

# 7 Los sólidos y los líquidos

- 7.1 Comparación entre las propiedades de sólidos, líquidos y gases
- 7.2 Fuerzas entre moléculas y iones
- 7.3 Estructuras de los cristales
- 7.4 Sólidos iónicos
- 7.5 Sólidos metálicos
- 7.6 Sólidos covalentes y sólidos moleculares
- 7.7 Comparación entre las propiedades de los distintos tipos de sólidos
- 7.8 Propiedades de los líquidos

## 7.1 Comparación entre las propiedades de sólidos, líquidos y gases

	<i>Fuerzas</i>	<i>Orden</i>	<i>Distancias</i>	<i>Propiedades</i>
<i>Gas</i>	Despreciables frente a la agitación térmica	Continuo movimiento al azar	Largas, desiguales	Volúmenes variables, fluidos, bajas densidades, se difunden con rapidez
<i>Líquido</i>	Intermedias	Semiorden	Cortas, desiguales	Volúmenes fijos, fluidos, altas densidades, se difunden a través de otros líquidos
<i>Sólido</i>	Grandes frente a la agitación térmica	Elevado orden	Cortas, iguales	Volúmenes fijos, no fluidos, altas densidades, se difunden muy lentamente a través de otros sólidos

## 7.2 Fuerzas entre moléculas y iones

Las moléculas pueden atraerse entre sí mediante fuerzas relativamente débiles que se conocen con el nombre genérico de fuerzas de Van der Waals. A continuación se citan los tipos más importantes. Se incluye también la fuerza ion–dipolo, que es una fuerza de atracción entre un ion y una molécula.

**Fuerzas dipolo–dipolo.** Las fuerzas dipolo–dipolo son atracciones entre los dipolos eléctricos de moléculas polares.

**Fuerzas dipolo–dipolo inducido.** Las fuerzas dipolo–dipolo inducido se dan entre una molécula polar y otra no polar. La molécula polar induce un dipolo en la no polar.

**Fuerzas de dispersión o de London.** Son atracciones que se dan entre cualquier tipo de moléculas debido a los dipolos instantáneos que se forman producidos por las fluctuaciones en la densidad electrónica que rodea a los átomos. Las fuerzas de London dependen de la forma de la molécula. Para moléculas de forma semejante, crecen con la masa molecular y con la polarizabilidad ya que esos dos factores facilitan la fluctuación de los electrones (tabla 7.1).

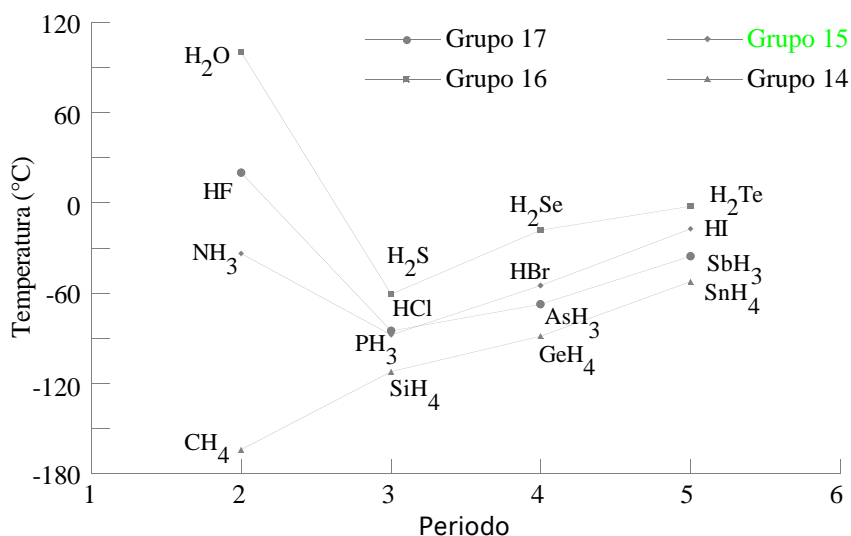
Tabla 7.1. Puntos de fusión y ebullición de gases no polares.

Sustancia	He	Ne	Ar	Kr	Xe	F <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>
Pto. fusión (°C)	-270	-249	-189	-157	-112	-220	-101	-7	114
Pto. ebullición (°C)	-269	-246	-186	-153	-108	-188	-34	59	184

**Fuerzas ion–dipolo.** En una fuerza ion–dipolo, un catión atrae la carga parcial negativa de un dipolo eléctrico o un anión atrae la carga parcial positiva del dipolo. Esta fuerza es la responsable de la hidratación de los iones en agua. La hidratación del catión persiste muchas veces en el sólido (p.ej. Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·10 H<sub>2</sub>O). Un catión se hidrata más fuertemente cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga.

**El enlace de hidrógeno.** Es una interacción primordialmente de tipo dipolo–dipolo especialmente fuerte, que se da entre un átomo de hidrógeno con carga parcial positiva y un átomo electronegativo pequeño (normalmente N, O ó F). La presencia de enlace de hidrogeno en el H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub> y HF, justifica las anorma-

lidades encontradas en sus puntos de fusión (figura 7.1). Es también el responsable de la alta capacidad calorífica molar del agua líquida, así como de sus elevados calores de vaporización y de fusión.



**Figura 7.1.** Temperaturas de ebullición de algunos compuestos simples de hidrógeno. Las líneas conectan moléculas que contienen átomos del mismo periodo. Obsérvese el efecto del enlace de hidrógeno en los puntos de ebullición del agua, fluoruro de hidrógeno y amoníaco.

**Energía de las interacciones interiónicas e intermoleculares.** La tabla 7.2 ordena los tipos de interacciones por su fortaleza. La energía de las interacciones dipolo–dipolo y de London disminuye muy rápidamente con la distancia. En la tabla 7.3 se desglosa la contribución aproximada de cada tipo de fuerza a la energía total de interacción intermolecular para algunas sustancias. La contribución de las fuerzas de London puede ser mayor que la de las fuerzas dipolo–dipolo incluso en moléculas polares.

