

4 Estructuras de los sólidos

- 4.1 Comparación entre las propiedades de sólidos, líquidos y gases
- 4.2 Fuerzas entre moléculas y iones
- 4.3 Estructuras de los cristales
- 4.4 Sólidos metálicos
- 4.5 Sólidos iónicos
- 4.6 Sólidos covalentes y sólidos moleculares
- 4.7 Comparación entre las propiedades de los distintos tipos de sólidos

4.1 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

4.2 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 4.1).

Tabla 4.1. Puntos de fusión y ebullición de gases no polares.

<i>Sustancia</i>	He	Ne	Ar	Kr	Xe	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
<i>Pto. fusión (°C)</i>	–270	–249	–189	–157	–112	–220	–101	–7	114
<i>Pto. ebullición (°C)</i>	–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. Na₂CO₃·10 H₂O). 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 o F). La presencia de enlace de hidrogeno en el H₂O, NH₃ y HF, justifica las anomalías encontradas en sus puntos de fusión (figura 4.1). Es también el responsable de la alta capacidad calorífica molar del agua líquida, así como de sus elevados calores de vaporización y de fusión.

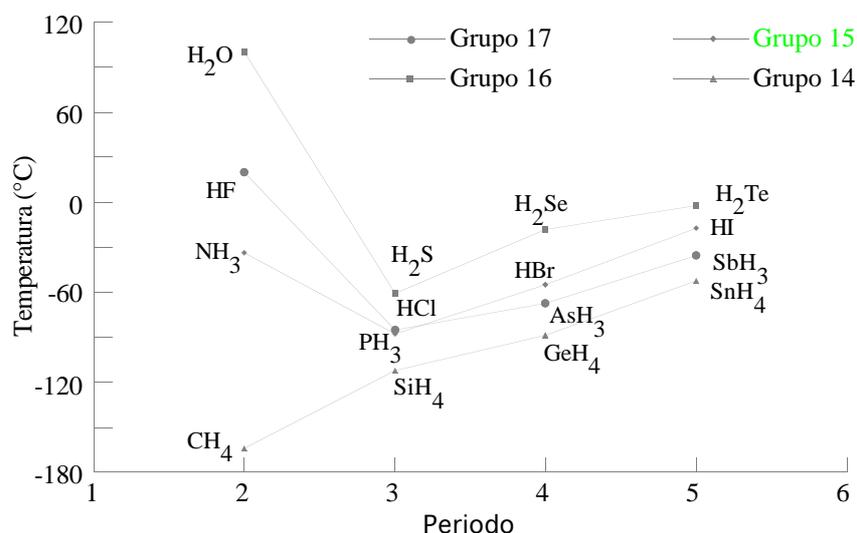


Figura 4.1. Temperaturas de ebullición de algunos compuestos simples de hidrógeno. Las líneas conectan moléculas que contienen átomos del mismo periodo. Obsérvese el efecto del enlace de hidrógeno en los puntos de ebullición del agua, fluoruro de hidrógeno y amoníaco.

Energía de las interacciones interiónicas e intermoleculares. La tabla 4.2 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 4.3 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 4.2. 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 ²
Dipolo–dipolo	Momentos dipolares	2 a 0,3	1/d ³ a 1/d ⁶
Dispersión o London	Polarizabilidades	2	1/d ⁶
Dipolo–dipolo inducido	Momento dipolar; polarizabilidad	0,05	

* A una distancia de 5,00 Å

Tabla 4.3. 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 ₃	1,5	13*	16,3	29	27,4
H ₂ O	1,8	36*	10,9	47	40,7

* Enlace de hidrógeno

4.3 Estructuras de los cristales

Sólidos cristalinos y sólidos amorfos. La mayor parte de sólidos se caracterizan por 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 distintas fuerzas que unen sus partículas.

Celdilla unidad. Las estructuras de los sólidos cristalinos se discuten mejor en términos de *celdilla*

unidad. Ésta es una parte del cristal que reproduce su globalidad por apilación repetida (figura 4.2). Las celdillas apiladas se relacionan mediante operaciones de simetría puras de traslación.

