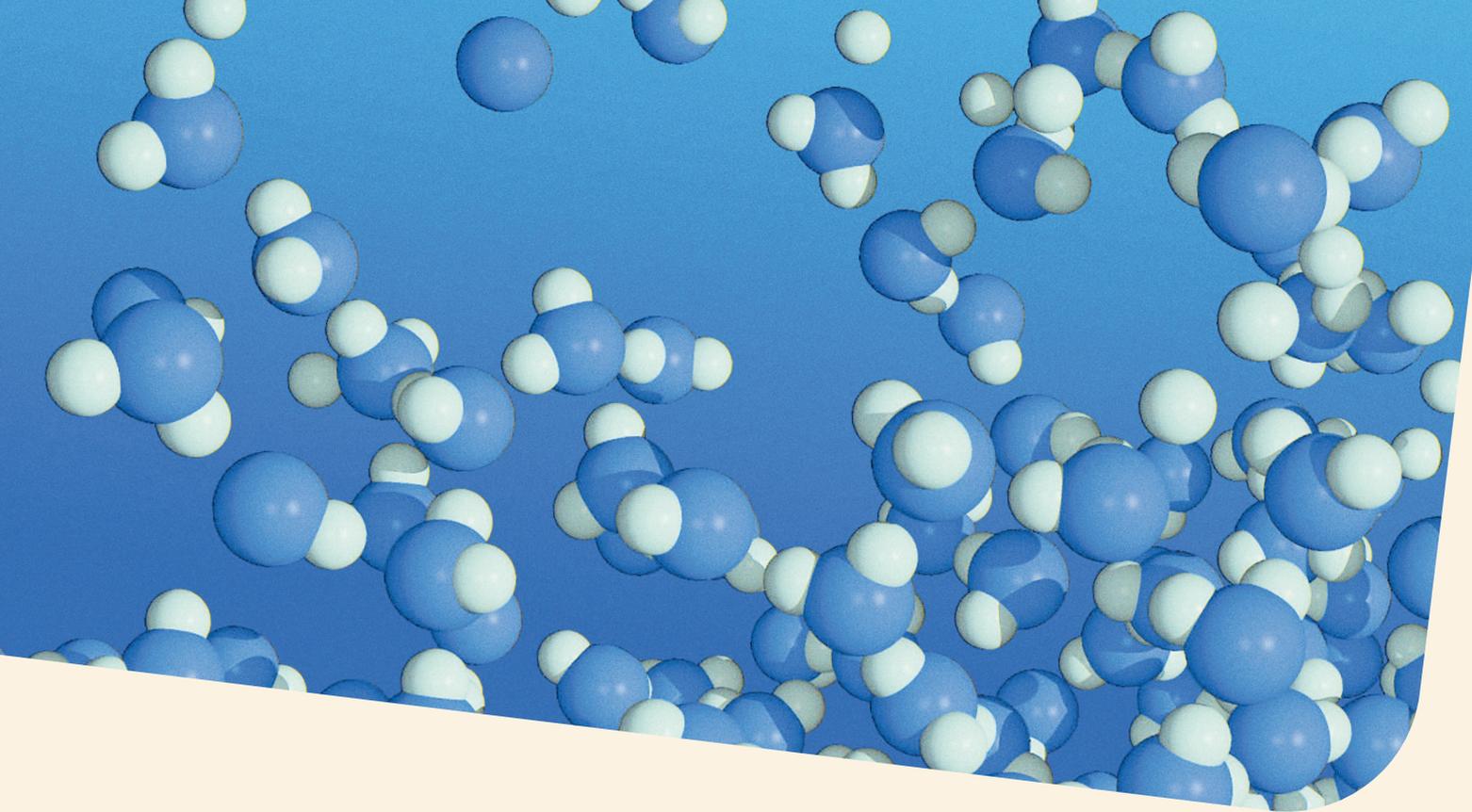
# Acerca del autor

**Francisco H. Recio del Bosque** nació en la ciudad de Saltillo, Coahuila, y su infancia transcurrió en la congregación de Jamé, enclavada en la Sierra de Arteaga, Coahuila.

Se graduó como profesor de Educación Primaria en la Escuela Normal de Coahuila, ejerciendo su profesión en la Alta Tarahumara de Chihuahua. Es graduado como Maestro en Educación Media y Normal en la Escuela Normal Superior de Monterrey, Nuevo León, en la especialidad de Física y Química. Ha sido docente durante más de 30 años en escuelas secundarias y de bachillerato impartiendo matemáticas, física y química. Ha sido presidente de academias de química locales y regionales en los niveles medio básico y superior, y ha desempeñado puestos administrativos como subdirector en el nivel medio básico y director en el nivel medio superior, además de haber sido Coordinador de la Unidad Saltillo de la Universidad Autónoma de Coahuila, lo que le ha permitido, sin abandonar la docencia, escribir libros de química para los tres grados de secundaria y los de química inorgánica, orgánica y general para bachillerato.

Su pasión por la enseñanza de la química, ubicándola como parte de la vida cotidiana, más allá de la química teórica, le ha dado la oportunidad de escribir varias obras de esta disciplina editadas por McGraw-Hill Interamericana Editores.

Su pasatiempo consiste en cultivar en un huerto familiar, dedicado a su esposa, hijos y nietos, árboles frutales y verduras diversas.



# Enlace químico: modelos de enlaces e interacciones intermoleculares

Es interesante comprender los mecanismos mediante los cuales los átomos de diferentes elementos se enlazan entre sí para formar una gran diversidad de moléculas, que van de las más sencillas, como el agua y el cloruro de sodio, a

aquellas de gran complejidad, como la hemoglobina y los aminoácidos. La manera en que los átomos se enlazan entre sí le confiere al compuesto formado una serie de propiedades particulares.

## Contenido

4.1 Enlace químico

4.2 Fuerzas intermoleculares

## Objetivo del bloque

- El estudiante explicará cómo se forman los compuestos mediante los distintos modelos de enlace entre los átomos y comprenderá la manera en que estos interactúan y se unen para formar moléculas; entenderá la estructura de los compuestos y sus propiedades, y valorará de manera crítica y reflexiva la importancia de la tecnología en la elaboración de nuevos materiales para la sociedad.



## ¿QUÉ ES LO QUE SÉ?

1. ¿Qué significa la palabra *enlace*?
2. ¿Cuáles son los electrones de valencia?
3. ¿Con qué número relacionas la palabra *octeto*?
4. ¿Cuándo se dice que un átomo tiene configuración electrónica estable?
5. ¿Qué partículas forman las moléculas?
6. ¿Qué tipo de carga eléctrica poseen los electrones?
7. ¿Qué tipo de carga eléctrica poseen los protones?
8. ¿Qué entiendes por *atracción*?
9. ¿Qué es electronegatividad?

## Introducción

Los elementos forman compuestos con características completamente diferentes a los elementos que los originan.

La sal de mesa (cloruro de sodio) es un alimento indispensable para las personas; este compuesto resulta de la unión química de sodio y cloro, elementos que por sí solos son altamente peligrosos. El agua, de gran importancia para la vida, a temperatura ambiente es un líquido que resulta de la unión de átomos de hidrógeno y de oxígeno, elementos gaseosos.

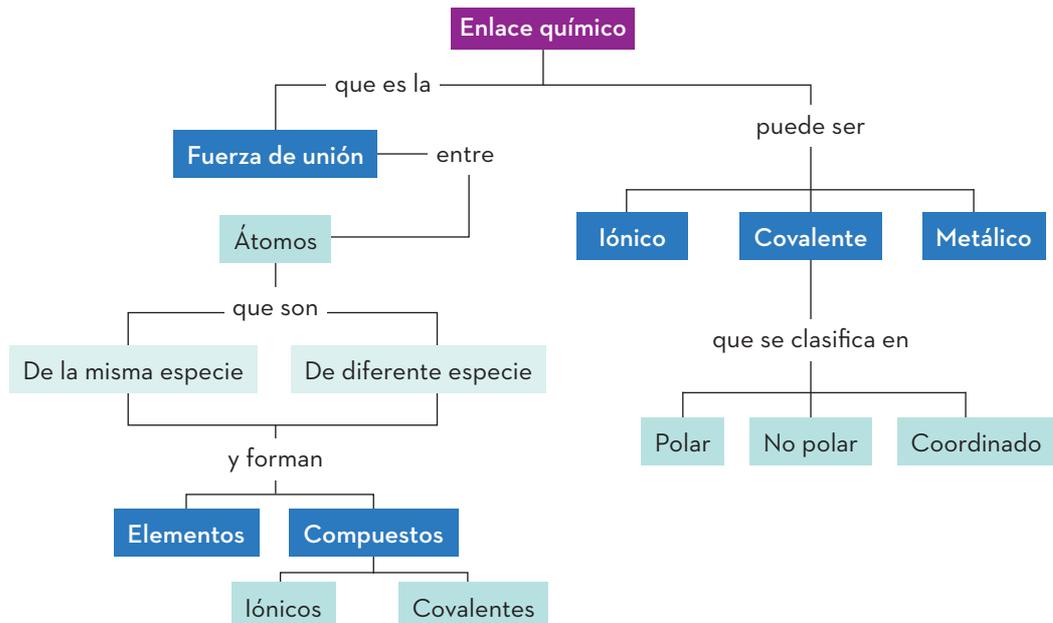
¿Cómo se unen los elementos para formar los compuestos?

Cuando los elementos reaccionan, sus átomos deben colisionar. Esa colisión determina la clase de compuesto que se genera.

Ahora bien ¿qué mantiene unidas las moléculas de una gota de agua o las partículas que forman un pequeño grano de sal? De esto tratará el presente bloque.

## 4.1 Enlace químico

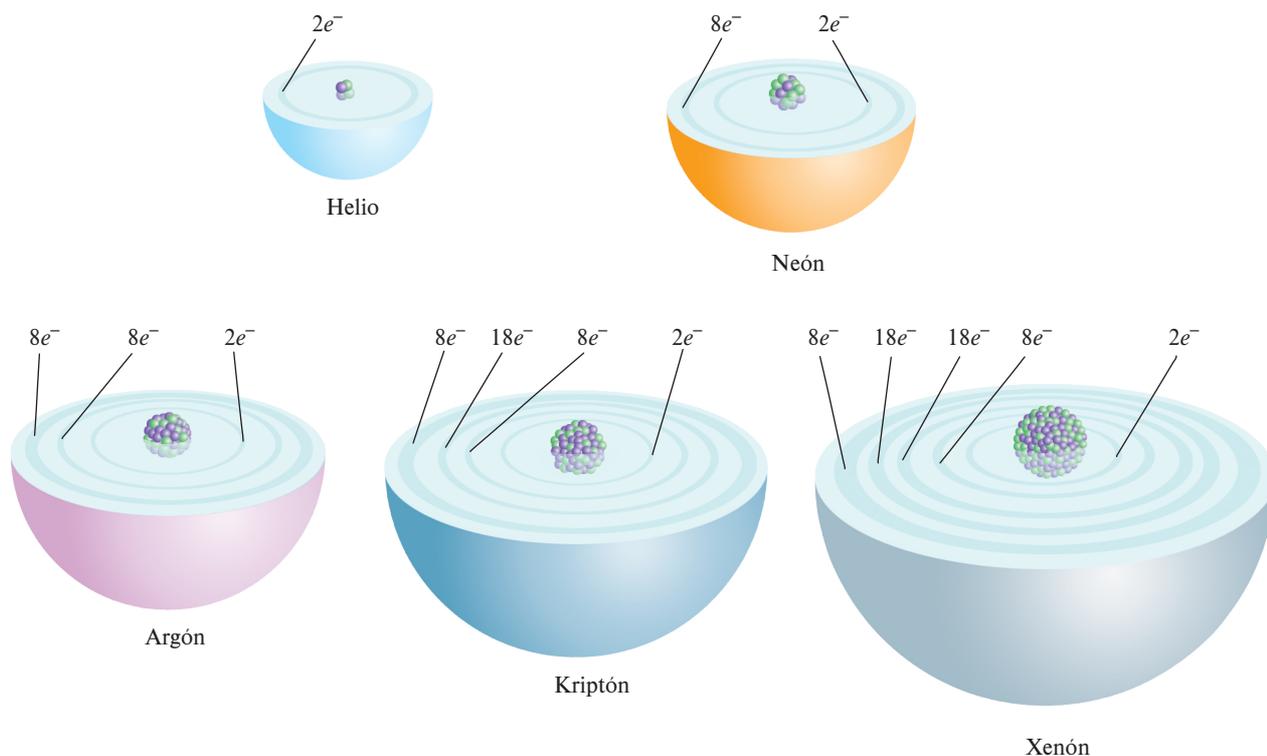
### Mapa conceptual 4.1



Las fuerzas que mantienen unidos los átomos para formar moléculas se llaman **enlaces químicos**. Estas fuerzas son de carácter eléctrico y en ellas intervienen, en los elementos representativos, los electrones periféricos que forman los orbitales *s* y *p*; en los elementos de transición, los electrones de los orbitales *d*, y en los de transición interna, los de los orbitales *f*. A estos electrones se les conoce como **electrones de valencia**.