**Tabla 7.2. Energía de las interacciones interiónicas e intermoleculares**

Tipo de interacción	Principales factores responsables de la energía de interacción	Energía Típica* en kJ/mol	Dependencia de la energía con la distancia
Ion–ion	Carga de los iones	250	1/d
Enlace de hidrógeno	(tipo especial de interacción dipolo–dipolo)	20	
Ion–dipolo	Carga del ion; momento dipolar	15	1/d <sup>2</sup>
Dipolo–dipolo	Momentos dipolares	2 a 0,3	1/d <sup>3</sup> a 1/d <sup>6</sup>
Dispersión o London	Polarizabilidades	2	1/d <sup>6</sup>
Dipolo–dipolo inducido	Momento dipolar; polarizabilidad	0,05	

\* A una distancia de 5,00 Å

**Tabla 7.3. Contribuciones aproximadas a la energía total de interacción entre moléculas en kJ/mol.**

Molécula	Momento dipolar permanente (D)	Energía permanente dipolo–dipolo	Energía de London	Energía total	Entalpía molar de vaporización (kJ/mol)
Ar	0	0	8,5	8,5	6,7
CO	0,1	0	8,7	8,7	8,0
HCl	1,03	3,3	17,8	21	16,2
NH <sub>3</sub>	1,5	13*	16,3	29	27,4
H <sub>2</sub> O	1,8	36*	10,9	47	40,7

\* Enlace de hidrógeno

### 7.3 Estructuras de los cristales

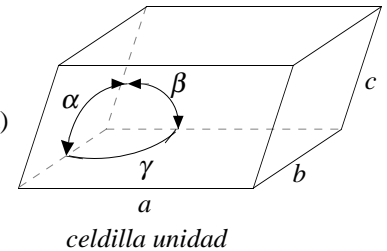
**Sólidos cristalinos y sólidos amorfos.** La mayor parte de sólidos se componen de ordenamientos de partículas que vibran en torno a posiciones fijas en sus estructuras. Estos sólidos se denominan *sólidos cristalinos*. Algunos sólidos, denominados *amorfos*, no tienen estructuras ordenadas y bien definidas. Los *vidrios* se consideran sólidos amorfos o *líquidos superenfriados*, ya que fluyen aunque con suma lentitud.

Los sólidos cristalinos se fragmentan a lo largo de los planos de la red cristalina, por lo que los fragmentos mantienen similares ángulos interfaciales y características estructurales. Los sólidos amorfos se rompen de forma irregular dando bordes dispares y ángulos irregulares. Los sólidos cristalinos tienen puntos de fusión bien definidos, mientras que los amorfos pueden fundir a temperaturas diferentes en las diversas porciones de la muestra, al irse venciendo las diferentes fuerzas intermoleculares.

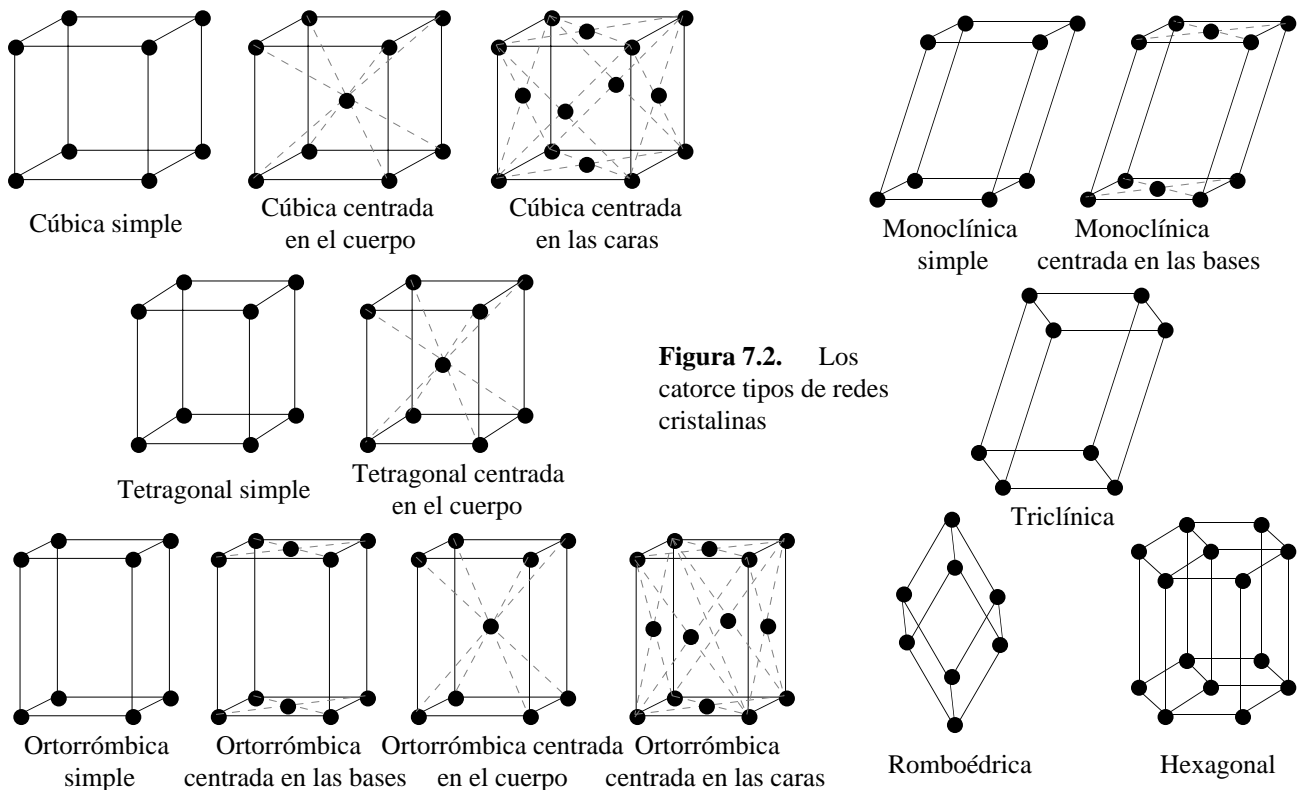
**Sistemas cristalinos.** La unidad de volumen más pequeña de un cristal que reproduce por repetición la red cristalina, se llama *celdilla unidad*. Se puede demostrar que para que una celdilla unidad por repetición pueda reproducir la red cristalina, debe pertenecer a uno de los 7 sistemas cristalinos de la tabla 7.4.

