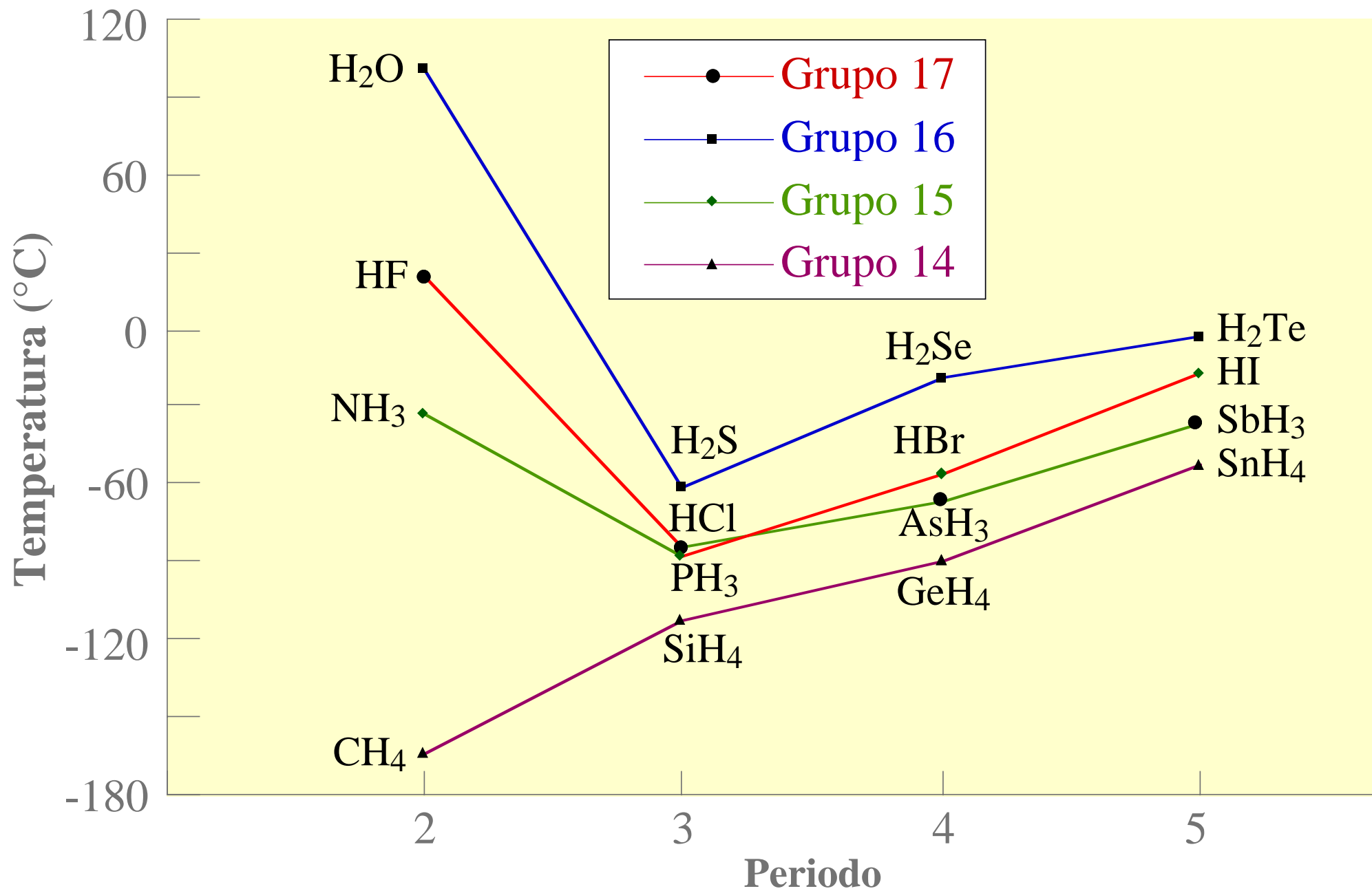


	<i>Fuerzas</i>	<i>Orden</i>	<i>Distancias</i>	<i>Propiedades</i>
<i>Gas</i>	Despreciables frente a la agitación térmica	Continuo movimiento al azar	Largas, desiguales	Volúmenes variables, fluidos, bajas densidades, se difunden con rapidez
<i>Líquido</i>	Intermedias	Semiorden	Cortas, desiguales	Volúmenes 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