## Regla del octeto

La **regla del octeto**, enunciada en 1916 por Walter Kossel y Gilbert N. Lewis, establece que en un enlace químico los átomos pueden ganar, perder o compartir electrones para lograr una estructura electrónica estable y similar a la de un gas raro o noble. Esta regla se basa en el hecho de que todos los gases nobles, excepto el helio, tienen ocho electrones en su nivel energético externo y muestran poca o nula reactividad.



**Figura 4.1** Distribución electrónica en los gases nobles. Los átomos de los gases nobles tienen ocho electrones en el último nivel energético. Esta distribución permite que sean casi no reactivos. La excepción a esta distribución del octeto es el helio. El átomo de helio solo tiene un nivel energético, que únicamente puede contener dos electrones.

**Tabla 4.1** Estructura de los gases nobles

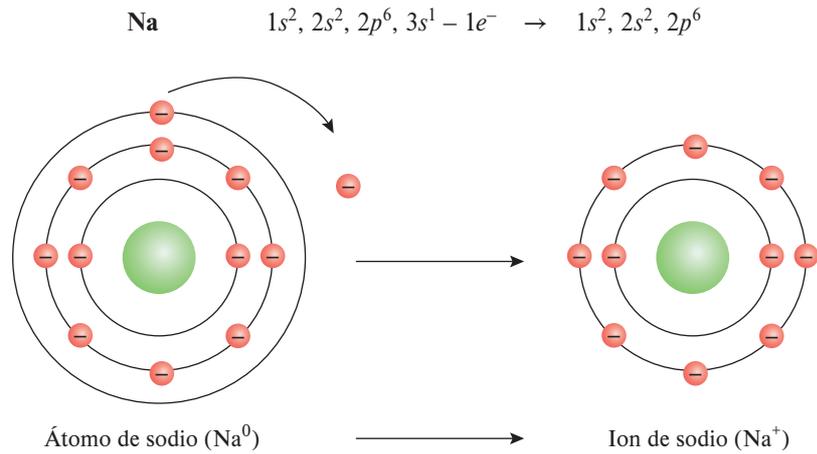
Elemento	Símbolo	Electrones en niveles energéticos
Helio	He	$1s^2$
Neón	Ne	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Argón	Ar	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
Kriptón	Kr	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
Xenón	Xe	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$
Radón	Rn	$[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

### PARA SABER MÁS

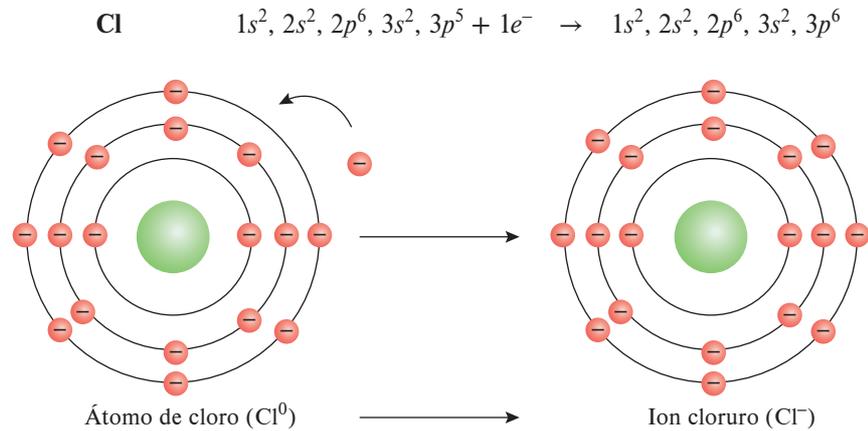


Un gas noble, el argón (Ar), compone aproximadamente 1% del aire que respiras.

El siguiente ejemplo presenta la regla del octeto con el  $_{11}\text{Na}$  y el  $_{17}\text{Cl}$ .

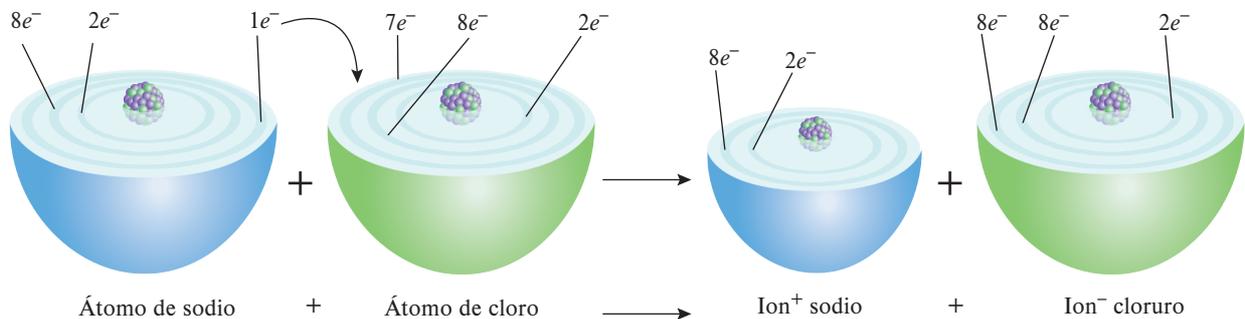


El sodio, al perder su único electrón de valencia tendrá la configuración electrónica externa del neón y una carga positiva, ya que en su núcleo tiene un protón sin balancear (figura 4.2).



El átomo de cloro al ganar un electrón adquiere carga negativa, logrando con ello la configuración electrónica del argón (figura 4.2).

Al observar las configuraciones electrónicas del ion sodio ( $\text{Na}^+$ ) y del ion cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) se aprecia que son de capa cerrada, esto es, todos los orbitales están ocupados exactamente por dos electrones de espín opuesto, por lo que ganan estabilidad.



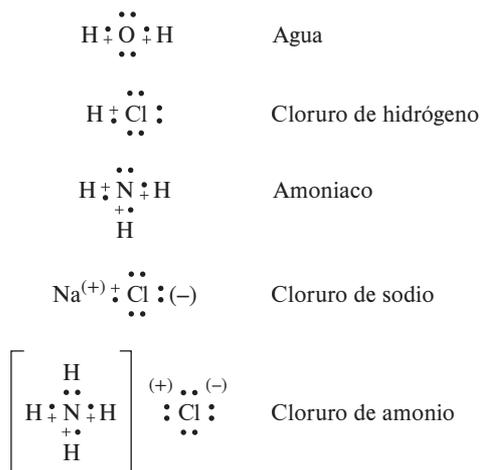
**Figura 4.2** La reacción de los átomos de sodio y de cloro. La transferencia de un electrón desde un átomo de sodio hacia un átomo de cloro forma iones sodio y cloruro. Analiza cuidadosamente el dibujo para ver cómo proporciona esta transferencia un octeto estable a ambos iones.

**Tabla 4.2** Reacción entre sodio y cloro

	Átomo de sodio + Átomo de cloro → Ion sodio + Ion cloruro						
	Na	+	Cl	→	Na <sup>+</sup>	+	Cl <sup>-</sup>
Número total de protones	11		17		11		17
Número total de electrones	11		17		10		18
Número de electrones en el nivel más externo	1		7		8		8

## Representación de enlaces con estructura de Lewis

En las estructuras de Lewis (véase el bloque 2) los electrones de los orbitales externos se indican por medio de puntos o cruces alrededor del símbolo del elemento. Este símbolo representa al núcleo del átomo y a los electrones de los niveles energéticos internos. Las estructuras de Lewis sirven para ilustrar enlaces químicos. Revisa los siguientes ejemplos:



Los puntos o cruces empleados solo tienen fines ilustrativos y no indican diferencia entre electrones de distintos átomos, ya que todos son equivalentes.

## Enlace iónico

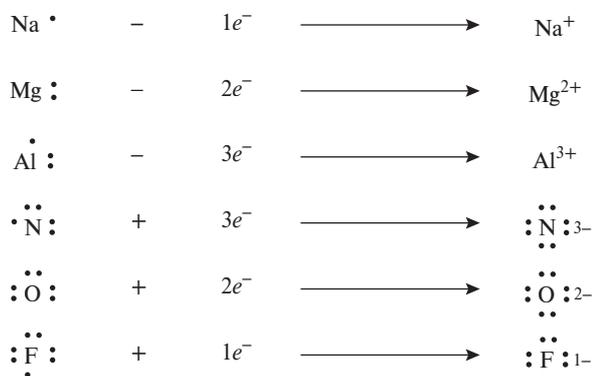
El **enlace iónico** ocurre cuando hay transferencia completa de electrones de un átomo a otro. El átomo que pierde electrones se transforma en ion positivo o **cación**, y el que acepta, en ion negativo o **anión**. El número de electrones perdidos o ganados determina el número de oxidación del elemento, que es un número entero positivo o negativo, y se asigna a un elemento en un compuesto o un ion.

Es importante señalar que:

- La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es igual a cero.
- Cualquier elemento solo, es decir, sin combinarse con otro distinto, tiene un número de oxidación igual a cero (Na<sup>0</sup>, H<sub>2</sub><sup>0</sup>, Mg<sup>0</sup>).
- Los metales alcalinos —grupo 1 (IA)— siempre tienen estado de oxidación 1<sup>+</sup>.
- Los metales alcalinotérreos —grupo 2 (IIA)— presentan siempre estado de oxidación 2<sup>+</sup>.
- El número de oxidación del hidrógeno generalmente es 1<sub>+</sub>, excepto en los hidruros metálicos, en los cuales es 1<sup>-</sup>.

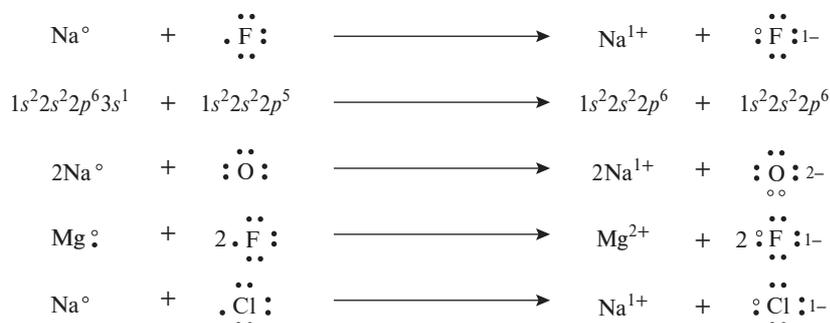
- El oxígeno casi siempre posee número de oxidación de 2-, con excepción de los peróxidos, que tienen número de oxidación de 1-.
- Los halógenos –grupo 17– tienen estado de oxidación 1- cuando forman compuestos binarios con los metales.

Los siguientes diagramas ejemplifican tanto la regla del octeto como el número de oxidación:



La fuerza de atracción de iones de distinta carga es electrostática, por tal razón el **enlace iónico** se llama también **electrovalente**.

Observa los siguientes ejemplos de formación de compuestos electrovalentes:

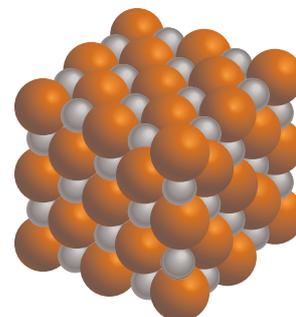
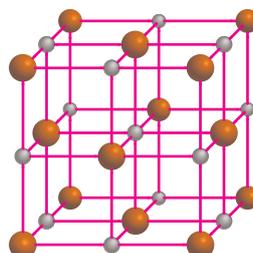


Los anteriores son compuestos iónicos; por ejemplo, el cloruro de sodio  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  en realidad es una combinación de muchos iones sodio con muchos iones cloruro. En estado sólido se encuentran acomodados de tal forma que cada ion sodio está rodeado por seis iones cloruro y, a su vez, cada ion cloruro está rodeado por seis iones sodio, lo que forma una red conocida como **crystal iónico**.



PARA SABER MÁS

Observa el procedimiento para dibujar estructuras de Lewis en el video *Estructura de Lewis y regla del octeto*, en [https://www.youtube.com/watch?v=ttNWZ1cbs34&ab\\_channel=BreakingVlad](https://www.youtube.com/watch?v=ttNWZ1cbs34&ab_channel=BreakingVlad) (Consultado el 16 de octubre de 2020.)