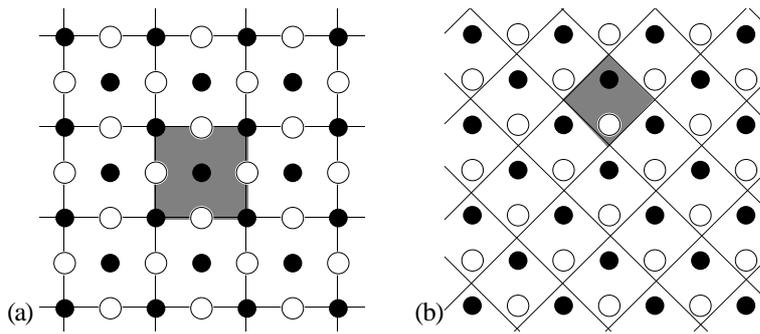


Figura 4.2. Un sólido de dos dimensiones y dos opciones de celdilla unidad. Cualquiera de las dos reproduce el cristal completo, pero se prefiere generalmente la opción (a) ya que muestra la máxima simetría de la estructura, contrariamente a (b).

Red cristalina. La *unidad asimétrica* es el átomo, ion, molécula o grupo de ellos a partir del cual se construye el cristal. La disposición de las unidades asimétricas en un cristal se describe mediante una matriz de puntos llamada *red cristalina* (figura 4.3).

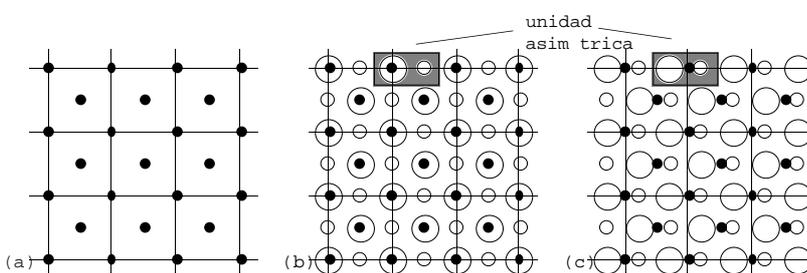
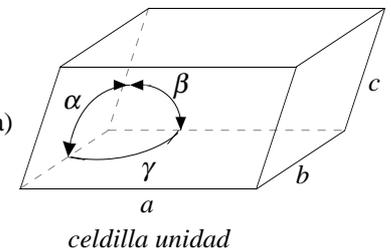


Figura 4.3. (a) Representación de los puntos de la red del NaCl, cuya estructura se muestra en (b) o (c). Cada punto representa la localización de una unidad asimétrica Na^+Cl^- . La situación del punto en la unidad asimétrica es arbitrario. En (b) se ha puesto en el ion Cl^- ; en (c) en un punto intermedio entre los iones Na^+ y Cl^- , con igual resultado.

Sistemas cristalinos y tipos de redes. Para que una celdilla unidad por repetición pueda reproducir la red cristalina, debe de pertenecer a uno de los 7 sistemas cristalinos de la tabla 4.4.

Tabla 4.4. 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_2 (rutilo)
Ortorrómico	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (epsomita)
Monoclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \gamma = 90^\circ; \beta \neq 90^\circ$	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (yeso)
Triclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Hexagonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = 90^\circ; \gamma = 120^\circ$	SiO_2 (sílice)
Romboédrico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$	CaCO_3 (calcita)



Además de en los vértices, los puntos de la red también pueden aparecer en otras posiciones de la celdillas unidad, produciendo 14 tipos de redes cristalinas (figura 4.4).

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.

4.4 Sólidos metálicos

Enlace y propiedades. Una visión simple del enlace de 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 trabajan bien en hojas) y dúctiles (se pueden convertir en alambres delgados) (figura 4.5).

Estructura. El enlace metálico es poco direccional, lo que explica la tendencia de los átomos de un metal a rodearse del mayor número posible de otros átomos. Por ello, los sólidos metálicos se caracterizan amenudo por tener *empaquetamientos compactos*: empaquetamientos en los 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.