**Tabla 7.4. Dimensiones de las celdillas unidad para los siete sistemas cristalinos**

Sistema	Longitudes	Ángulos	Ejemplo
Cúbico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	NaCl (sal de roca)
Tetragonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	TiO <sub>2</sub> (rutilo)
Ortorrómico	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	MgSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O (epsomita)
Monoclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \gamma = 90^\circ; \beta \neq 90^\circ$	CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O (yeso)
Triclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Hexagonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = 90^\circ; \gamma = 120^\circ$	SiO <sub>2</sub> (sílice)
Romboédrico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$	CaCO <sub>3</sub> (calcita)



Puntos equivalentes a los vértices también pueden aparecer en otras posiciones de la celdillas unidad, produciendo 14 tipos de redes cristalinas (figura 7.2).



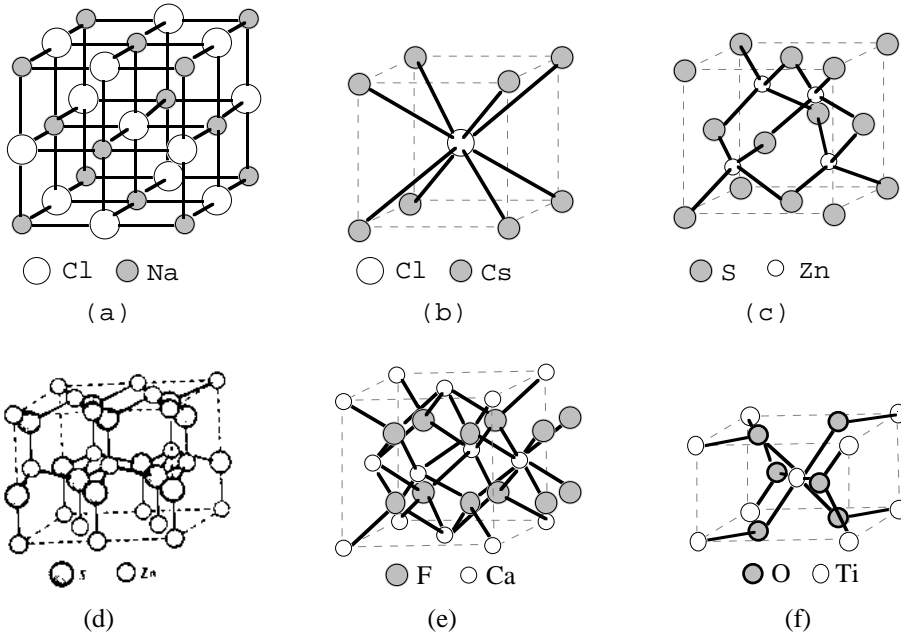
**Isomorfismo y polimorfismo.** Dos sustancias que cristalizan en el mismo tipo de red cristalina se dice que son *isomorfas*. Una sustancia presenta *polimorfismo* cuando puede cristalizar en más de un tipo de ordenamiento.

## 7.4 Sólidos iónicos

Los sólidos iónicos están formados por disposiciones infinitas de iones positivos y negativos, que se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas (enlace iónico). Cada ion tiende a rodearse del máximo número de iones del signo contrario (máxima compactación), dando estructuras en las que el número de cationes y aniones debe ser el adecuado para mantener la neutralidad eléctrica. En la tabla 7.5 se da la relación de radios (calculada geoméricamente) en la que cada estructura alcanza la máxima compactación. El *número de coordinación* de un ion en un sólido iónico es el número de iones de carga opuesta que tiene más próximos.

**Tabla 7.5. Tipos de estructura y relación  $r_+/r_-$  óptima para cada una de ellas**

Tipo de estructura	Número de Coordinación	$r_+/r_-$ óptimo	Figura
Blenda de cinc (ZnS)	4:4	0,22–0,41	7.3.(c)
Wurtzita (ZnS)	4:4	0,22–0,41	7.3.(d)
Cloruro de sodio (NaCl)	6:6	0,41–0,73	7.3.(a)
Cloruro de cesio (CsCl)	8:8	0,73–1,00	7.3.(b)
Rutilo (TiO <sub>2</sub> )	6:3	0,41–0,73	7.3.(f)
Fluorita (CaF <sub>2</sub> )	8:4	0,73–1,00	7.3.(e)



**Figura 7.3.**

Algunos tipos de estructura comunes en sólidos iónicos.  
 (a) Cloruro de sodio.  
 (b) Cloruro de cesio.  
 (c) Blenda de cinc.  
 (d) Wurtzita.  
 (e) Fluorita.  
 (f) Rutilo.

**Conductividad iónica.** En la *conductividad iónica*, la carga es transportada por iones. Como los iones no pueden viajar fácilmente a través del sólido, la conductividad iónica sólo se da en sales fundidas o en disolución. Las disoluciones que presentan conductividad iónica se llaman *electrolíticas*, y los compuestos que las producen, *electrólitos*.

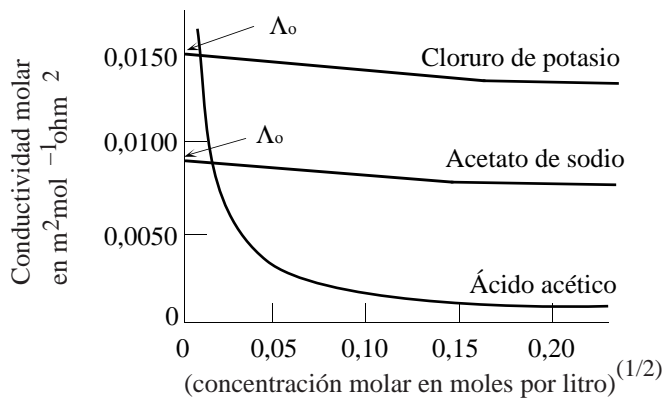
Para los conductores iónicos se cumple la ley de Ohm:  $I = \Delta V/R$ , donde  $I$  es la intensidad de la corriente,  $\Delta V$  es la diferencia de potencial y  $R$  es la *resistencia*. Además, como para otros conductores, se cumple que la resistencia es proporcional a la longitud  $l$  del conductor e inversamente proporcional a su sección  $S$ , llamándose *resistencia específica*  $\rho$  a la constante de proporcionalidad,  $R = \rho l/S$ . A menudo se prefiere hablar de *conductividad específica*  $\kappa$ , que es la inversa de la resistencia específica,  $\kappa = 1/\rho$ .