**Figura 4.3** Disposición de iones de sodio y de cloruro en una red cristalina de NaCl.



### ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4.1



#### Individual Portafolio de evidencias

Resuelve los ejercicios de la actividad de aprendizaje que aparece en la sección en blanco y negro de tu libro (página xx). Compara tus respuestas con las de tus compañeros.

En el enlace iónico los electrones se transfieren de un átomo a otro en proporción variable. Esto depende de la energía de ionización, la afinidad electrónica, el radio atómico y, sobre todo, de la electronegatividad.

La **electronegatividad** es la capacidad de un átomo para atraer los electrones en un enlace químico. La escala de electronegatividad relativa más usada la desarrolló Linus Pauling; en esta escala se le asigna un valor de 4 al flúor, el elemento más electro-negativo.

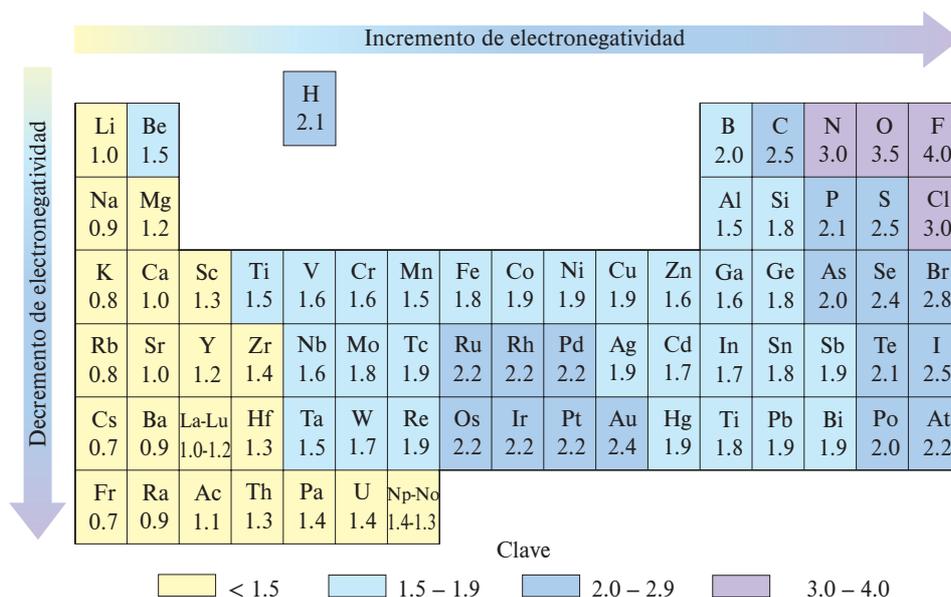
En la figura 4.4 se aprecia que la electronegatividad relativa de los no metales es alta, mientras que la de los metales es baja; esto indica que los átomos de los metales tienden a perder electrones, y que los átomos de los no metales tienen mayor tendencia a ganar electrones. Se observa, además, que la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en los periodos, y de abajo hacia arriba en los grupos de la tabla periódica.

Se considera que cuando la diferencia de electronegatividad ( $\Delta EN$ ) entre los elementos que forman un compuesto es mayor o igual que 1.7 el compuesto es iónico ( $\Delta EN \geq 1.7$ ).

En el siguiente ejemplo se calcula la  $\Delta EN$  entre el calcio (Ca) y el flúor (F):

$$\begin{array}{r} EN F \quad 4.0 \\ EN Ca \quad 1.0 \\ \hline \Delta EN \quad 3.0 \end{array}$$

La  $\Delta EN$  es 3.0, por tanto, el compuesto formado por calcio y flúor, fluoruro de calcio ( $CaF_2$ ), es iónico.



**Figura 4.4** Valores de electronegatividad de los elementos comunes. La tendencia no es aplicable a los elementos de transición.

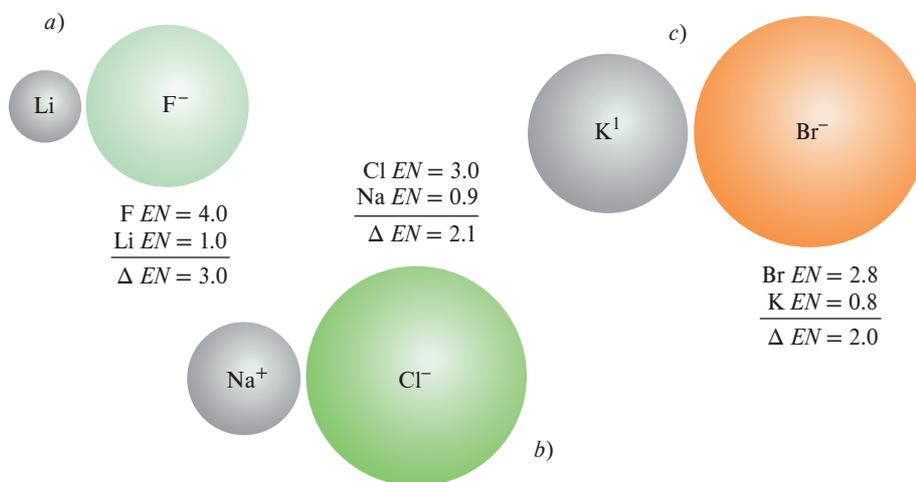


## ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4.2



### En parejas Portafolio de evidencias

Resuelve los ejercicios de la actividad de aprendizaje que aparece en la sección en blanco y negro de tu libro (página XX). Compara tus respuestas con las de tus compañeros.



**Figura 4.5** Tres compuestos iónicos. a) Las diferencias de electronegatividad en el fluoruro de litio, el cloruro de sodio y el bromuro de potasio demuestran que es mejor representar estos compuestos como compuestos iónicos. b) Entre el sodio y el cloro hay una  $\Delta EN$  ligeramente menor que la existente entre el litio y el flúor, por lo cual el NaCl tiene un carácter iónico un poco menor que el LiF. c) El enlace del bromuro de potasio se clasifica como iónico, pero es menos iónico que los enlaces del NaCl y LiF.

**Propiedades asociadas al enlace iónico** Las propiedades asociadas al enlace iónico son las siguientes:

- I. En los compuestos iónicos las temperaturas de fusión y de ebullición son elevadas.

Compuestos	Temperatura de fusión (°C)	Temperatura de ebullición (°C)
NaCl	800	1 413
KCl	790	1 500
CaCl <sub>2</sub>	772	1 600
CaO	2 570	2 850

- II. Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica cuando están fundidos o en solución acuosa y, debido a esta propiedad, se les llama *electrolitos*.

El **electrolito** se define como una sustancia que produce iones en solución acuosa, y esta solución conduce una corriente eléctrica.

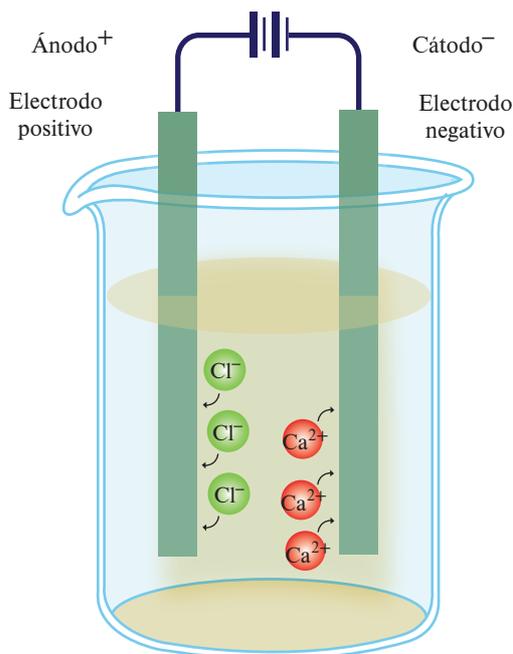
Se puede demostrar que un compuesto es iónico mediante experimentos en los cuales los iones con carga transportan la corriente eléctrica. En la figura 4.6 se muestra un compuesto iónico (CaCl<sub>2</sub>) disuelto en agua. En la solución contenida en el recipiente se introducen los electrodos conectados a una batería. Cada tipo de ion se desplaza hacia el electrodo con carga opuesta. Los iones con carga positiva se denominan *cationes*, y las iones con carga negativa, *aniones*. Los cationes se dirigen



**Electrolito** (griego) *electro*, electricidad, y *lytós*, soluble.

Sustancia fundida o en solución acuosa capaz de conducir la corriente eléctrica.

hacia el electrodo negativo (**catodo**), y los aniones, al electrodo positivo (**ánodo**), por lo que se establece una corriente eléctrica.



**Figura 4.6** Conducción eléctrica mediante iones en solución.

III. Cuando se efectúa la síntesis de un compuesto iónico a partir de sus elementos, hay gran desprendimiento de calor.

Compuesto	Calor de formación (calorías)
$\text{AlCl}_3$	166 200
$\text{BaO}_2$	150 500
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	196 500
$\text{PbO}_2$	66 120



## MANOS A LA OBRA

### La formación de los compuestos iónicos

Un átomo de sodio reacciona perdiendo un electrón para formar un ion sodio con carga  $1^+$ . Un átomo de cloro gana un electrón para formar un ion cloruro con carga negativa  $1^-$ . Aquí encontrarás otras combinaciones de átomos.

#### Materiales

- Hojas de papel de diferentes colores
- 50 cm de cartón corrugado
- 20 chinchetas de colores

#### Procedimiento

1. Corta tres círculos de papel en diferentes colores, de 7 cm de diámetro, aproximadamente, para cada uno de

los siguientes elementos: Li, S, Mg, O, Ca, N, Al e I. Usa un color diferente para cada elemento. Escribe el símbolo de cada elemento en el disco adecuado.

2. Escoge los átomos de litio y azufre, y coloca los círculos uno al lado del otro sobre una pieza de cartón corrugado.
3. Usa chinchetas de un color para el litio y de otro color para el azufre. Coloca una chincheta por cada electrón de valencia sobre los discos, espaciando las chinchetas alrededor de los perímetros.
4. Transfiere chinchetas desde los átomos metálicos hacia los átomos no metálicos de forma que ambos elementos logren una distribución de un gas noble. Agrega más átomos si es necesario.

5. Una vez que has formado un compuesto estable, escribe el símbolo de los iones con sus cargas, así como la fórmula y el nombre del compuesto que resultó sobre el cartón.
6. Repite los pasos 2 al 5 para las combinaciones restantes de los átomos Mg y O; Ca y N; Al e I.

### Contesta las siguientes preguntas

- a) ¿Por qué tuviste que usar, en algunos casos, más de un átomo?

---



---



---

- b) ¿Por qué no pudiste tomar más electrones de un átomo metálico o agregar electrones adicionales a un átomo no metálico?

---



---



---

- c) Identifica los gases nobles que tienen la misma estructura electrónica que los iones producidos.

---



---

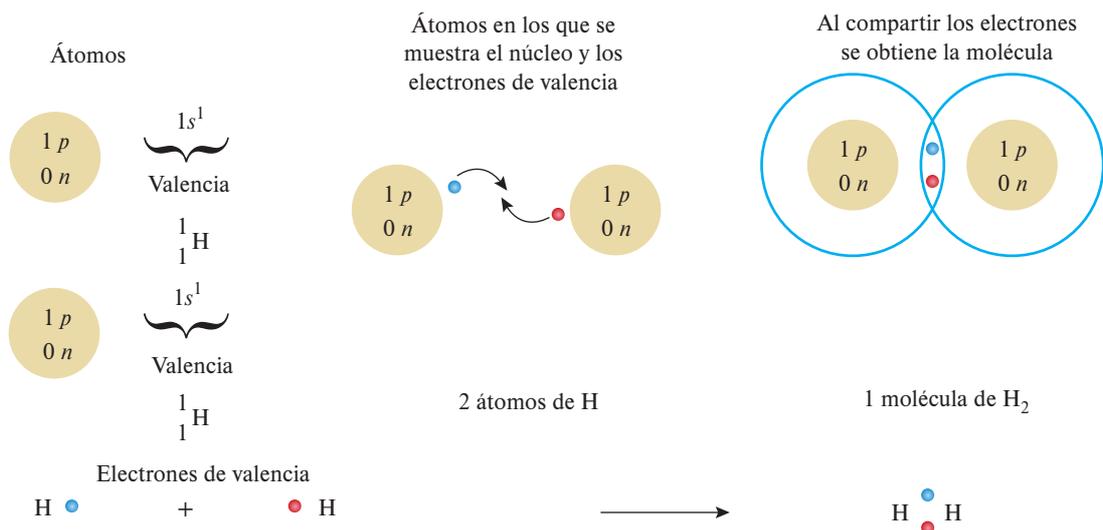


---

## Enlace covalente

A diferencia del enlace iónico, el **enlace covalente** se forma cuando dos átomos comparten electrones provenientes de cada uno de ellos; así, los compuestos covalentes solo contienen enlaces covalentes. La menor unidad de un compuesto covalente es una molécula de este.