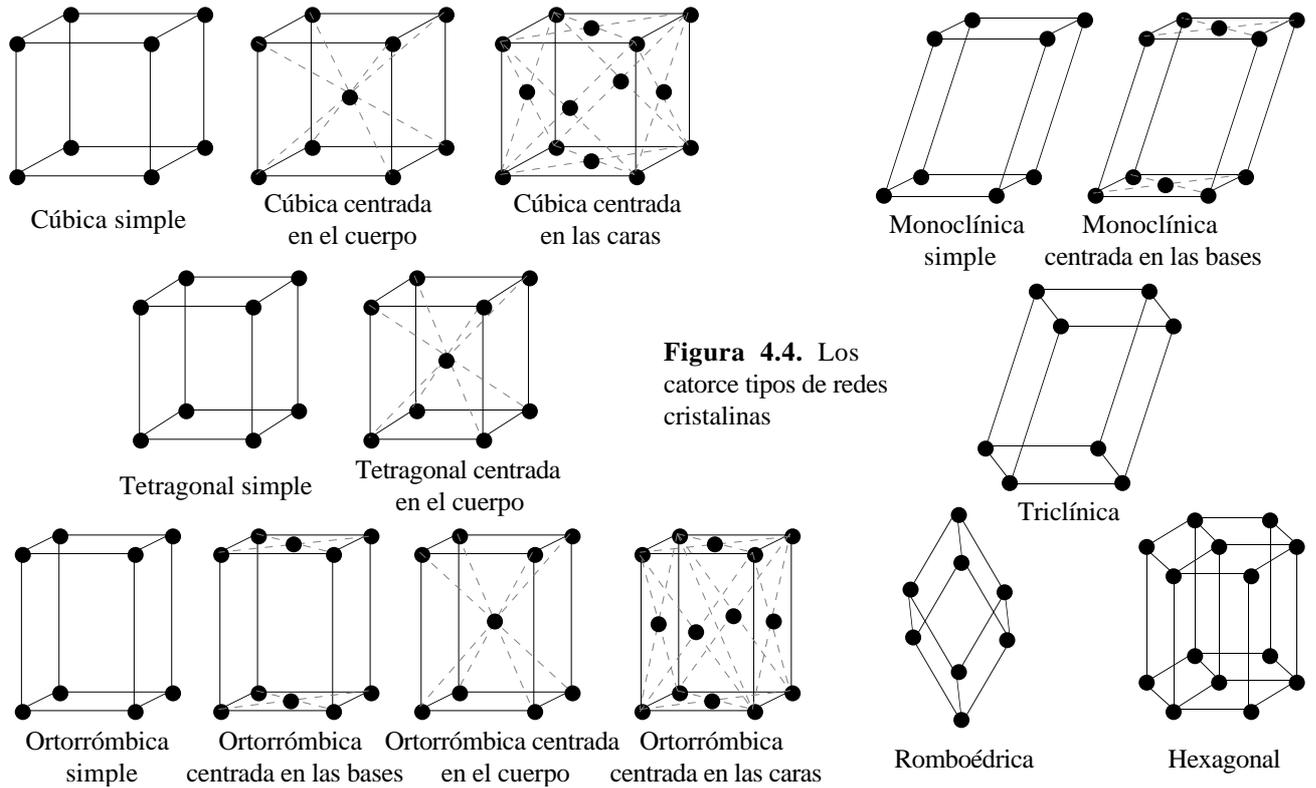


Figura 4.4. Los catorce tipos de redes cristalinas

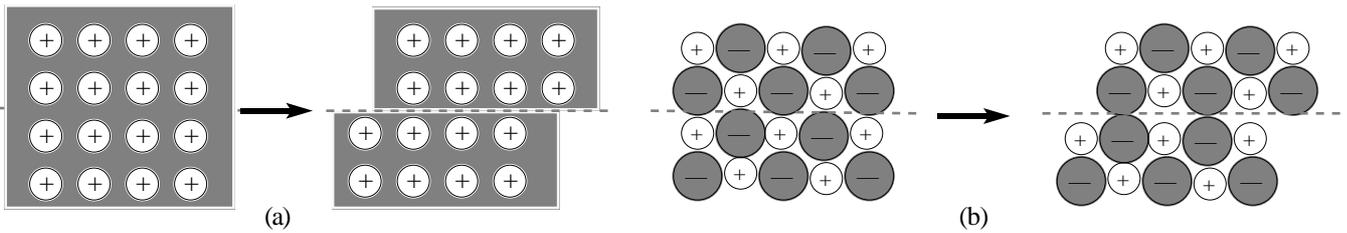
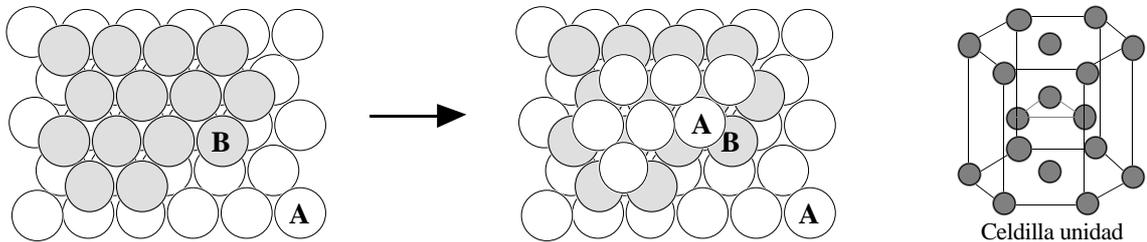
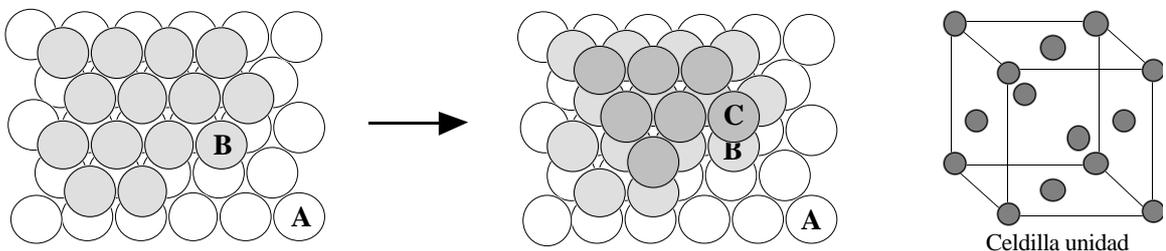


Figura 4.5. (a) El desplazamiento del cristal metálico según un plano no produce grandes fuerzas de repulsión. (b) El desplazamiento de un cristal iónico según un plano produce intensas fuerzas de repulsión y distorsión del cristal.

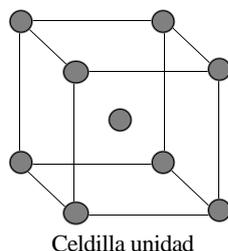
Empaquetamiento hexagonal compacto. Los átomos se disponen en capas. La segunda capa (B) se dispone sobre los huecos de la primera capa (A). La tercera capa se coloca sobre los huecos de la segunda de forma que coincida sobre la primera. El resultado es una disposición de tipo ABAB..., cuya celdilla unidad es hexagonal. 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 disposición es ABC-ABC... y la celdilla unidad es cúbica centrada en las caras. 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. Este empaquetamiento **no** es compacto.



4.5 Sólidos iónicos