Tanto la resistencia específica como la conductividad específica dependen del material. En el caso de una disolución iónica, dependen del soluto y disolvente, así como de la concentración. La *conductividad molar*  $\Lambda$  se define como la conductividad específica por unidad de concentración molar,  $\Lambda = \kappa/c$ . La conductividad molar está relacionada con la conductividad de 1 mol de sustancia, por lo que debería ser constante. Sin embargo, esto no es así, tal como puede observarse en la figura 7.5. La conductividad molar tiende a un valor máximo cuando la concentración tiende a cero. El valor extrapolado de la conductividad molar a dilución infinita se llama *conductividad molar a dilución infinita o límite*  $\Lambda_0$ .

En un *electrólito débil* (que no está totalmente dissociado), como el ácido acético, el descenso de la conductividad molar con la concentración se debe a la disminución del porcentaje de partículas iónicas dissociadas, que son las que conducen la electricidad:  $\Lambda = \alpha\Lambda_0$ , donde  $\alpha$  es el *grado de disociación* ó tanto por uno de disociación.

En un *electrólitos fuerte* (que está totalmente dissociado), como el cloruro de potasio, el descenso de la conductividad molar con la concentración se debe a la pérdida de movilidad que sufren los iones al

aumentar la concentración:  $\Lambda = \gamma\Lambda_0$ , donde  $\gamma$  es un factor (1) que representa la pérdida de actividad o movilidad por atracción entre iones de carga contraria.

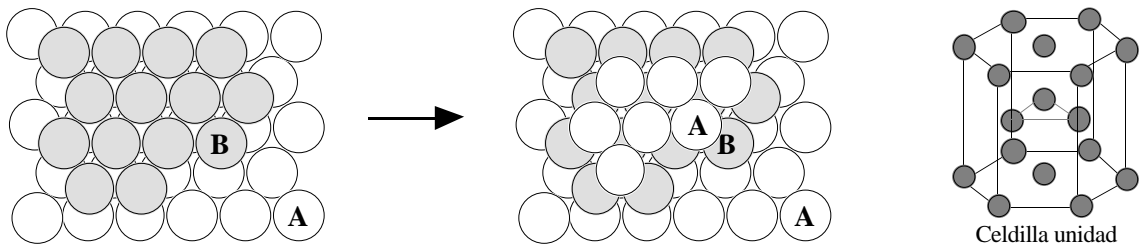


**Figura 7.4.** Gráfica de la conductividad molar frente a la molaridad (raíz cuadrada) para cloruro de potasio, acetato de sodio (electrolitos fuertes) y ácido acético (electrolito débil). Obsérvese que la conductividad molar desciende al aumentar la concentración, aunque más acentuadamente para un electrolito débil. El valor de la conductividad molar a dilución infinita  $\Lambda_0$  se obtiene extrapolando las gráficas hasta concentración cerc

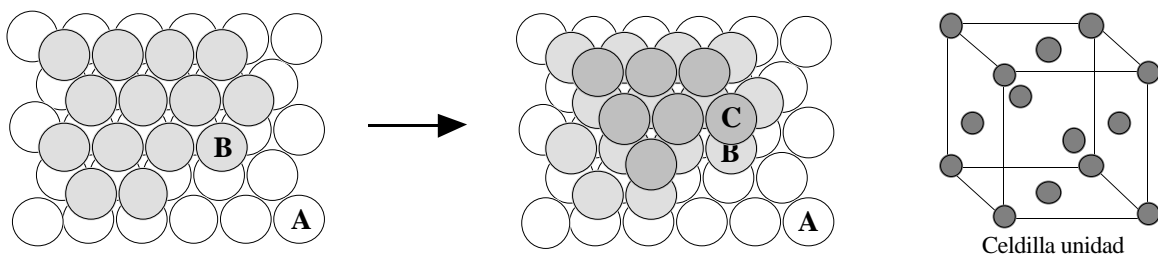
## 7.5 Sólidos metálicos

**Estructura.** En un sólido metálico tenemos átomos metálicos unidos por enlace metálico. Una estructura encontrada a menudo en los metales es el llamado “empaquetamiento compacto” que es aquél en el que los átomos ocupan el volumen total más pequeño, dejando el mínimo espacio vacío. Hay dos maneras principales de apilar de forma compacta esferas de igual tamaño.

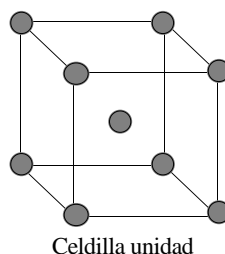
**Empaquetamiento hexagonal compacto.** Los átomos se disponen en capas. La segunda capa (B) se dispone sobre los huecos de la primera capa (A). La tercera capa se coloca sobre los huecos de la segunda de forma que coincida sobre la primera. Ejemplos son el magnesio y el cinc.