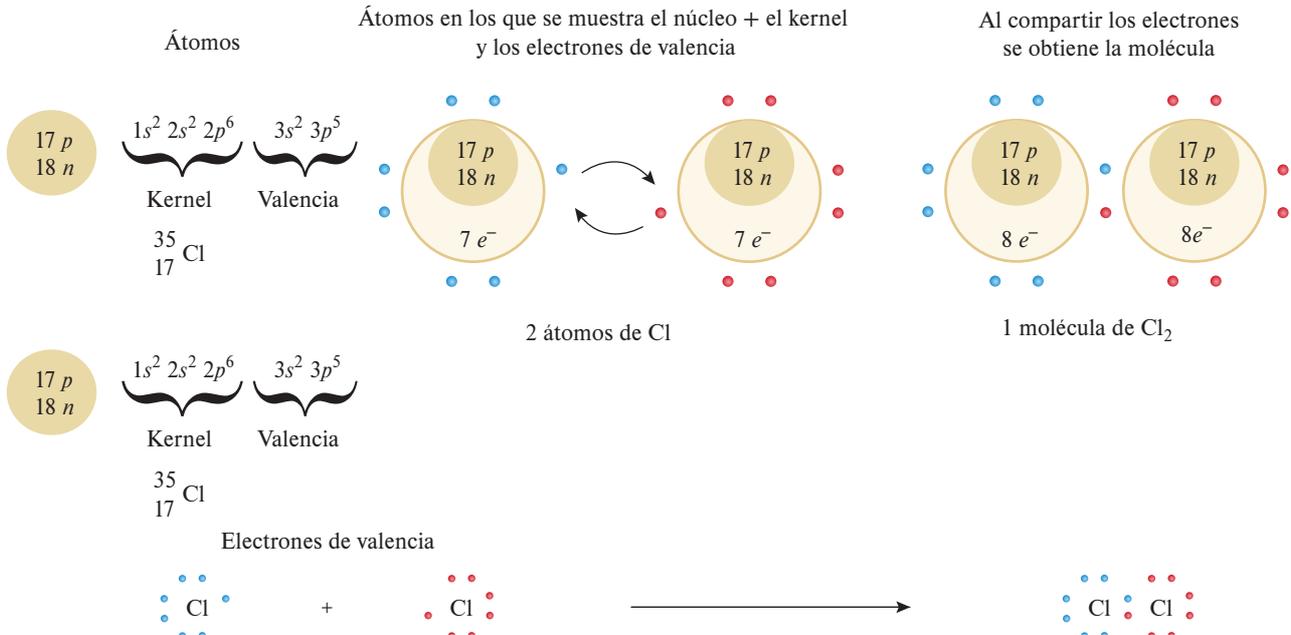
La molécula de hidrógeno es un ejemplo sencillo de un compuesto covalente. Un átomo de hidrógeno aislado es relativamente inestable, ya que solo tiene un electrón de valencia; al compartir este electrón con otro átomo de hidrógeno ambos completan su primer nivel principal de energía y la molécula alcanza una configuración estable, cumpliéndose lo que algunos autores llaman la **regla del dueto**, ya que el primer nivel de energía se completa con dos electrones. De esa manera, la fórmula del hidrógeno es  $H_2$  y no H. La molécula de hidrógeno es diatómica, pues tiene dos átomos.



**Figura 4.7** Ejemplo de enlace covalente.

La mayor parte de enlaces covalentes son más complejos que el formado por la molécula de hidrógeno.

En la figura 4.8 se muestra cómo los átomos de cloro comparten sus electrones de valencia para formar una molécula de cloro (Cl<sub>2</sub>).



**Figura 4.8** Molécula de cloro. La formación de una molécula de cloro (Cl<sub>2</sub>) a partir de dos átomos de este elemento es un ejemplo de enlace covalente.

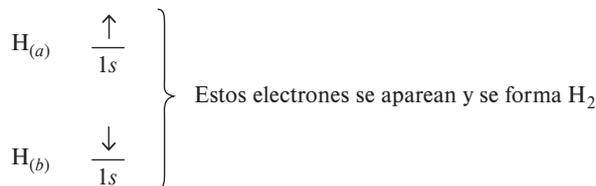
Se observa que para que cada átomo de cloro tenga ocho electrones en su último nivel de energía, de acuerdo con la regla del octeto, debe compartir un electrón con otro átomo; también se aprecia que en cada átomo de cloro existen tres pares de electrones no compartidos.

Además del H<sub>2</sub> y el Cl<sub>2</sub>, existen otros cinco elementos que forman moléculas diatómicas: F<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> y N<sub>2</sub>. En estas moléculas, los átomos comparten los electrones equitativamente. Su  $\Delta EN \approx 0$ . Por ejemplo:



Por ello este enlace covalente se denomina, específicamente, enlace covalente puro.

Como el electrón es una carga eléctrica en movimiento crea un campo magnético en torno a él; ahora bien, el campo magnético de un electrón girando en un sentido posee polos magnéticos norte y sur orientados en dirección opuesta a los de otro electrón que gire en sentido contrario.



También podría pasar que  $\text{H}\uparrow + \text{H}\downarrow \rightarrow \text{H}_2\uparrow\downarrow$ .

Las estructuras o fórmulas de Lewis son una herramienta útil para representar la formación de enlaces covalentes.

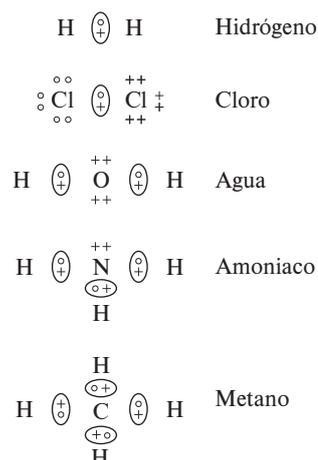
**PARA SABER MÁS**



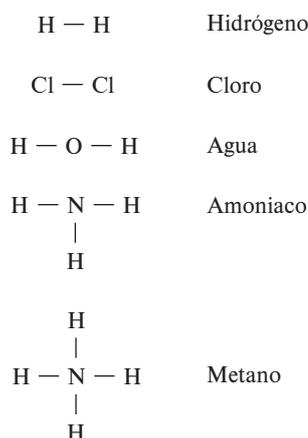
La cera de las velas y la mantequilla son mezclas de compuestos covalentes.



**Figura 4.9** Sustituto de la sal. El cloruro de potasio (KCl) se usa como sustituto de la sal de mesa porque tiene un sabor semejante. En forma natural se le conoce como silvita, una roca sedimentaria.



En los ejemplos anteriores se ha encerrado con un óvalo el par de electrones que constituye el enlace covalente; este par, en forma clásica, se sustituye por una pequeña raya o guion.



El enlace covalente es más común entre átomos de la misma especie o entre especies semejantes, esto es, los átomos con electronegatividades iguales (mismo elemento) o ligeramente diferentes, pueden formar moléculas compartiendo uno o más pares de electrones.

**Propiedades asociadas al enlace covalente** Como propiedades asociadas al enlace covalente se encuentran las siguientes:

- I. En los compuestos covalentes las temperaturas de fusión y ebullición son bajas.

Compuesto	Temperatura de fusión (°C)	Temperatura de ebullición (°C)
H <sub>2</sub> O	0	100
CH <sub>4</sub>	-182.6	-161.4
NH <sub>3</sub>	-77.7	-33.4

- II. Los compuestos covalentes no conducen la corriente eléctrica.
- III. El calor de formación de los compuestos covalentes es más bajo que el de los compuestos iónicos.

Compuesto	Calor de formación (calorías)
NH <sub>3</sub>	11 400
CS <sub>2</sub>	21 500
CCl <sub>4</sub>	33 400
CO <sub>2</sub>	94 052



a) El azúcar de mesa (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) se llama sacarosa. Es un ejemplo de un compuesto covalente que es un sólido cristalino soluble en agua.



b) La gasolina y el petróleo crudo son mezclas de compuestos covalentes. El petróleo que se derrama en agua no se disuelve en ella, sino que flota formando capas delgadas.



c) La cera de las velas y la mantequilla son mezclas de compuestos covalentes. Como sus moléculas son grandes y pesadas son sólidos, pero se funden a baja temperatura.



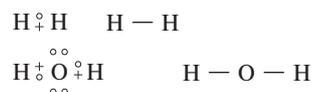
d) En lugares donde no se dispone de gas natural, mucha gente usa propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) para la calefacción de sus hogares y cocinar sus alimentos. Se entrega a negocios y hogares en camiones pipa, a presión.

**Figura 4.10** Comparación de compuestos covalentes. Estos compuestos los forman moléculas en las cuales los átomos se unen compartiendo electrones. Debido a las fuerzas débiles que existen entre las moléculas, los compuestos covalentes tienden a ser gaseosos o líquidos a temperatura ambiente, además de insolubles en agua, aunque hay algunas excepciones que son muy solubles.

### Enlace covalente simple, doble y triple

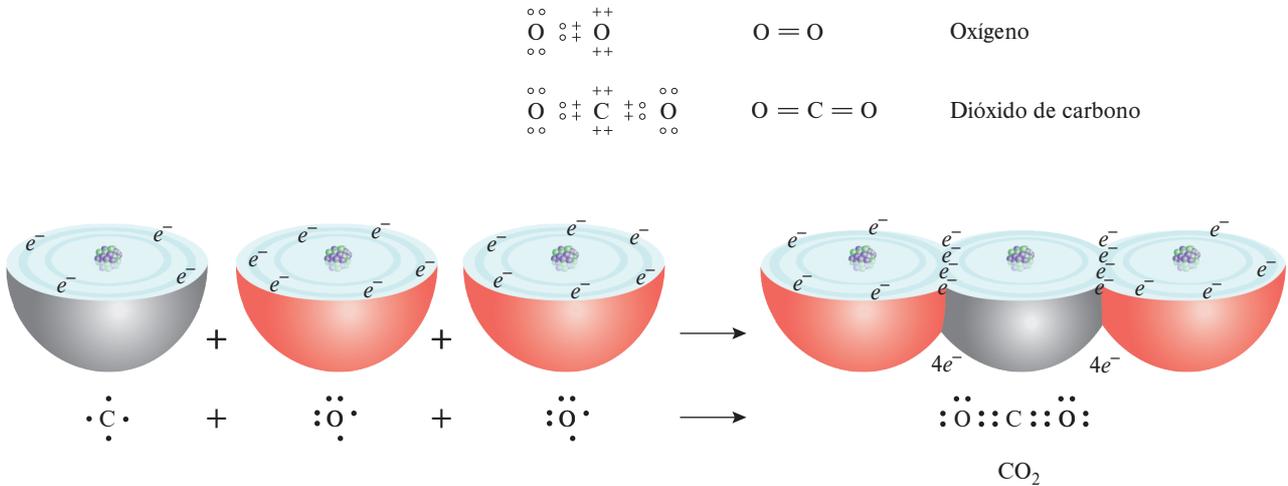
Los ejemplos de enlaces covalentes son simples; es decir, que por cada dos átomos que se combinan, hay un par de electrones compartidos (un enlace).

#### Ejemplo 1



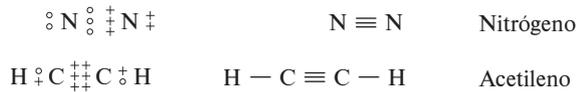
Sin embargo, algunos átomos solo pueden alcanzar su configuración electrónica estable (completar el octeto) cuando comparten más de un par de electrones entre ellos. Si los átomos comparten dos pares de electrones se unen mediante un enlace doble.

**Ejemplo 2**



**Figura 4.11** *Electrones compartidos en el CO<sub>2</sub>.* Cuando los átomos de carbono y de oxígeno reaccionan, el carbono comparte dos pares de electrones con cada oxígeno. Esta distribución proporciona un octeto estable a todos los átomos.

Ahora bien, si los átomos comparten tres pares de electrones, se unen mediante un enlace triple.