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

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



**Tabla 4.2. Energía de las interacciones interiónicas e intermoleculares**

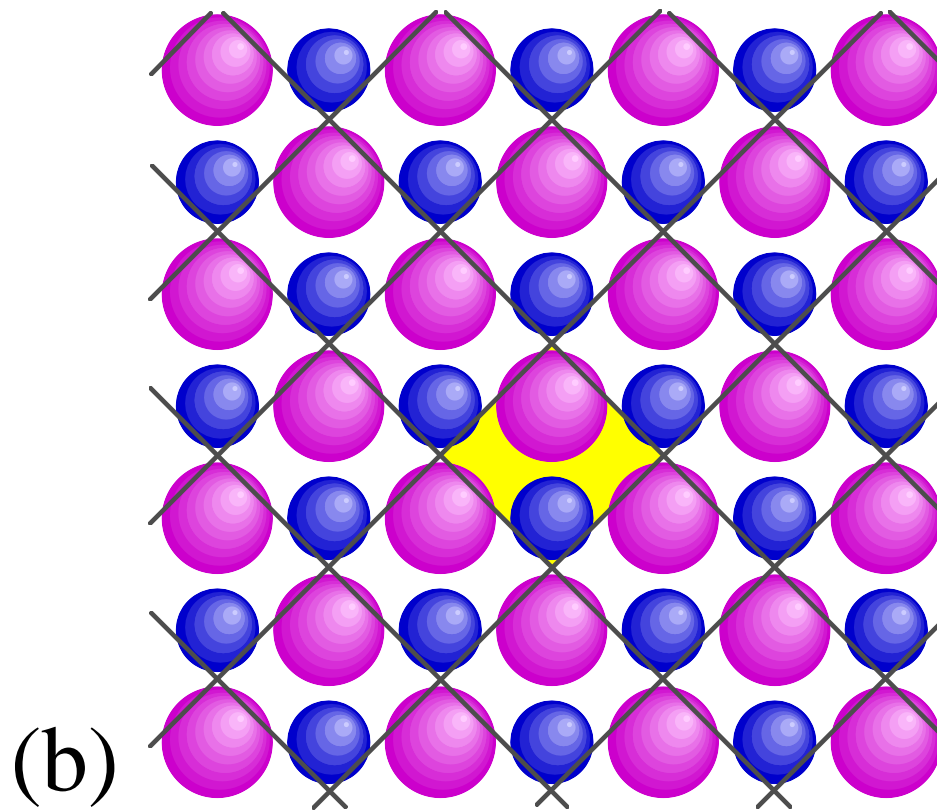
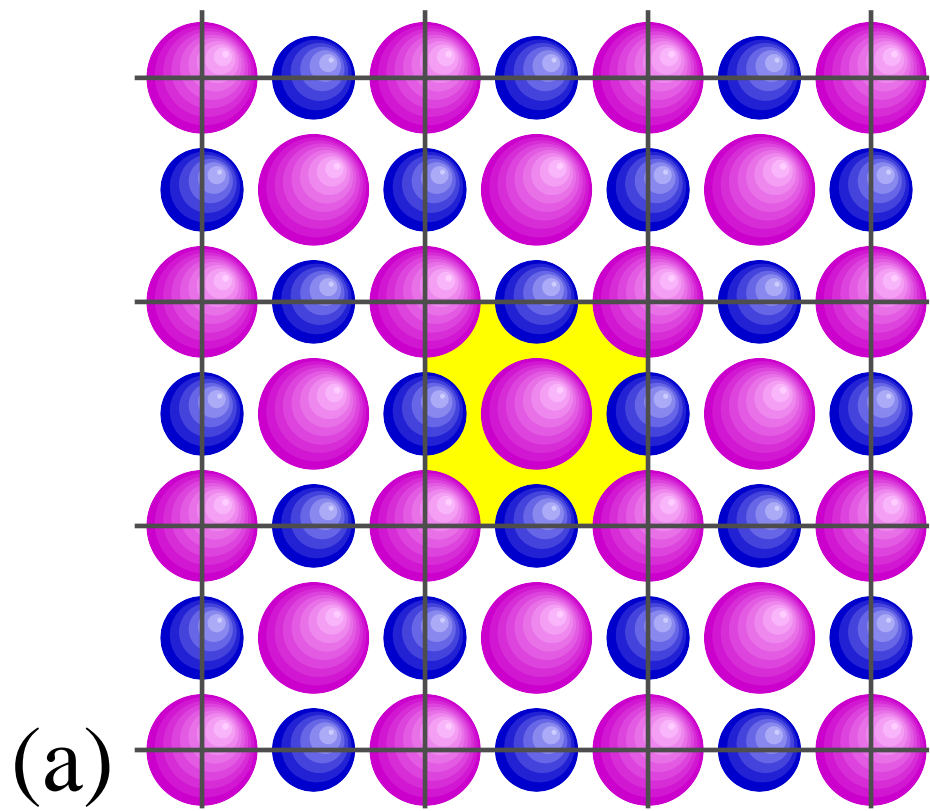
<b>Tipo de interacción</b>	<b>Principales factores responsables de la energía de interacción</b>	<b>Energía Típica* en kJ/mol</b>	<b>Dependencia de la energía con la distancia</b>
<b>Ion-ion</b>	Carga de los iones	250	$1/d$
<b>Enlace de hidrógeno</b>	(tipo especial de interacción dipolo-dipolo)	20	
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