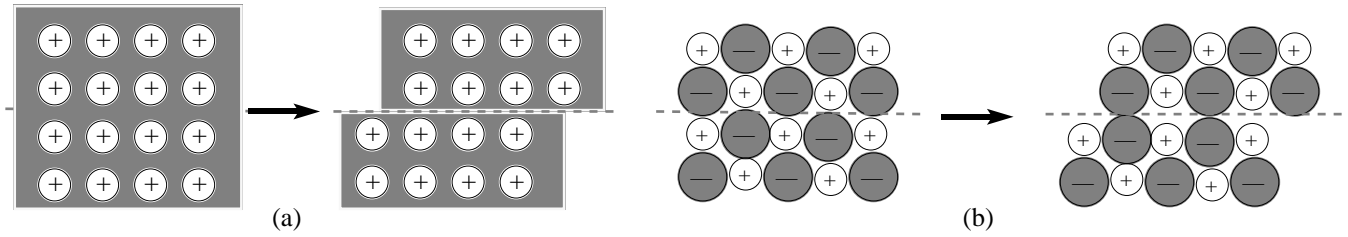
**Empaquetamiento cúbico compacto.** La tercera capa (C) se dispone sobre los huecos de la segunda que coinciden con huecos de la primera. La cuarta capa coincide con la primera. La estructura resultante está formada por cubos centrados en la cara. Ejemplos son el aluminio, cobre, plata y oro.



En ambas estructuras, el *número de coordinación* (número de átomos vecinos más próximos que tiene cada átomo en el metal) es de 12. Una tercera estructura que presentan algunos metales como hierro, sodio o potasio y que no es compacta, es el *empaquetamiento cúbico centrado en el cuerpo*. El *número de coordinación* es 8.

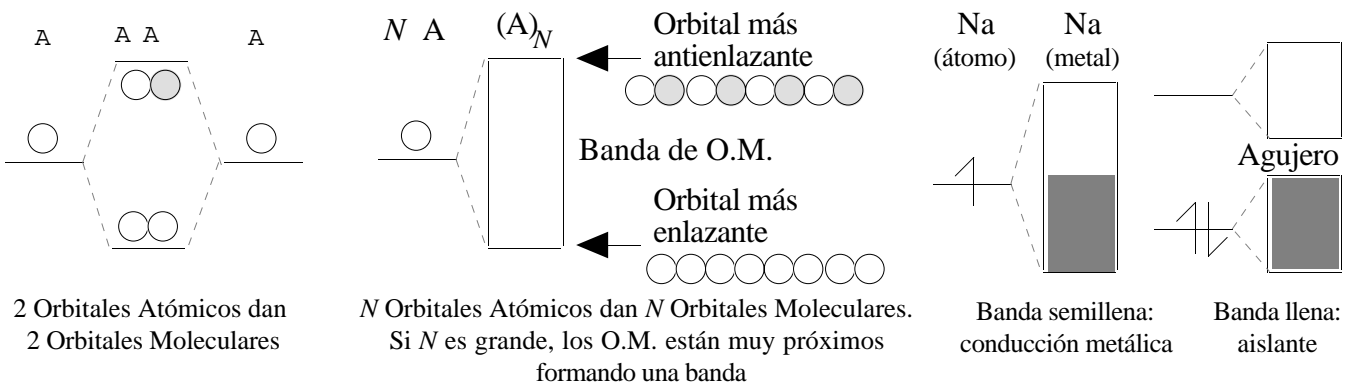


**Propiedades.** Un modelo simple para un metal es el del “mar de electrones”: los electrones de valencia forman un mar de cargas negativas que mantiene firmemente unidos a los átomos. El “mar de electrones” puede desplazarse por lo que los metales son conductores. Además, los metales son maleables (se pueden trabajar bien en hojas) y dúctiles (se pueden convertir en alambres delgados) (figura 7.5).



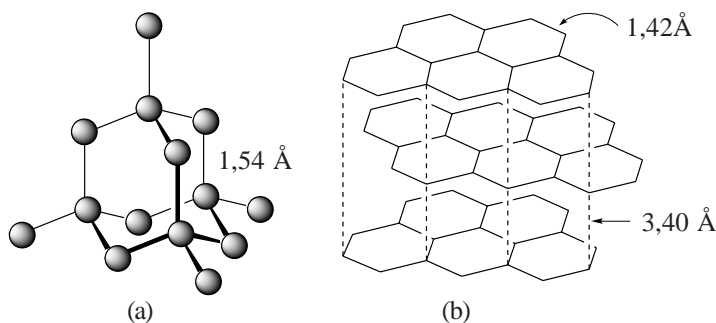
**Figura 7.5.** (a) El desplazamiento del cristal metálico según un plano no produce grandes fuerzas de repulsión. (b) El desplazamiento de un cristal iónico según un plano produce intensas fuerzas de repulsión y distorsión del cristal.

**Conductividad eléctrica y teoría de bandas.** La conductividad eléctrica en sólidos es casi siempre debida al movimiento electrones. Respecto a la conducción de electrones, una sustancia puede ser *aislante*, *conductor metálico*, *semiconductor* y *superconductor*. La conductividad eléctrica de los metales se explica adecuadamente en términos de orbitales moleculares. En un sólido los orbitales moleculares forman *bandas*. Una banda semillena posibilita la conducción. Los electrones pueden saltar fácilmente a un orbital vacío y moverse libremente por el sólido.



### 7.6 Sólidos covalentes y sólidos moleculares

**Sólidos covalentes.** Son sólidos formados por redes de átomos unidos por enlace covalente. Estas redes pueden ser tridimensionales, bidimensionales (láminas) ó monodimensionales (cadenas), aunque sólo las primeras componen sólidos puramente covalentes. Los sólidos covalentes tridimensionales tienen elevados puntos de fusión y ebullición por las fuerzas extremadamente fuertes que los unen. En los bi- y monodimensionales, las láminas ó cadenas se atraen por fuerzas débiles de Van der Waals (figura 7.6).



**Figura 7.6** El carbono cristalino.  
 (a) Estructura del diamante. En el diamante el número de coordinación del carbono es 4. Cada átomo está rodeado tetraédricamente por cuatro átomos equidistantes. La longitud de los enlaces C-C es 1,54 Å.  
 (b) Estructura del grafito. Es la estructura más estable del carbono. Dentro de cada capa los enlaces C-C son fuertes y la longitud de enlace es 1,42 Å. Los enlaces entre los carbonos de capas distintas son débiles y la distancia es de 3,40 Å.