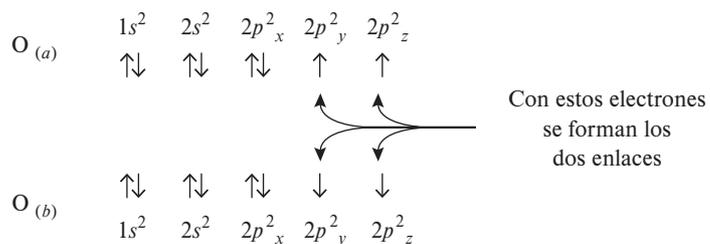
**ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4.3**



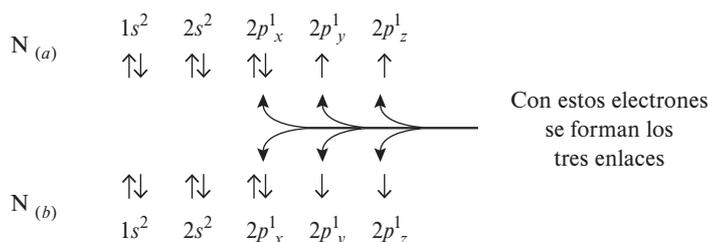
**Individual Portafolio de evidencias**

Resuelve los ejercicios de la actividad de aprendizaje que aparece en la sección en blanco y negro de tu libro (página XX). Compara tus respuestas con las de tus compañeros.

En la molécula de oxígeno (O<sub>2</sub>), que tiene un enlace doble, el apareamiento de los dos electrones de un átomo con dos del otro se explica de la siguiente manera:



Y en la molécula de nitrógeno ( $N_2$ ) con enlace triple:



## LECTURA

### Una buena salud es indispensable

En el cuerpo humano se encuentran comúnmente 60 elementos. Solo un poco menos de la mitad son indispensables para la vida, aunque los científicos creen que la mayoría de ellos tiene algún papel en los procesos vitales.

Minerales	No minerales
F, Na, Mg, Si, P, Cl, K, Ca, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, As, Se, Sn, I	H, C, O, N

Aunque el hidrógeno, carbono, oxígeno y nitrógeno forman casi 96% de la masa del cuerpo humano, los minerales también son indispensables en los procesos vitales.

Los compuestos de calcio forman la parte dura de los huesos y dientes; por ello, este elemento es necesario para su crecimiento y mantenimiento. El hierro es otro elemento importante porque es la parte activa de la molécula de hemoglobina en la sangre, que lleva oxígeno a las células. El flúor ayuda a formar y mantener los dientes y previene la osteoporosis, que es la desintegración de los huesos. Tal vez no lo sepas, pero el magnesio, al igual que el potasio, es necesario para el buen funcionamiento de los nervios y músculos. El zinc y el selenio son indispensables para la actividad de las enzimas requeridas para la división y

crecimiento celulares, así como para el funcionamiento del sistema inmunológico.

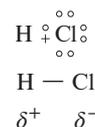
Para estar sano, es importante mantener el nivel apropiado de cada mineral en tu cuerpo. Los nutriólogos han establecido las cantidades de estos elementos que debes incluir en tu dieta diaria. Las cantidades se describen como consumo diario recomendado (RDA, por sus siglas en inglés) y como cálculo de la ingestión de una dieta segura y balanceada (ESAI, por sus siglas en inglés). Por ejemplo, el RDA de calcio para adolescentes es de 1 200 miligramos, mientras que el de yodo es de 150 microgramos (0.000 150 g). Podrías pensar que una cantidad de 150 microgramos no puede ser muy importante, sin embargo, es crucial para la función de tu glándula tiroidea, que ayuda a controlar tu metabolismo y tu crecimiento. Si usas sal yodada, que contiene un poco de yoduro de potasio, probablemente estás ingiriendo el RDA apropiado. De igual forma, llevar una dieta balanceada con los cinco grupos de alimentos te ayudará a mantener los niveles apropiados de todos los minerales que son indispensables para una buena salud.

Adaptado de John S. Phillips, Victor S. Stozak y Cheryl Wistrom. *Química. Conceptos y aplicaciones*, McGraw-Hill Interamericana Editores, México, 2007, p. 128.

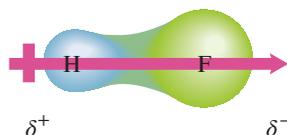
### Enlace covalente polar

Al enlace covalente polar, o simplemente enlace polar, se le llama así porque los átomos que forman sus moléculas están unidos mediante enlaces covalentes, pero como estos átomos son de distinta especie y tienen electronegatividades diferentes, en el espacio del átomo más electronegativo se concentra una mayor densidad de cargas eléctricas negativas, formándose un polo negativo en contraste con el polo opuesto, que es positivo.

Por ejemplo, al formarse el cloruro de hidrógeno ( $HCl$ ), la diferencia de electronegatividad (0.9) es lo suficientemente grande para que del lado del cloro se forme un polo parcialmente negativo ( $\delta^-$ ), y en el lado del hidrógeno, otro polo parcialmente positivo ( $\delta^+$ ), ya que el cloro atrae con más fuerza los electrones del enlace. (El símbolo  $\delta$  indica una separación parcial de cargas.)

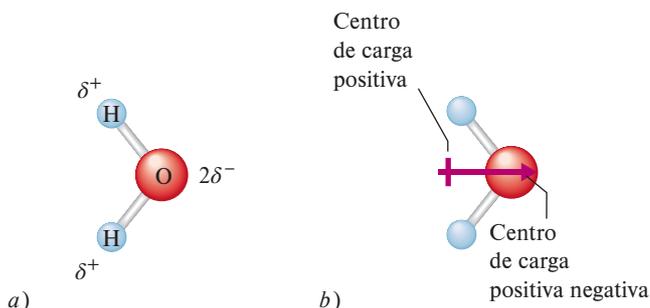


El cloruro de hidrógeno tiene un centro de carga positiva y otro de carga negativa y se dice que posee momento dipolar, lo mismo ocurre con el fluoruro de hidrógeno (HF), donde ocurre un desplazamiento de la densidad electrónica del hidrógeno al flúor. Cualquier molécula diatómica (de dos átomos) con enlace polar presenta momento dipolo. Esto suele representarse mediante una flecha cruzada en un extremo que parte del polo positivo al negativo (figura 4.12). A esta flecha se le llama *vector*, ya que tiene dirección y sentido (en física los vectores se usan para representar fuerzas).



**Figura 4.12** El carácter dipolo de la molécula. Se representa con una flecha que apunta hacia el centro de carga negativa, y el otro extremo indica el centro de carga positiva.

Algunas moléculas poliatómicas, por ejemplo, el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), presentan momento dipolo: el oxígeno tiene mayor electronegatividad que el hidrógeno, por tanto, los electrones se comparten en forma desigual. Esto ocasiona que la molécula tenga dos centros de carga o polos, uno positivo y otro negativo (figura 4.13).



**Figura 4.13** Molécula del agua. a) Distribución de carga en la molécula de agua. El oxígeno tiene carga  $2\delta^-$  porque atrae carga de ambos átomos de hidrógeno ( $\delta^- + \delta^- = 2\delta^-$ ). b) La molécula de agua se comporta como si tuviese un extremo positivo y otro negativo, según indica la flecha.



#### ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4.4



##### Individual Portafolio de evidencias

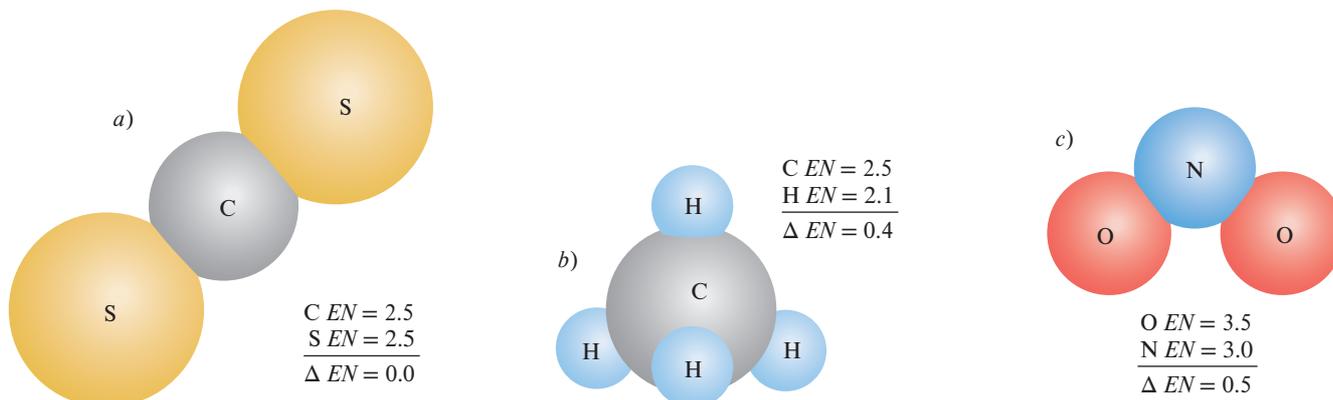
La polaridad de enlace aumenta a medida que se incrementa la diferencia de electronegatividad. Consulta la tabla de electronegatividad. ¿Cuál polaridad de enlace es mayor entre el HCl y el HF?

Aunque el límite es arbitrario, se considera que un compuesto es predominantemente covalente polar cuando su  $\Delta EN < 1.7$  y  $> 0.5$ .

#### El enlace covalente no polar

El enlace covalente puro es covalente no polar, ya que se forma entre átomos de la misma especie, cuyas cargas eléctricas negativas se distribuyen por igual entre dos átomos. Existen otras uniones covalentes no polares entre átomos de distinta especie. Esto solo ocurre cuando la electronegatividad de los átomos de un enlace es básicamente la misma.

Una  $\Delta EN$  mayor de cero siempre significa que no se comportan los electrones por igual, pero cuando la diferencia de electronegatividad ( $\Delta EN$ ) es menor o igual a 0.5, el enlace se considera covalente no polar. Como ejemplos se pueden citar el disulfuro de carbono ( $CS_2$ ), el metano ( $CH_4$ ) y el dióxido de nitrógeno ( $NO_2$ ) (ver figura 4.14).



Los enlaces de C–S en el disulfuro de carbono son de tipo covalente no polar. El valor de  $\Delta EN = 0$ , aunque los átomos sean distintos.

La  $\Delta EN$  de 0.4 de los enlaces del metano no es suficiente para afectar de modo significativo las propiedades del compuesto.

Aunque el grado de desigualdad con que se comparten los electrones en los enlaces N–O del dióxido de nitrógeno es mayor que en los enlaces de C–H, el  $NO_2$  se sigue considerando un compuesto covalente no polar.

**Figura 4.14** Tres compuestos covalentes no polares. El disulfuro de carbono a) es un disolvente útil para las grasas y las ceras. El metano b) es el componente principal del gas natural. El dióxido de nitrógeno c) se utiliza para obtener ácido nítrico y también es un contaminante atmosférico. Todos estos compuestos tienen enlaces covalentes en los cuales los electrones se comparten casi por igual.

Todos estos compuestos tienen enlaces covalentes en los cuales los electrones se comparten casi por igual entre los átomos involucrados.



#### ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4.5



#### En parejas Portafolio de evidencias

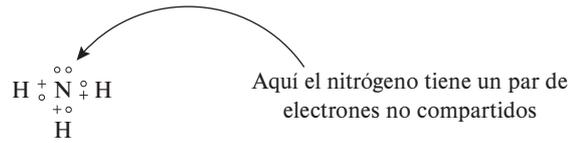
Resuelve los ejercicios de la actividad de aprendizaje que aparece en la sección en blanco y negro de tu libro (página XX). Compara tus respuestas con las de tus compañeros.

### Enlace de coordinación

Ya se mencionó que la formación de un enlace covalente entre dos átomos requiere que cada uno de ellos aporte un electrón y así formar el par necesario para la unión.

Existe otro tipo de enlace llamado *covalente coordinado*, en el cual los átomos que se combinan comparten electrones, pero ambos electrones, necesarios para formar el enlace, los proporciona solo uno de los átomos.

**Mecanismo de coordinación** En general, el átomo que proporciona los electrones tiene un par de electrones no compartido en su nivel de valencia.

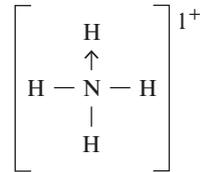
Amoniaco (NH<sub>3</sub>)

El átomo receptor es deficiente en electrones y carece de suficientes electrones de valencia para alcanzar una configuración electrónica estable (regla del octeto).

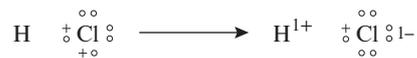
Una vez formado el enlace, no se distingue de cualquier otro enlace covalente; por ejemplo, un ion hidrógeno (H<sup>1+</sup>) puede formar un **enlace covalente coordinado** con una molécula de amoniaco, mediante el traslape de su orbital vacío con un orbital lleno del átomo de nitrógeno, que contiene el par de electrones no compartidos.