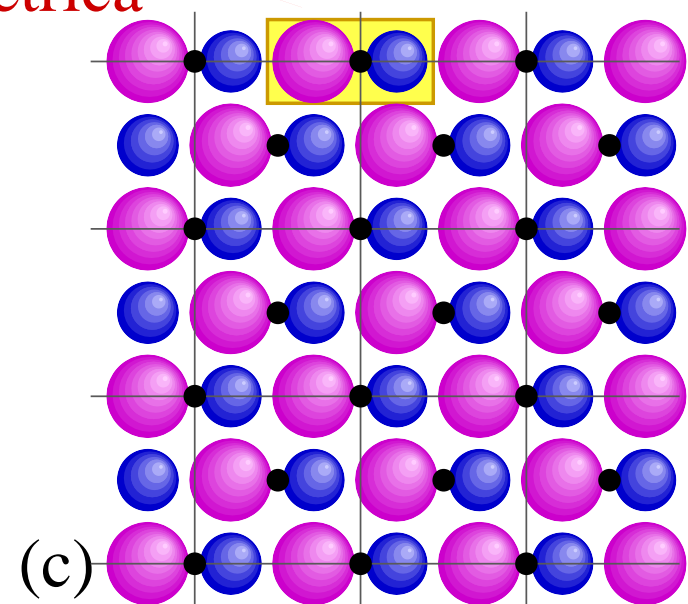
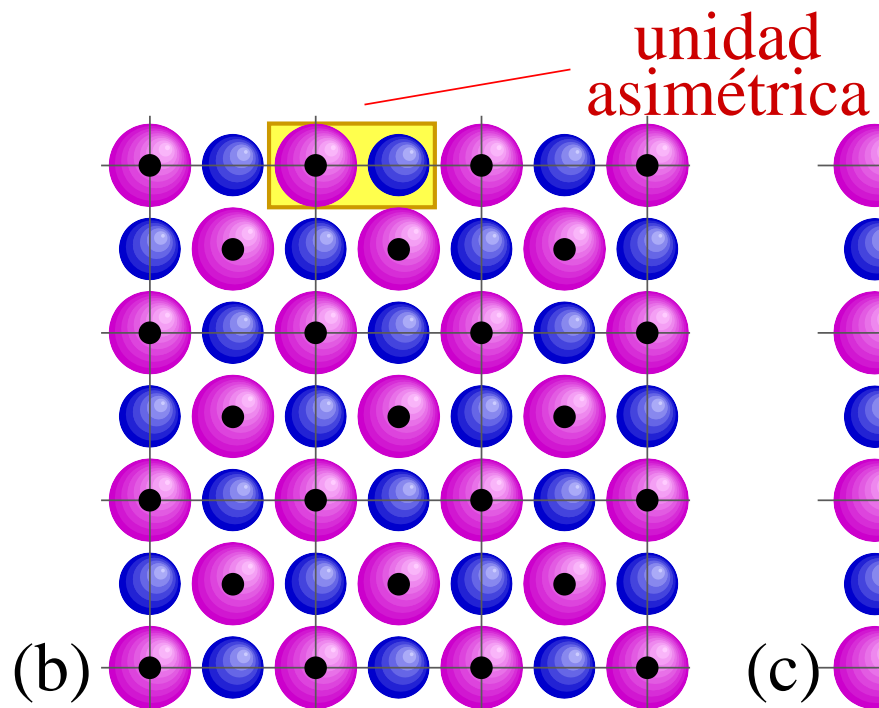
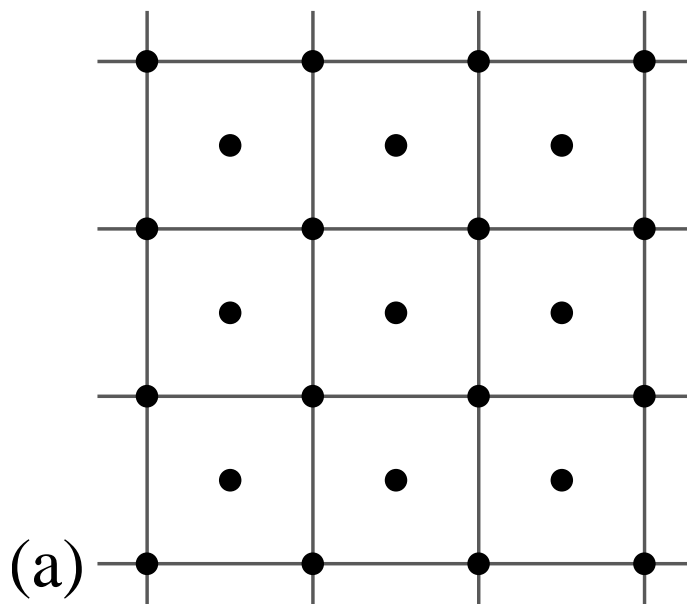
\* A una distancia de 5,00 Å