Enlace. Un modelo simple, aunque aproximado, de un sólido iónico es el de una disposición infinita de iones positivos y negativos, que se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas (enlace iónico). Al menos en una primera aproximación, se supone que los iones son esferas que no se deforman en presencia de otros iones de signo contrario (enlace iónico puro).

Tipos de estructura. El enlace iónico es poco direccional, lo que explica que cada ion tienda a tener el máximo número de coordinación posible. Sin embargo, los números de coordinación son menores (alrededor de 6) y las estructuras menos compactas que las de los metales, debido a sus diferencias: en los sólidos iónicos, anión y catión tienen distinto tamaño y carga eléctrica lo que limita su empaquetamiento (tabla 4.5 y figura 4.6).

Tabla 4.5. Tipos de estructura y relación r_+/r_- óptima para cada una de ellas

Tipo de estructura	Número de Coordinación*	N_+/N_- **	r_+/r_- óptimo***	Figura
Blenda de cinc (ZnS)	(4,4)	1:1	0,22–0,41	4.6(c)
Wurtzita (ZnS)	(4,4)	1:1	0,22–0,41	4.6(d)
Cloruro de sodio (NaCl)	(6,6)	1:1	0,41–0,73	4.6(a)
Cloruro de cesio (CsCl)	(8,8)	1:1	0,73–1,00	4.6(b)
Rutilo (TiO ₂)	(6,3)	1:2	0,41–0,73	4.6(f)
Fluorita (CaF ₂)	(8,4)	1:2	0,73–1,00	4.6(e)
Antifluorita (ejemplo: K ₂ O)	(4,8)	2:1	0,73–1,00	

* (Número de coordinación del catión, número de coordinación del anión).