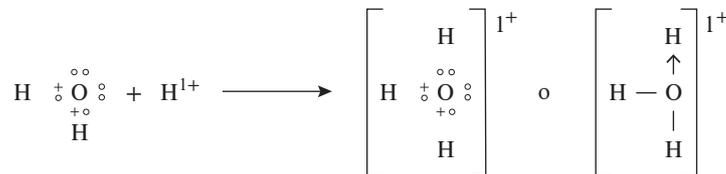
Una forma útil para indicar el enlace covalente coordinado consiste en emplear una pequeña flecha que va del átomo donador al receptor:



En el siguiente ejemplo, al disolver el gas cloruro de hidrógeno (HCl) en agua, el cloro se queda con los electrones del enlace covalente sencillo que formaba con el hidrógeno:



y el núcleo del hidrógeno (protón) se une con el oxígeno del agua en uno de los pares de electrones no compartidos, mediante un enlace covalente coordinado, y se forma el ion hidronio [H<sub>3</sub>O]<sup>1+</sup>.



Considera ahora los siguientes compuestos:



## INVESTIGA

Determina el o los enlaces de coordinación en los siguientes compuestos:

- Hipoclorito de potasio  
KClO
- Clorito de potasio  
KClO<sub>2</sub>
- Clorato de potasio  
KClO<sub>3</sub>
- Perclorato de potasio  
KClO<sub>4</sub>

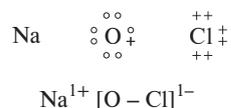
- Hipoclorito de sodio  
Clorito de sodio  
Clorato de sodio  
Perclorato de sodio

- NaClO  
NaClO<sub>2</sub>  
NaClO<sub>3</sub>  
NaClO<sub>4</sub>

Los elementos que se enlazan son:



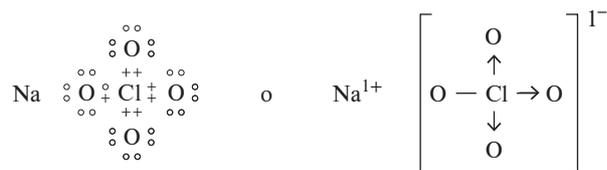
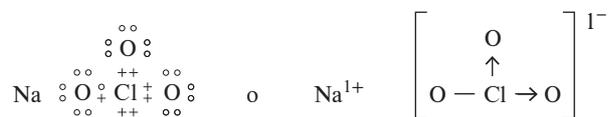
En el hipoclorito de sodio (NaClO), al redistribuirse los electrones hay un enlace iónico y uno covalente:



Este compuesto (NaClO) es estable, pero el átomo de cloro no ha saturado su capacidad de combinarse, ya que tiene tres pares de electrones no compartidos, y en condiciones especiales puede unirse con otro átomo de oxígeno, mediante un enlace covalente coordinado, y formarse el clorito de sodio (NaClO<sub>2</sub>), que también es estable.



Ahora bien, si se observa la estructura de Lewis anterior se aprecia que al cloro le quedan dos pares de electrones no compartidos, donde se pueden unir, mediante enlaces covalentes coordinados, uno o dos átomos de oxígeno, y formarse, respectivamente, el clorato de sodio (NaClO<sub>3</sub>) y el perclorato de sodio (NaClO<sub>4</sub>).



La posibilidad de que un átomo de un compuesto que tenga pares de electrones libres reaccione con otros átomos, no se circunscribe a los no metales; existen algunos elementos metálicos que efectúan este tipo de reacciones.

## Enlace metálico

Como su nombre lo indica, el **enlace metálico** es un enlace que ocurre entre los átomos de metales, y sus características son muy específicas. Consiste en un conjunto de cargas positivas que son los kernels de los átomos; es decir, el núcleo con sus niveles electrónicos internos, mientras que los electrones de valencia circulan libremente alrededor de los cationes. Es decir, átomos están unidos entre sí por una nube de electrones de valencia que rodea los kernels.

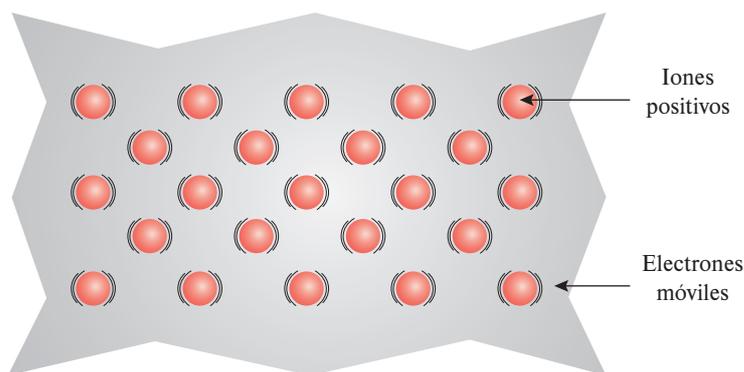
**Representación** Se puede representar un metal como un enrejado de iones positivos colocados en los nudos de una red cristalina, y sumergidos en un “mar” de electrones móviles. En el enlace metálico los electrones pueden moverse en todos los sentidos, lo



### PARA SABER MÁS

De todos los metales, la plata es el mejor conductor de electricidad. El cobre ocupa el segundo lugar. Como la plata es más rara y cara, el cobre es el metal empleado en los circuitos eléctricos.

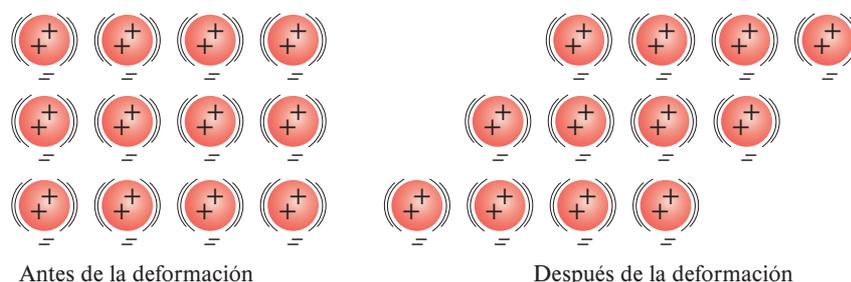
que distingue al enlace metálico del enlace covalente, ya que en este último los electrones están localizados en una posición definida entre dos átomos.



**Figura 4.15** Representación gráfica de una red cristalina de un metal.

**Propiedades asociadas al enlace metálico** Debido a la gran movilidad de los electrones de valencia, los metales son buenos conductores de la electricidad y el calor. La ductilidad y maleabilidad de los metales los explica esta movilidad electrónica.

Cada uno de los átomos de un metal del grupo 2 libera sus dos electrones de valencia en una fuente de electrones que comparten los demás átomos metálicos.



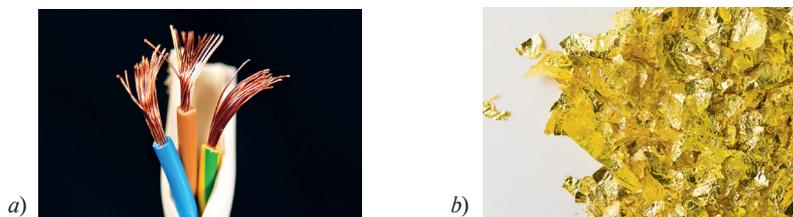
**Figura 4.16** Representación bidimensional de un cristal metálico. El movimiento de iones en un sólido metálico no produce cambios en la naturaleza de las fuerzas enlazantes. Este modelo explica la maleabilidad y la ductilidad de los metales.

Los enlaces de los metales no son rígidos. Cuando un metal se golpea con un martillo, los átomos se deslizan a través del mar de electrones y ocupan un nuevo sitio, pero mantienen sus conexiones con los demás átomos. Esta capacidad de reorganizarse explica por qué los metales se pueden estirar en alambres largos y finos.



### PARA SABER MÁS

Para conocer la teoría de bandas que explica las propiedades del enlace metálico, te recomendamos ver el video *El enlace metálico. Teoría de bandas*, en [https://www.youtube.com/watch?v=BcdyqMYled0&t=53s&ab\\_channel=BreakingVlad](https://www.youtube.com/watch?v=BcdyqMYled0&t=53s&ab_channel=BreakingVlad) (Consultado el 16 de octubre de 2020.)



**Figura 4.17** Maleabilidad, ductilidad y conductividad eléctrica de los metales. Estas propiedades reflejan el tipo de enlaces de los metales. a) El cobre es dúctil y buen conductor de electricidad; se utiliza sobre todo en los circuitos eléctricos. b) El oro es maleable: un artesano practica el antiguo arte de fabricar y utilizar hojas de oro; la hoja de oro es oro metálico que se aplana hasta obtener una laminilla muy delgada, de tan solo unos cientos de átomos de espesor.



## MANOS A LA OBRA

### El enlace de los compuestos

Los compuestos se clasifican de acuerdo con los tipos de enlaces que unen sus átomos. Los iones de los compuestos iónicos se unen mediante enlaces iónicos, mientras que en los compuestos moleculares los átomos se unen con enlaces covalentes.

A simple vista no es imposible determinar si el compuesto de una muestra es de tipo iónico o molecular porque ambos pueden tener la misma apariencia. Pero mediante pruebas sencillas se clasifican los compuestos según su tipo, ya que cada uno tiene propiedades particulares que comparten la mayoría de sus integrantes.

Los compuestos iónicos son duros, quebradizos y solubles en agua, tienen puntos de fusión altos y pueden conducir la electricidad cuando están disueltos en agua o fundidos.

Los compuestos moleculares pueden ser suaves, duros o flexibles; en general son menos solubles en agua, tienen puntos de fusión bajos y cuando están disueltos en agua no pueden conducir la electricidad.

Después de esta introducción sobre los compuestos iónicos y covalentes, realiza en el laboratorio de tu escuela la siguiente práctica. Con este experimento podrás identificar los compuestos iónicos y los moleculares, según sus propiedades.

#### Material

- Portaobjetos de vidrio
- Lápiz de cera o crayón
- Parrilla de calentamiento
- Espátula
- 4 vasos pequeños de precipitados (50 o 100 ml)
- Varilla de agitación
- Balanza
- Aparato para medir conductividad (voltímetro)
- Probeta graduada, pequeña
- Termómetro (con graduación mayor de 150 °C)

#### Sustancias

- 4 muestras de 1 a 2 g de algunas de las siguientes sustancias:  
sustituto de sal (KCl)  
parafina  
sal de mesa  
azúcar de mesa  
agua destilada

#### Procedimiento

1. Con un lápiz de cera o crayón traza varias líneas en un portaobjetos para dividirlo en cuatro partes. Rotula cada parte con las letras A, B, C y D.

2. Haz en tu cuaderno una tabla semejante a la que se muestra para que anotes datos y observaciones.
3. Con una espátula coloca una décima parte (0.1 a 0.2 g) de la primera sustancia en la parte A del portaobjetos.
4. Repite el paso 3 con las otras tres sustancias en las partes B, C y D. Asegúrate de limpiar la espátula luego de tomar cada muestra. Anota en tu tabla de datos qué sustancia persiste en cada parte del portaobjetos.
5. Coloca el portaobjetos en la parrilla de calentamiento. Regula el calor en la posición media y empieza a calentar.
6. Coloca un termómetro sobre el cubreobjetos de modo que apenas se apoye el bulbo. Cuida de no revolver los compuestos.
7. Continúa calentando hasta que se alcance la temperatura de 135 °C. Examina cada parte del portaobjetos y anota las sustancias que se hayan fundido. Apaga la parrilla de calentamiento.



8. Marca cuatro vasos con los nombres de tus cuatro sustancias.
9. Pesa cantidades iguales (1-2 g) de cada una de las cuatro sustancias y coloca las muestras en sus respectivos vasos de precipitados.
10. Añade a cada vaso 10 mL de agua destilada.
11. Agita cada sustancia con una varilla limpia. Anota en tu tabla si la muestra se disolvió completamente o no.
12. Con un voltímetro prueba en cada sustancia la presencia de electrolitos. Anota cuál de ellas actúa como conductor.