**Tabla 4.3. Contribuciones aproximadas a la energía total de interacción entre moléculas en kJ/mol.**

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

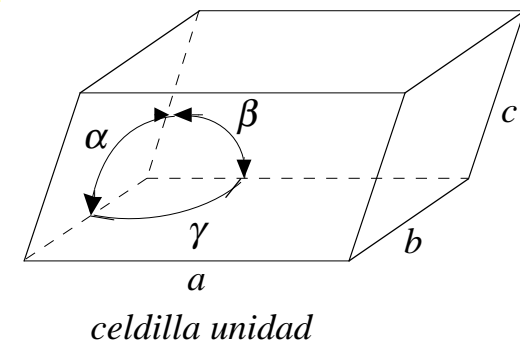
\* Existe enlace de hidrógeno



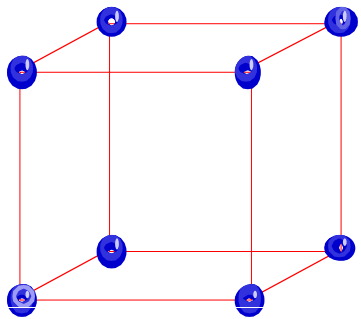


**Tabla 4.4. Dimensiones de las celdillas unidad para los siete sistemas cristalinos**

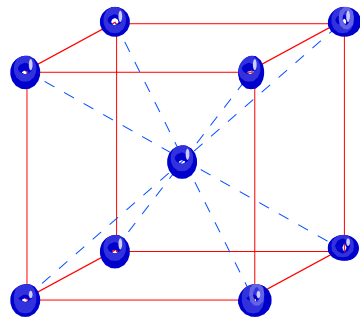
<b>Sistema</b>	<b>Longitudes</b>	<b>Ángulos</b>	<b>Ejemplo</b>
<b>Cúbico</b>	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	NaCl (sal de roca)
<b>Tetragonal</b>	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	TiO <sub>2</sub> (rutilo)
<b>Ortorrómbico</b>	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma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