El número de coordinación de un ion es el número de iones de carga opuesta que tiene más próximos.

** Número de cationes/número de aniones

*** Relación óptima entre el radio del ión más pequeño y el del más grande, calculada geoméricamente. Generalmente, el radio del catión es menor que el del anión, por lo que la relación anterior se convierte en r_+/r_- .

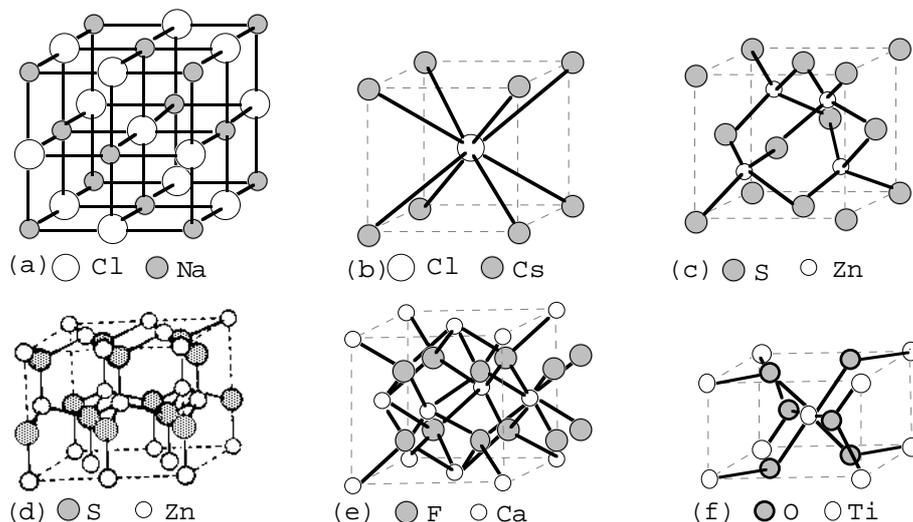


Figura 4.6.

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.

Radios iónicos. Cuando un sólido está formado por un sólo elemento, se toma la mitad de la separación internuclear entre átomos adyacentes como una medida de radio. Sin embargo, en un sólido iónico, los átomos adyacentes son diferentes, lo que plantea el problema de repartir la separación entre los iones individuales. La forma más directa de resolver el problema es hacer una suposición sobre el radio de un ion y usar dicho valor para recopilar un conjunto de valores autoconsistentes para otros iones. El anión O^{2-} presenta la ventaja de encontrarse en combinación con un número elevado de elementos y de ser razonablemente duro (poco polarizable, su tamaño no varía mucho con el catión). Muchas escalas de radios iónicos están basadas en $r(O^{2-}) = 1,40 \text{ \AA}$.

Racionalización de las estructuras. La estructura que adopta un sólido iónico puede racionalizarse si se considera la obligación de mantener la electroneutralidad del sólido y la tendencia a maximizar las atracciones entre iones de carga contraria y minimizar las repulsiones entre iones de la misma carga. El primer requisito restringe las estructuras posibles para un compuesto iónico a aquellas que tengan la relación N_+/N_- adecuada (tabla 4.5). El segundo requisito sugiere que la estructura más adecuada es aquella cuyo número de coordinación es el adecuado para la relación entre el radio del catión y del anión (figura 4.7 y tabla 4.5)

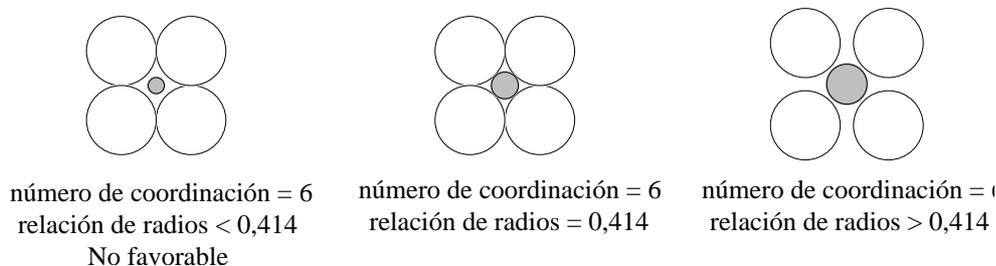


Figura 4.7. Un ion en un entorno octaédrico (N.C. = 6) está rodeado de 6 contraiones (por claridad, en el dibujo sólo se muestran los 4 situados en un plano). Cuando la relación de radios es 0,414, el ion cabe justo en el agujero. Cuando es menor, los iones de carga opuesta no están en contacto y los de carga igual se tocan: de acuerdo a argumentos electrostáticos simples, el número de coordinación favorable es menor de 6. El número de coordinación de 6 es favorable entre 0,414 y 0,732 (para esta última relación de radios, es ya posible situar 8 contraiones alrededor del ion considerado).