Sustancia	¿El compuesto se funde?	¿El compuesto se disuelve en agua?	¿La solución conduce electricidad?	Clasificación
A				
B				
C				
D				

**Resuelve**

1. ¿Qué les ocurre a las fuerzas de atracción que hay entre las moléculas cuando una sustancia se funde?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

2. ¿Todos los compuestos se funden a la misma temperatura?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

3. Completa tu tabla de datos clasificando cada sustancia de prueba como compuesto iónico o molecular. Bázate en tus observaciones.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

4. ¿Qué diferencias existen entre las propiedades de los compuestos iónicos y los moleculares?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

5. ¿Cómo son los puntos de fusión de los compuestos iónicos en comparación con los de los moleculares? ¿Qué factores influyen en el punto de fusión?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

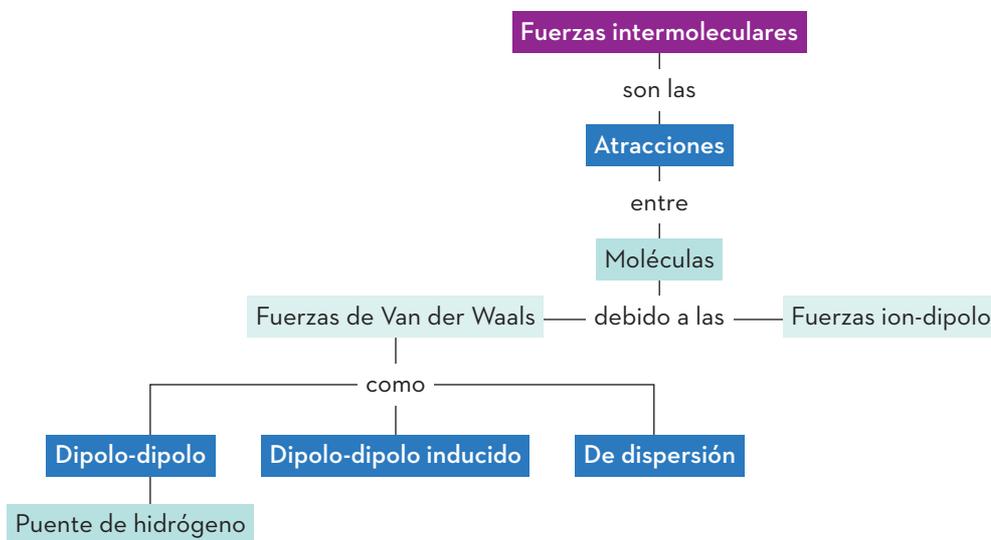
6. ¿Cómo puedes aprovechar las diferentes propiedades de la arena, la sal y el agua para separarlas cuando están mezcladas?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

## 4.2 Fuerzas intermoleculares

### Mapa conceptual 4.2



Las **fuerzas intermoleculares** son fuerzas de atracción entre moléculas, y son las responsables de las propiedades de la materia, por ejemplo: el punto de fusión y el punto de ebullición, mientras que las **fuerzas intramoleculares** mantienen juntos los átomos de una molécula o un cristal iónico (recuerda el enlace químico). Las fuerzas intermoleculares son más débiles que las fuerzas intramoleculares.

### Fuerzas de Van der Waals

Las **fuerzas de Van der Waals**, llamadas también interacciones de Van der Waals, son débiles atracciones de carácter electrostático entre las moléculas, diferentes de aquellas debidas al enlace covalente o al enlace iónico.

Estas fuerzas pueden clasificarse en:

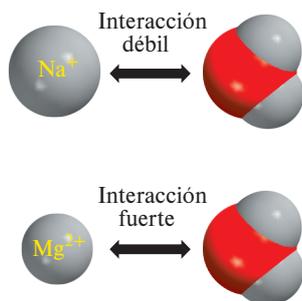
- Dipolo permanente o interacción dipolo-dipolo (dentro de ellos se considera el puente de hidrógeno).
- Dipolo permanente-dipolo inducido o dipolo-dipolo inducido.
- Dispersión, o de London.

Las fuerzas **ion-dipolo** no se consideran como fuerzas de Van der Waals. Las fuerzas ion-dipolo son las atracciones entre un ion (catión o anión) y una molécula polar.

Su intensidad depende de la carga y el tamaño del ion, así como de la magnitud del momento dipolo y del tamaño de la molécula.



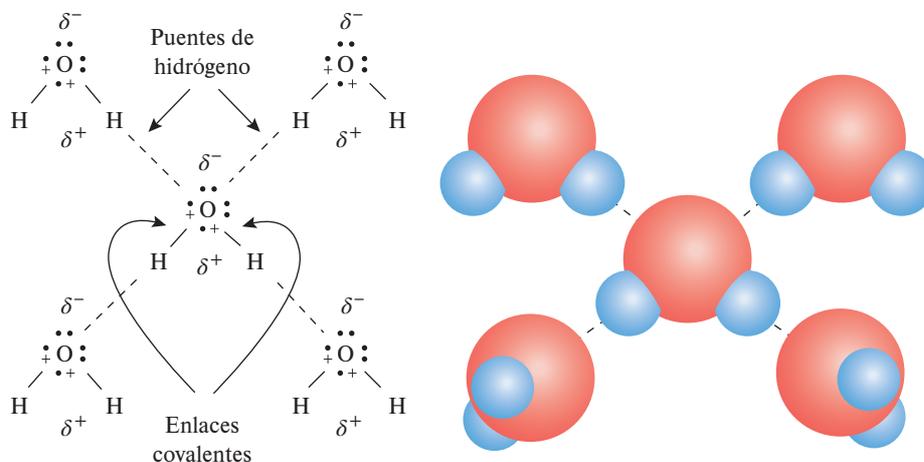
**Figura 4.18** Dos tipos de interacción ion-dipolo. El catión ( $\text{Na}^+$ ) interactúa con el polo negativo de la molécula dipolar. El anión ( $\text{I}^-$ ) interactúa con el polo positivo de la molécula dipolar.



**Figura 4.19** Interacciones ion-molécula dipolar. Interacción de una molécula de agua con un ion  $\text{Na}^+$  y un ion  $\text{Mg}^{2+}$ .

Las fuerzas **dipolo-dipolo** consisten en la atracción electrostática entre el polo positivo de una molécula y el negativo de otra. El puente de hidrógeno es un tipo especial de esta fuerza.

Ciertos compuestos contienen en sus moléculas átomos de hidrógeno, como el agua y el amoníaco. En estos casos, el hidrógeno es atraído por dos átomos de elementos electronegativos; con uno de ellos está unido mediante un enlace covalente normal, y con el otro, por una unión especial llamada **puente de hidrógeno**.



**Figura 4.20** Puentes de hidrógeno y los enlaces covalentes del agua.



## PARA SABER MÁS

Debido a que las moléculas de agua están unidas por puentes de hidrógeno, el agua alcanza su máxima densidad a los 4 °C y se congela a los 0 °C. Esto permite que el hielo flote en el agua líquida, ya que su densidad es menor porque a temperaturas menores a 4 °C el agua aumenta de volumen hasta convertirse en hielo.

El puente de hidrógeno es de naturaleza electrostática, y su fuerza es mucho menor que la del covalente, pero mayor que una atracción dipolo-dipolo.

Los dos átomos unidos por un puente de hidrógeno deben ser muy electronegativos y de volumen pequeño.

**Propiedades asociadas al puente de hidrógeno** Cuando existen puentes de hidrógeno entre las moléculas de una sustancia, esta será más fácilmente condensable de lo que podría esperarse por el tamaño y masa de sus moléculas.

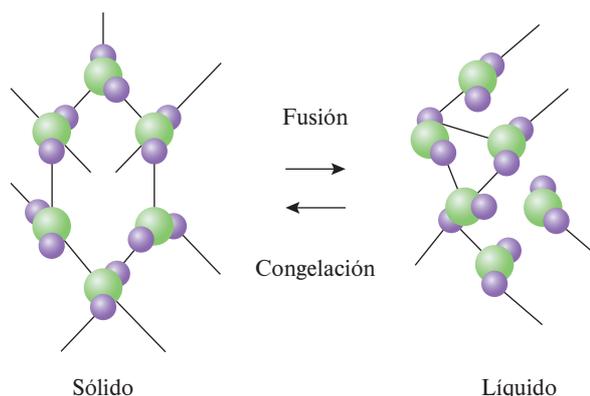
Un ejemplo interesante es el agua, compuesto líquido que, a temperatura ambiente por su fórmula sencilla,  $\text{H}_2\text{O}$ , debería ser un gas difícilmente licuable si se compara con los hidruros de azufre ( $\text{H}_2\text{S}$ ), selenio ( $\text{H}_2\text{Se}$ ) y telurio ( $\text{H}_2\text{Te}$ ), elementos del mismo grupo (6A) del oxígeno. Observa la siguiente tabla.

Compuesto	Punto de ebullición (°C)	Punto de fusión (°C)
$\text{H}_2\text{O}$	100	0
$\text{H}_2\text{S}$	-61.8	-82.9
$\text{H}_2\text{Se}$	-42	-64
$\text{H}_2\text{Te}$	-4	-51

Otro comportamiento anormal del agua es el volumen que ocupa en estado líquido y en estado sólido (hielo). Este volumen es mayor en estado sólido que en estado líquido, cuando debería ser lo contrario.

Este comportamiento sucede porque las moléculas de agua están unidas mediante puentes de hidrógeno. En estado líquido, las moléculas se mueven libremente, y en estado sólido se elimina el movimiento molecular libre. En el hielo hay mucho espacio entre las moléculas debido a la rigidez de los puentes de hidrógeno.

Esto explica también que la máxima densidad del agua sea a 4 °C, pues cuando el hielo se funde, algunos de los puentes de hidrógeno se rompen y las moléculas de agua se acercan, adquiriendo esta mayor densidad. De 0 °C a 4 °C, el volumen continúa disminuyendo a medida que se rompen más puentes de hidrógeno.

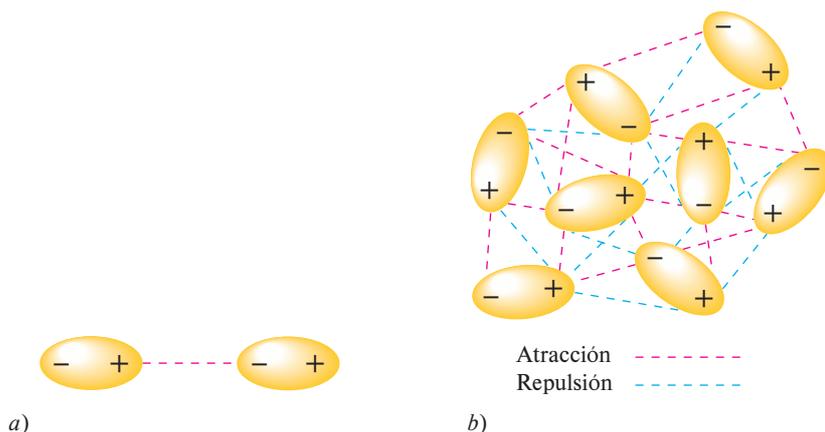


**Figura 4.21** Comportamiento de las moléculas del agua en sus cambios de estado (líquido-sólido).



## INVESTIGA

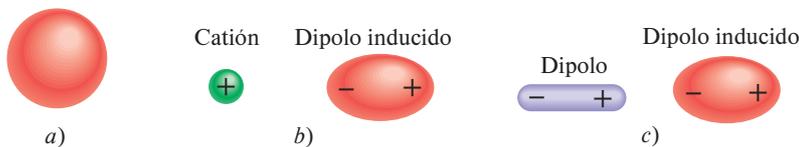
¿Qué es punto de fusión y punto de ebullición? Proporciona un ejemplo de cada uno.



**Figura 4.22** Interacción entre moléculas. a) Interacción entre dos moléculas polares. b) Interacción de varios dipolos en un líquido.

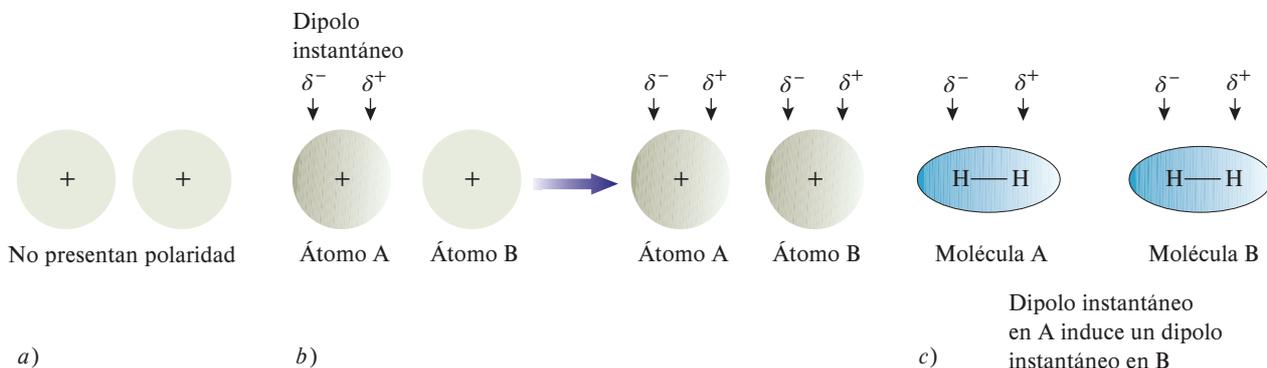
Las fuerzas **dipolo-dipolo inducido** ocurren entre una molécula polar (dipolo) y una molécula no polar, porque su distribución electrónica se distorsiona (dipolo inducido) debido a la proximidad de la molécula polar.