**Sólidos moleculares.** Son sólidos formados por moléculas covalentes discretas (p.ej.  $H_2O$ ,  $I_2$ , etc) o por átomos (p. ej., los gases nobles en estado sólido) unidos mediante fuerzas de Van de Waals.



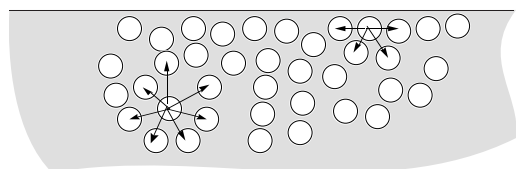
## 7.7 Comparación entre las propiedades de los distintos tipos de sólidos

Tipo de sólido	Iónico	Metálico	Covalente 3D	Molecular
Unidad estructural	Ion	Atomo	Atomo	Molécula
Enlace entre unidades	Enlace iónico	Enlace metálico	Enlace covalente	Fuerzas de Van der Waals
Dureza	Duro	Amplia gama	Duro	Blando
Punto de fusión	Alto (600 a 3000 °C)	Amplia gama (-39 a 3400 °C)	Alto (1200 a 4000 °C)	Bajo (-272 a 400 °C)
Conductividad	Aislante	Conductor	Aislante o semicond.	Aislante
Generalmente se presenta en	Compuestos de los metales y no metales	Metales de la mitad izquierda	No metales del centro	No metales de la derecha
Ejemplos	KI, Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , LiH	Na, Zn, bronce	Diamante, Si, SiO <sub>2</sub>	O <sub>2</sub> , C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> , H <sub>2</sub> O

## 7.8 Propiedades de los líquidos

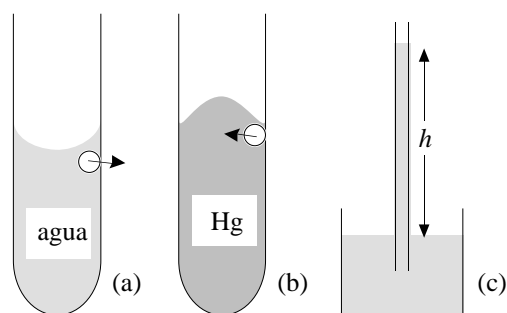
**Viscosidad.** La fluidez de un líquido es tanto mayor cuanto menor es su *viscosidad*. La viscosidad aumenta con las fuerzas intermoleculares.

**Tensión superficial.** Las moléculas en la superficie del líquido están menos atraídas por las fuerzas intermoleculares, por lo que prefieren situarse en el interior (figura 7.7). La *tensión superficial* mide la energía necesaria para ampliar la superficie de un líquido.



**Figura 7.7.** Diferencia entre las fuerzas que actúan sobre una molécula dentro del líquido y las que actúan sobre una molécula en la superficie. Hay una fuerza resultante hacia el interior de la disolución sobre las moléculas de la superficie. Esta fuerza es la responsable de que las gotas de agua sean esféricas, ya que una esfera tiene un área menor que cualquier otra forma del mismo volumen.

**Acción capilar.** Las fuerzas que mantienen unido al líquido se denominan *fuerzas de cohesión*. Las fuerzas de atracción entre un líquido y otra superficie se denominan *fuerzas de adhesión*. Las diferencias de magnitud entre ambas fuerzas son las responsables del menisco producido por un líquido en un recipiente y de la acción capilar (figura 7.8).



**Figura 7.8.** a) Como el agua y el vidrio son polares, las fuerzas de adhesión entre ambos son elevadas y mayores que las de cohesión del líquido. Por ello, el agua asciende por los lados de un tubo de vidrio, aumentando así la superficie de contacto. El menisco es cóncavo. b) En cambio, en el mercurio las fuerzas de cohesión son mayores que las de adhesión, por lo que se forma un menisco convexo. c) La acción capilar puede observarse en un tubo de pequeño diámetro. Cuando las fuerzas de adhesión son mayores que las de cohesión, el líquido continúa ascendiendo por los lados del tubo hasta que se alcanza el equilibrio entre las fuerzas de adhesión y el peso del líquido.

## Bibliografía

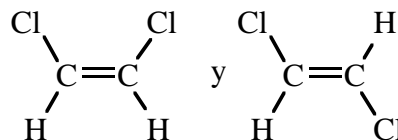
Atkins, págs. 351–391; Dickerson, págs. 498–537 y 642; Masterton, págs. 311–331; Russell, págs. 247–267; Whitten, págs. 296–339.

## Seminarios

### fuerzas intermoleculares

- Lista los tipos de fuerzas intermoleculares que puede haber entre los pares de moléculas o átomos dados: a) Cl<sub>2</sub>, b) Ar, c) HCl, d) HF, e) N<sub>2</sub>, f) H<sub>2</sub>O, g) CH<sub>4</sub>, h) CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub>, i) I<sub>2</sub>.
- ¿Qué molécula es más polar, BF<sub>3</sub> ó PF<sub>3</sub>? ¿Qué molécula contiene los enlaces más polares? ¿Quién tendrá el punto de fusión más elevado (piensa en quien tendrá mayores interacciones de Van der Waals)?
- ¿Cuáles de las siguientes sustancias formarán probablemente enlaces de hidrógeno?

- a) HF, b) NH<sub>3</sub>, c) CH<sub>4</sub>, d) CH<sub>3</sub>OH (metanol), e) CH<sub>3</sub>COOH (ácido acético), f) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, g) CH<sub>3</sub>-O-CH<sub>3</sub>.
- 7.4 Di qué fuerzas intermoleculares hay que superar para  
 a) fundir el hielo, b) fundir I<sub>2</sub> sólido, c) convertir NH<sub>3</sub> líquido en NH<sub>3</sub> vapor, d) eliminar el agua de hidratación de MnCl<sub>2</sub>·4H<sub>2</sub>O
- 7.5 ¿Qué sustancia de cada par tendrá probablemente el punto de fusión más elevado?