De esta forma, se puede predecir la estructura de muchas sustancias. Sin embargo, existen numerosas excepciones, que mayormente se pueden justificar por alejamientos del modelo iónico.

4.6 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 4.8).

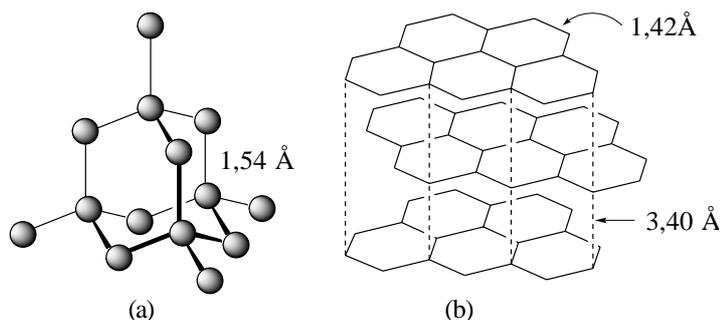


Figura 4.8. El carbono cristalino. (a) Estructura del diamante. En el diamante el número de coordinación del carbono es 4. Cada átomo está rodeado tetraédricamente por cuatro átomos equidistantes. La longitud de los enlaces C-C es 1,54 Å. (b) Estructura del grafito. Es la estructura más estable del carbono. 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 der Waals.

4.7 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 en sólido pero conductor fundido o en dis.	Conductor	Aislante o semiconductor	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 ₂ CO ₃ , LiH	Na, Zn, bronce	Diamante, Si, SiO ₂	O ₂ , C ₆ H ₆ , H ₂ O

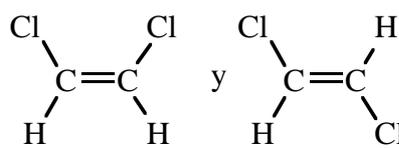
Bibliografía

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

Seminarios

fuerzas intermoleculares

- 4.1 Lista los tipos de fuerzas intermoleculares que puede haber entre los pares de moléculas o átomos dados: a) Cl₂, b) Ar, c) HCl, d) HF, e) N₂, f) H₂O, g) CH₄, h) CH₂=CH₂, i) I₂.
- 4.2 ¿Qué molécula es más polar, BF₃ ó PF₃? ¿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)?
- 4.3 ¿Cuáles de las siguientes sustancias formarán probablemente enlaces de hidrógeno? a) HF, b) NH₃, c) CH₄, d) CH₃OH (metanol), e) CH₃COOH (ácido acético), f) H₃PO₄, g) CH₃-O-CH₃.
- 4.4 Di qué fuerzas intermoleculares hay que superar para a) fundir el hielo, b) fundir I₂ sólido, c) convertir NH₃ líquido en NH₃ vapor, d) eliminar el agua de hidratación de MnCl₂·4H₂O
- 4.5 ¿Qué sustancia de cada par tendrá probablemente el punto de fusión más elevado?



- a) HF y HCl, b) $\text{H}-\text{C}(\text{Cl})=\text{C}(\text{H})-\text{H}$ y $\text{H}-\text{C}(\text{Cl})=\text{C}(\text{H})-\text{Cl}$, c) CH₄ y SiH₄, d) HCl y HBr.
- 4.6 Explica por qué el punto de ebullición del H₂S es más bajo que el del agua.
- 4.7 Las masas molares del bromo, Br₂, 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 Br₂ sea 59 °C inferior a la del ICl, que es de 97 °C.

sólidos iónicos

- 4.8 Sabiendo que los radios iónicos de Sr²⁺ y Se²⁻ son 1,14 y 1,86 Å, respectivamente, predice el tipo de red en que cristalizará el SrSe.
- 4.9 ¿A qué se debe que los compuestos iónicos tengan elevados puntos de fusión?

sólidos covalentes

- 4.10 Compara las estructuras del diamante y del grafito (ver figura 4.5):
- 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.