La facilidad para distorsionar la distribución electrónica de una molécula se llama *polarizabilidad*.



**Figura 4.23** Distorsión causada por la aproximación de un dipolo.

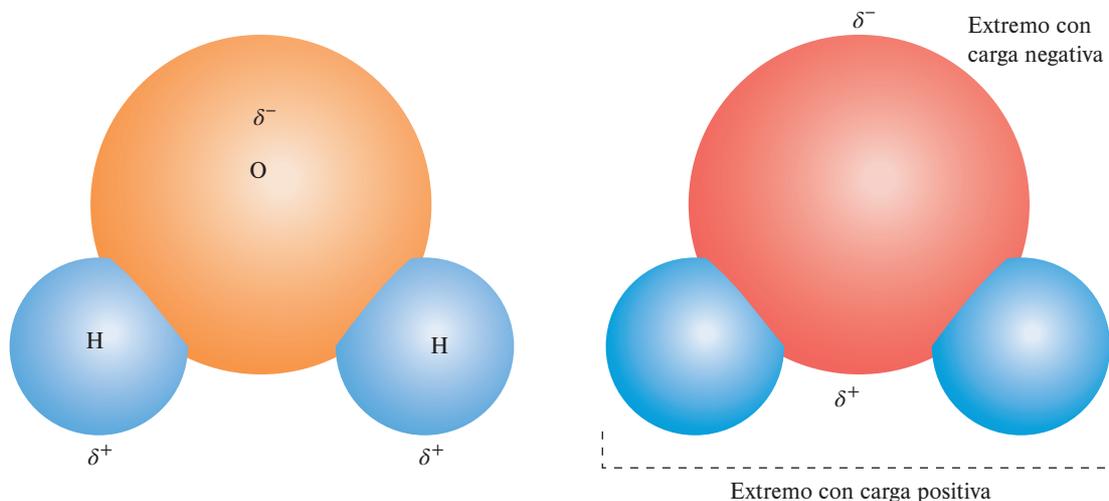
Las **fuerzas de dispersión**, o fuerzas de London, se producen entre los átomos de gases nobles y moléculas no polares; aunque se supone que los electrones se encuentran distribuidos uniformemente, su movimiento puede generar un dipolo instantáneo que, a su vez, induce un dipolo similar en partículas vecinas.



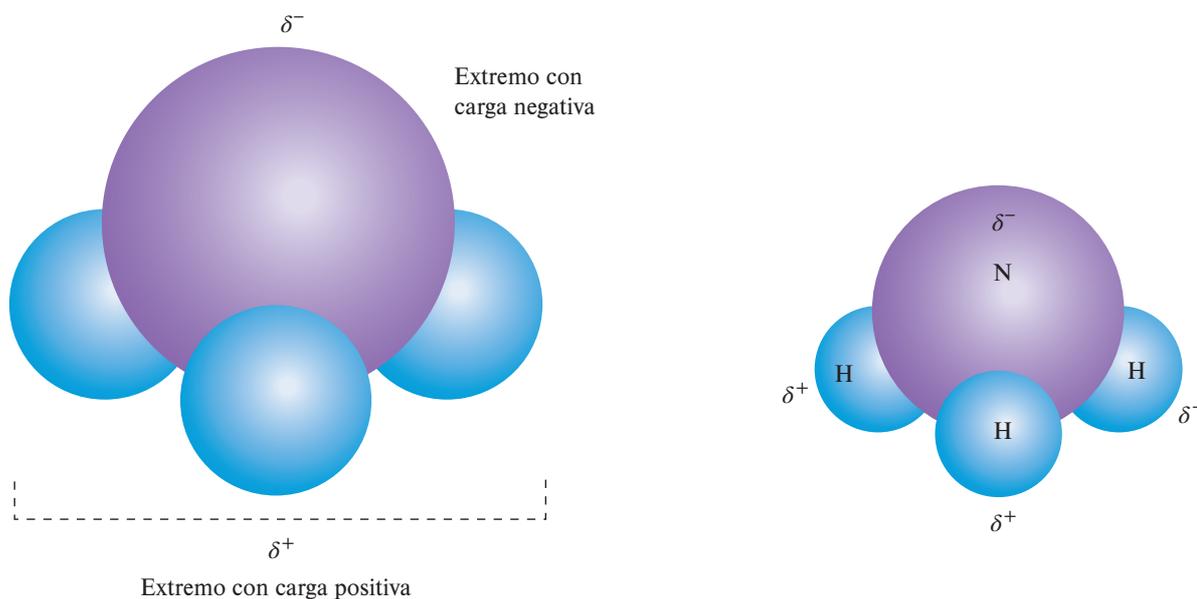
**Figura 4.24** Fuerzas de dispersión. a) Representación de dos átomos con su probabilidad electrónica. Estos átomos carecen de polaridad. b) El átomo de la izquierda desarrolla un dipolo instantáneo cuando se deforma la nube electrónica hacia el lado izquierdo. c) Las moléculas no polares también interactúan para desarrollar dipolos instantáneos.

## Puente de hidrógeno

Las moléculas de agua y de amoníaco ejemplifican cómo algunos enlaces polares, ordenados geoméricamente, de cierta manera, pueden generar una molécula polar. La molécula polar tiene un polo positivo y otro negativo, y por eso también se llama *dipolo*.



**Figura 4.25** Molécula polar del agua. Los enlaces O—H de una molécula de agua son polares. Debido a la forma angular del agua, el extremo del hidrógeno de la molécula tiene una carga positiva, mientras que el extremo del oxígeno tiene una carga negativa. La flecha indica la dirección en la que se atraen los electrones.



**Figura 4.26** Molécula polar del amoníaco. Igual que el agua, una molécula de amoníaco tiene dos polos distintos. Debido a los enlaces polares y al arreglo geométrico de la molécula, el extremo del hidrógeno tiene una carga neta positiva, y el extremo del nitrógeno, una carga neta negativa.



## LECTURA

## Nuevos materiales

La ciencia de materiales es una combinación interdisciplinaria de física, química e ingeniería. En esta ciencia la química es la base pues estudia la materia y sus cambios.

*Cristales de silicio de gran pureza.* Se emplean en la industria de los semiconductores para producir transistores modernos, circuitos integrados y los chips de computadora.

*Siliconas.* Son compuestos orgánicos que contienen silicio y, debido a sus propiedades lubricantes, se usan para reemplazar partes del cuerpo como las articulaciones de caderas y rodillas.

*Fibras ópticas.* Son cables de dióxido de silicio ( $\text{SiO}_2$ ) de gran pureza, con los que se logra rapidez en la comunicación, así como la transmisión de más información.

*Cristal líquido.* Se usa en las pantallas de relojes digitales, calculadoras, televisores en miniatura, computadoras de escritorio y portátiles.

*Aleaciones de berilio.* Debido a su ligereza, rigidez y poca dilatación se usan en la fabricación de piezas para aviones supersónicos.

*Aleaciones de niobio y estaño.* Se utilizan como superconductores a temperaturas extremadamente bajas.

*Aleaciones de tantalio, niobio, tungsteno, cobalto y níquel.* Se utilizan en vehículos espaciales, ya que son resistentes al calor que se produce por fricción al entrar en la atmósfera.

*Compuesto de litio, bario, cobre y oxígeno.* Se emplea en trenes de alta velocidad debido a que no presenta resistencia al paso de la corriente eléctrica.

*Fullerenos.* Se usan como catalizadores en diferentes procesos de producción, en la fabricación de superconductores, para purificación del agua, elaboración de cristales líquidos, etcétera.

*Nitinol.* Tiene muchas aplicaciones médicas; por ejemplo, para unir los tendones y ligamentos con los huesos, para elaborar “canastas” que filtran coágulos sanguíneos; también para hacer armazones para anteojos, y en la elaboración de “frenos” en la ortodoncia.

Aunque los últimos avances de la ciencia de materiales se han centrado en las propiedades eléctricas, las propiedades mecánicas aún tienen gran importancia. En la industria aeronáutica, por ejemplo, los científicos han desarrollado, y los ingenieros han probado, materiales compuestos no metálicos, más ligeros, resistentes y fáciles de fabricar que las aleaciones de aluminio y los demás metales empleados en la actualidad para los fuselajes de los aviones.

Por ejemplo, con el estudio de nuevos materiales fue posible la invención del tren de levitación magnética o tren maglev, un vehículo de alta velocidad que levita sobre un carril denominado carril guía y es impulsado por campos magnéticos.



**Figura 4.27** Trenes de levitación magnética. En ciudades europeas, la tecnología de trenes de levitación magnética se utiliza para recorridos urbanos a velocidades medias (menos de 100 km/h).



## PALABRAS CLAVE

anión 115	enlace covalente coordinado 128	estado de oxidación 115
cación 115	enlace covalente no polar 126	fuerzas de Van der Waals 132
dipolo 132	enlace covalente polar 125	ion 114
dipolo inducido 135	enlace iónico 115	polarizabilidad 135
electrolito 118	enlace metálico 129	punto de hidrógeno 133
enlace covalente 120	enlace químico 113	regla del octeto 113



## LO QUE APRENDÍ

Escribe en cada enunciado si lo que se presenta se refiere a:

Enlace iónico  
 Enlace no polar  
 Enlace covalente polar  
 Enlace covalente coordinado  
 Metálico  
 Puente de hidrógeno

1. El volumen del agua es mayor en estado sólido que en estado líquido, lo cual hace que el hielo flote.

---

2. Los átomos comparten electrones, pero el par electrónico lo proporciona uno de ellos.

---

3. En el cloruro de hidrógeno (HCl) el cloro atrae con más intensidad a los electrones de enlace.

---

4. Los electrones se distribuyen por igual entre los átomos que forman una molécula.

---

5. Se forman cuando hay pérdida o ganancia de electrones entre los átomos. \_\_\_\_\_

6. Es la causa de que algunos elementos sean dúctiles y maleables. \_\_\_\_\_

Contesta lo siguiente:

7. ¿A qué se llama enlace?

---



---

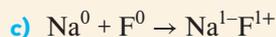
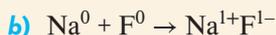
8. ¿Por qué los aniones tienen mayor volumen que los átomos neutros?

---



---

9. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones presenta mejor la combinación de sodio (Na) con el flúor (F)?



10. Escribe una ecuación iónica que muestre un átomo de magnesio convirtiéndose en ion.

---



---

11. ¿Cuándo se forma un enlace doble? Escribe un ejemplo.

---



---

12. ¿Por qué es imposible la siguiente reacción?




---



---

13. ¿Cómo se forma un dipolo inducido?

---



---

Consulta la tabla de electronegatividades para que resuelvas los siguientes ejercicios.

14. Encierra con una línea continua las sustancias que en estado líquido conducen la corriente eléctrica:

NaCl	CO <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> S
HCl	CaO	Cu <sub>2</sub> S	CH <sub>4</sub>
Cu <sub>2</sub> O	AlCl <sub>3</sub>		

15. Indica la diferencia de electronegatividad y escribe si el tipo de enlace que forma es covalente no polar, covalente polar o iónico.

		$\Delta EN$	Enlace
a)	C H	_____	_____
b)	Li Br	_____	_____
c)	S O	_____	_____
d)	C O	_____	_____
e)	Fe O	_____	_____
f)	K Cl	_____	_____
g)	Mg O	_____	_____
h)	H O	_____	_____

16. Escribe los estados de oxidación de los átomos que se piden de acuerdo con las fórmulas que se indican.

	Fórmula		Estado de oxidación
a)	CaI <sub>2</sub>	_____	I _____
b)	NaH	_____	H _____
c)	H <sub>3</sub> N	_____	H _____
d)	Li <sub>2</sub> O	_____	Li _____
e)	AlCl <sub>3</sub>	_____	Al _____
f)	KCl	_____	K _____
g)	O <sub>2</sub>	_____	O _____

17. Indica si los siguientes enlaces son iónicos, covalentes polares o covalentes puros.

- a) CaFe \_\_\_\_\_
- b) H<sub>2</sub>O \_\_\_\_\_
- c) CO<sub>2</sub> \_\_\_\_\_