- a) HF y HCl, b) CH<sub>4</sub> y SiH<sub>4</sub>, c) CH<sub>4</sub> y SiH<sub>4</sub>, d) HCl y HBr.
- 7.6 Explica por qué el punto de ebullición del H<sub>2</sub>S es más bajo que el del agua.
- 7.7 Las masas molares del bromo, Br<sub>2</sub>, y el cloruro de yodo son casi iguales, 159,8 g/mol y 162,4 g/mol, respectivamente. Explica el hecho de que la temperatura de ebullición normal del Br<sub>2</sub> sea 59 °C inferior a la del ICl, que es de 97 °C.

**sólidos iónicos**

- 7.8 Sabiendo que los radios iónicos de Sr<sup>2+</sup> y Se<sup>2-</sup> son 1,14 y 1,86 Å, respectivamente, predice el tipo de red en que cristalizará el SrSe.
- 7.9 ¿A qué se debe que los compuestos iónicos tengan elevados puntos de fusión?

**sólidos covalentes**

- 7.10 Compara las estructuras del diamante y del grafito (ver figura 7.5):  
 a) ¿Qué tipo de modelo (iónico, metálico, covalente ó molecular) describe mejor el enlace dentro de una capa de la estructura del grafito?  
 b) ¿Qué tipo de modelo describe mejor el enlace entre capas en la estructura del grafito?  
 c) Explica por qué el grafito, al contrario que el diamante, es muy blando, mientras que, como el diamante, tiene un punto de fusión muy alto.
- 7.11 Da una explicación estructural al hecho de que el cuarzo es duro, el asbesto fibroso y filamentoso, y la mica tiene un aspecto laminar.

**clases de sólidos**

- 7.12 Clasifica como metálico, molecular, iónico o de red covalente a cada uno de los siguientes sólidos:  
 a) es no conductor como sólido, pero conduce como líquido.  
 b) se disuelve en agua para dar una disolución no conductora.  
 c) funde por debajo de 100 °C en un líquido no conductor.  
 d) conduce la electricidad en estado sólido.
- 7.13 Para las siguientes sustancias en estado sólido, di la unidad estructural a partir de la cual se construye el sólido, el tipo de enlace dentro de la unidad y entre unidades, así como el tipo de sólido:  
 a) P<sub>4</sub>, b) C(diamante), c) KBr, d) TiCl<sub>4</sub>, e) I<sub>2</sub>, f) K, g) IBr, h) N<sub>2</sub>, i) H<sub>2</sub>O, j) Cu, k) CaCO<sub>3</sub>.
- 7.14 Distingue, entre las siguientes sustancias, las que serán conductoras de las que serán aislantes en estado sólido:  
 a) Na, b) NaCl, c) TiCl<sub>4</sub>, d) Fe, e) CsCl<sub>2</sub>.
- 7.15 Clasifica cada una de las siguientes sustancias como sólido molecular, iónico, covalente o metálico:

Sustancia	a)	b)	c)	d)	e)	f)	g)
	CeCl <sub>3</sub>	Ti	TiCl <sub>4</sub>	NO <sub>2</sub> F	B	MoF <sub>6</sub>	Se <sub>8</sub>
Punto de fusión (°C)	848	1675	-25	-175	2300	17,5 (406 torr)	217
Punto de ebullición (°C)	1727	3260	136	-45,9	2550	35	684
Conductor eléctrico en sólido	no	sí	no	no	no	no	malo
Conductor eléctrico en líquido	sí	sí	no	no	no	no	malo



**líquidos**

- 7.16 ¿Por qué los líquidos difunden más lentamente que los gases?  
 7.17 Sugiere una razón para la elevada tensión superficial del mercurio.

**Problemas****conductividad iónica**

- 7.1 Una disolución de ácido clorhídrico tiene una concentración de  $0,100 \text{ mol l}^{-1}$ . Se introduce una célula formada por dos electrodos de platino y se establece una diferencia de potencial de 5,00 voltios entre ambos electrodos, con lo que se observa la circulación de una corriente eléctrica de  $7,82 \cdot 10^{-2}$  amperios de intensidad. La constante de la célula ( $l/S$ ) vale  $250 \text{ m}^{-1}$ . Calcula:  
 a) la conductividad específica de la disolución, b) su conductividad molar.
- 7.2 Una disolución de  $5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$  de un ácido HX tiene una resistencia específica ( $\rho$ ) de  $56,4 \text{ ohm m}$  a  $25^\circ\text{C}$ . ¿Cuál es la conductividad molar ( $\Lambda_M$ ) de este ácido?
- 7.3 Un ácido monoprótico está disociado en un 5,00% en una disolución de  $2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$ . Su conductividad molar a dilución infinita ( $\Lambda_0$ ) es  $3,90 \cdot 10^{-2} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ . Calcula:  
 a) La conductividad molar ( $\Lambda_M$ ); b) La conductividad específica ( $\kappa$ ); c) La resistencia específica ( $\rho$ ).
- 7.4 La conductividad específica de una disolución de  $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$  de ácido acético es  $1,14 \cdot 10^{-2} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^{-1}$ . Si la conductividad molar límite ( $\Lambda_0$ ) del ácido acético es  $3,91 \cdot 10^{-2} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^2$ , calcula el grado de disociación ( $\alpha$ ) del ácido acético de concentración  $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$ .
- 7.5 Una disolución contiene 6,00 g de sulfato de magnesio ( $M = 120,37 \text{ g mol}^{-1}$ ) por litro de disolución y tiene una resistencia específica de  $1,49 \text{ ohm m}$ . Determina el grado de disociación aparente del sulfato de magnesio en una disolución de dicha concentración. La conductividad molar límite ( $\Lambda_0$ ) del sulfato de magnesio  $2,65 \cdot 10^{-2} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ .
- 7.6 La conductividad molar del nitrato de potasio ( $M = 101,10 \text{ g mol}^{-1}$ ) a dilución infinita es  $1,45 \cdot 10^{-2} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ . Calcula el grado de disociación aparente del  $\text{KNO}_3$  en una disolución de 500,0 ml que contiene 5,055 g de sal. La resistencia específica de la disolución es  $83,0 \cdot 10^{-2} \text{ ohm m}$ .
- 7.7 A  $25^\circ\text{C}$ , la conductividad específica de una disolución saturada de cloruro de plata es  $3,41 \cdot 10^{-4} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^{-1}$ . La del agua pura utilizada es  $1,60 \cdot 10^{-4} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^{-1}$ . Calcula la solubilidad (en g/l) del cloruro de plata a dicha temperatura si la conductividad molar es  $1,38 \cdot 10^{-2} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ .

**sólidos metálicos**

- 7.8 El aluminio cristaliza en una estructura de *empaquetamiento compacto cúbico*. Su radio metálico es  $1,25 \text{ \AA}$  ( $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ ) y su masa molar es  $26,98 \text{ g mol}^{-1}$ .  
 a) ¿Cuál es la longitud de una cara de la celdilla unidad?  
 b) ¿Cuántas celdillas unidad hay en  $1 \text{ cm}^3$  de aluminio?  
 c) ¿Cuál es la densidad del aluminio ( $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ )?
- 7.9 El oro cristaliza en una estructura de *empaquetamiento compacto cúbico*. Su densidad es  $19,3 \text{ g/cm}^3$  y su masa molar es  $196,97 \text{ g mol}^{-1}$ . Calcula su radio metálico ( $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ).

**Soluciones a los seminarios**

7.1	$\text{Cl}_2$	Ar	HCl	HF	$\text{N}_2$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_4$	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	$\text{I}_2$
<i>Dipolo-Dipolo</i>			si	si		si			
<i>Fuerzas de London</i>	si	si	si	si	si	si	si	si	si
<i>Enlace de Hidrógeno</i>				si		si			

- 7.2 La molécula de  $\text{BF}_3$  (triangular plana) es no polar. La molécula de  $\text{PF}_3$  (pirámide triangular) es polar.  
 El  $\text{BF}_3$  tiene los enlaces más polares ya que la diferencia de electronegatividad entre sus átomos es mayor.  
 El  $\text{PF}_3$  tiene mayor punto de fusión, ya que sus moléculas interactúan mediante interacciones dipolo-dipolo además de fuerzas de London.
- 7.3 a), b), d), e), f). (tienen F, O, o N e hidrógenos con carga parcial positiva).

- |                            |    |    |    |                 |
|----------------------------|----|----|----|-----------------|
| 7.4                        | a) | b) | c) | d)              |
| <b>Dipolo–Dipolo</b>       | si |    | si | si (ión–dipolo) |
| <b>Fuerzas de London</b>   | si | si | si | si              |
| <b>Enlace de Hidrógeno</b> | si |    | si |                 |
- 7.5 a) HF (enlace de hidrógeno); b) el primer isómero (es polar); c) SiH<sub>4</sub> (fuerzas de London mayores); d) HBr (fuerzas de London mayores, pues su tamaño es mayor).
- 7.6 Porque no hay enlace de hidrógeno entre sus moléculas.
- 7.7 Las moléculas de ICl son polares mientras que las de Br<sub>2</sub> son apolares.
- 7.8  $1,14/1,86 = 0,61$ . Cloruro de sodio (ver tabla 7.3).
- 7.9 Ver teoría
- 7.10 a) Covalente; b) molecular; c) Es blando porque una capa desliza con facilidad sobre la otra (están unidas por fuerzas de Van der Waals). Tiene alto punto de fusión porque para que se puedan mover con facilidad partículas pequeñas, es necesario vencer los enlaces covalentes.
- 7.11 El cuarzo es un sólido covalente tridimensional, el asbesto es monodimensional y la mica bidimensional.
- 7.12 a) iónico; b) molecular; c) molecular; d) metálico.
- 7.13 Unidad, enlace dentro de unidad, enlace entre unidades, tipo de sólido: a) P<sub>4</sub>, covalente, Van der Waals, sólido molecular; b) C, ninguno, covalente, sólido covalente tridimensional; c) K<sup>+</sup> y Br<sup>-</sup>, ninguno, iónico, sólido iónico; d) TiCl<sub>4</sub>, covalente, Van der Waals, sólido molecular; e) I<sub>2</sub>, covalente, Van der Waals, sólido molecular; f) K, ninguno, metálico, sólido metálico; g) IBr, covalente, Van der Waals, sólido molecular; h) N<sub>2</sub>, covalente, Van der Waals, sólido molecular; ; i) H<sub>2</sub>O, covalente, Van der Waals, sólido molecular; j) Cu, ninguno, metálico, sólido metálico; k) Ca<sup>2+</sup> y CO<sub>3</sub><sup>-</sup>, ninguno en Ca<sup>2+</sup> y covalente en CO<sub>3</sub><sup>-</sup>, iónico, sólido iónico.
- 7.14 Serán conductoras a) y d). El resto serán aislantes.
- 7.15 a) iónico; b) metálico; c) molecular; d) molecular; e) covalente; f) molecular; g) molecular.
- 7.16 Porque sus partículas se trasladan más lentamente debido a las mayores fuerzas que las retienen.
- 7.17 Las fuerzas entre átomos (enlace metálico) son relativamente elevadas.

### Soluciones a los problemas

- |  |  |
|--|--|
| 7.1 a) $\kappa = 3,91 \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^{-1}$ ;   | 7.5 0,509 (50,9 %).  |
| b) $\Lambda_M = 3,91 \cdot 10^{-2} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ .                | 7.6 $\alpha_{\text{aparente}} = 0,831$ .                               |
| 7.2 $\Lambda_M = 3,55 \cdot 10^{-4} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ .               | 7.7 $s = 1,87 \cdot 10^{-3} \text{ g l}^{-1}$ .                        |
| 7.3 a) $\Lambda_M = 1,95 \cdot 10^{-3} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ ;            | 7.8 a) 3,54 Å, b) $2,26 \cdot 10^{22} \text{ celdillas unidad/cm}^3$ , |
| b) $\kappa = 3,9 \cdot 10^{-2} \text{ ohm}^{-1} \text{ m}^{-1}$ ; c) $\rho = 25,6 \text{ ohm m}$ . | c) 4,05 g/cm <sup>3</sup> .  |
| 7.4 $\alpha = 0,058$ (5,8 %).  | 7.9 1,44 Å.  |