4.11 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

4.12 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.

4.13 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) P₄, b) C(diamante), c) KBr, d) TiCl₄, e) I₂, f) K, g) IBr, h) N₂, i) H₂O, j) Cu, k) CaCO₃.

4.14 Distingue, entre las siguientes sustancias, las que serán conductoras de las que serán aislantes en estado sólido:

- a) Na, b) NaCl, c) TiCl₄, d) Fe, e) CsCl₂.

4.15 Clasifica cada una de las siguientes sustancias como sólido molecular, iónico, covalente o metálico:

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

Problemas

sólidos metálicos

4.1 El aluminio cristaliza en una estructura de *empaquetamiento compacto cúbico*. Su radio metálico es 1,25 Å (1 Å = 10⁻¹⁰ m) y su masa molar es 26,98 g mol⁻¹.

- a) ¿Cuál es la longitud de una cara de la celdilla unidad?
- b) ¿Cuál es la densidad del aluminio (N_A = 6,022 10²³ mol⁻¹)?

4.2 El oro cristaliza en una estructura de *empaquetamiento compacto cúbico*. Su densidad es 19,3 g/cm³ y su masa molar es 196,97 g mol⁻¹. Calcula su radio metálico (N_A = 6,022 10²³ mol⁻¹).

Soluciones a los seminarios

	Cl ₂	Ar	HCl	HF	N ₂	H ₂ O	CH ₄	H ₂ C=CH ₂	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			

4.2 La molécula de BF₃ (triangular plana) es no polar. La molécula de PF₃ (pirámide triangular) es polar. El BF₃ tiene los enlaces más polares ya que la diferencia de electronegatividad entre sus átomos es mayor. El PF₃ tiene mayor punto de fusión, ya que sus moléculas interactúan mediante interacciones dipolo-dipolo además de fuerzas de London.

4.3 a), b), d), e), f). (tienen F, O, o N e hidrógenos con carga parcial positiva).

	a)	b)	c)	d)
<i>Dipolo-Dipolo</i>	si		si	si (ion-dipolo)
<i>Fuerzas de London</i>	si	si	si	si
<i>Enlace de Hidrógeno</i>	si		si	

4.5 a) HF (enlace de hidrógeno); b) el primer isómero (es polar); c) SiH₄ (fuerzas de London mayores); d) HBr (fuerzas de London mayores, pues su tamaño es mayor).

4.6 Porque no hay enlace de hidrógeno entre sus moléculas.

4.7 Las moléculas de ICl son polares mientras que las de Br₂ son apolares.

4.8 1,14/1,86 = 0,61. Cloruro de sodio (ver tabla 4.3).

4.9 Ver teoría

- 4.10 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.
- 4.11 El cuarzo es un sólido covalente tridimensional, el asbesto es monodimensional y la mica bidimensional.
- 4.12 a) iónico; b) molecular; c) molecular; d) metálico.
- 4.13 Unidad, enlace dentro de unidad, enlace entre unidades, tipo de sólido: a) P_4 , covalente, Van der Waals, sólido molecular; b) C, ninguno, covalente, sólido covalente tridimensional; c) K^+ y Br^- , ninguno, iónico, sólido iónico; d) $TiCl_4$, covalente, Van der Waals, sólido molecular; e) I_2 , covalente, Van der Waals, sólido molecular; f) K, ninguno, metálico, sólido metálico; g) IBr, covalente, Van der Waals, sólido molecular; h) N_2 , covalente, Van der Waals, sólido molecular; ; i) H_2O , covalente, Van der Waals, sólido molecular; j) Cu, ninguno, metálico, sólido metálico; k) Ca^{2+} y CO_3^- , ninguno en Ca^{2+} y covalente en CO_3^- , iónico, sólido iónico.
- 4.14 Serán conductoras a) y d). El resto serán aislantes.
- 4.15 a) iónico; b) metálico; c) molecular; d) molecular; e) covalente; f) molecular; g) molecular.

Soluciones a los problemas

- 4.1 a) 3,54 Å, b) 4,05 g/cm³.
- 4.2 1,44 Å.