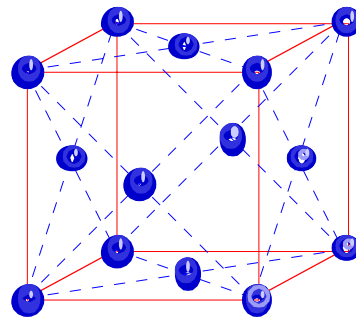




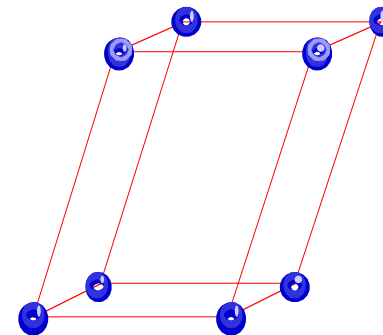
Cúbica simple



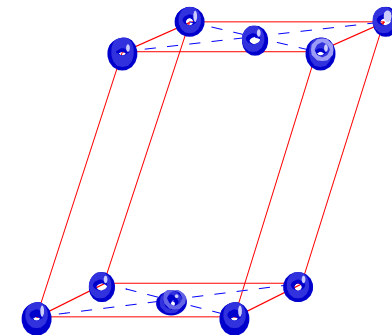
Cúbica centrada  
en el cuerpo



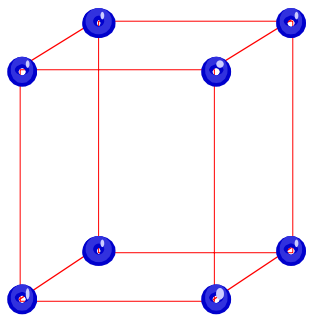
Cúbica centrada  
en las caras



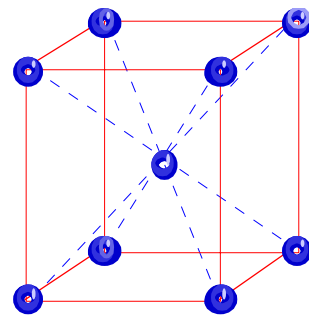
Monoclínica  
simple



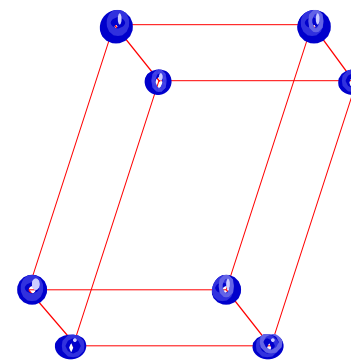
Monoclínica  
centrada en las bases



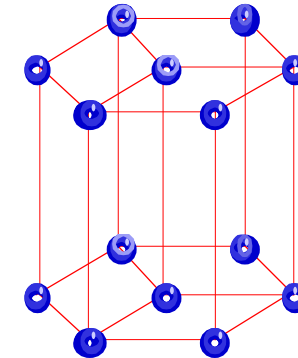
Tetragonal  
simple



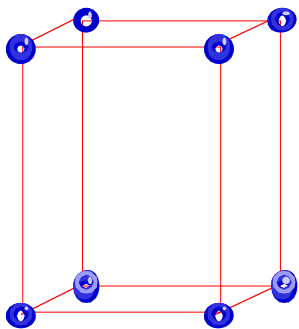
Tetragonal centrada  
en el cuerpo



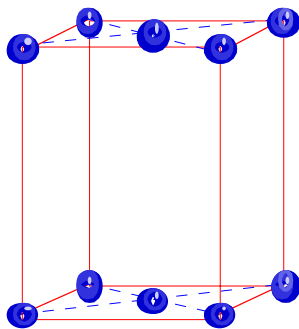
Triclínica



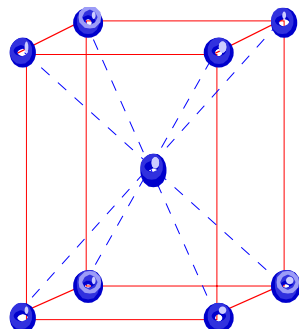
Hexagonal



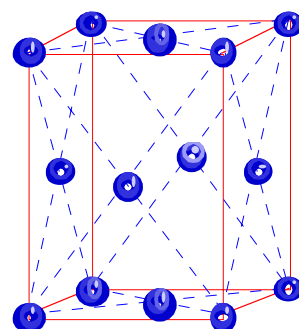
Ortorróbica  
simple



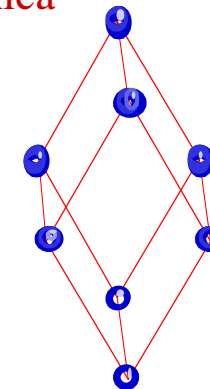
Ortorróbica  
centrada en las bases



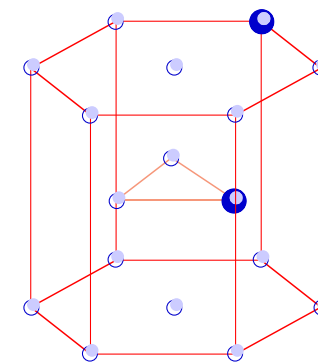
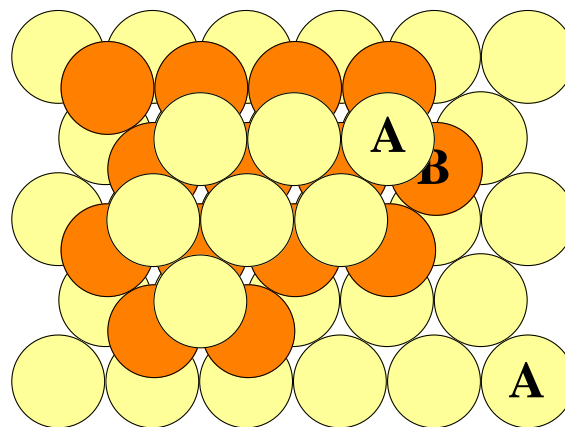
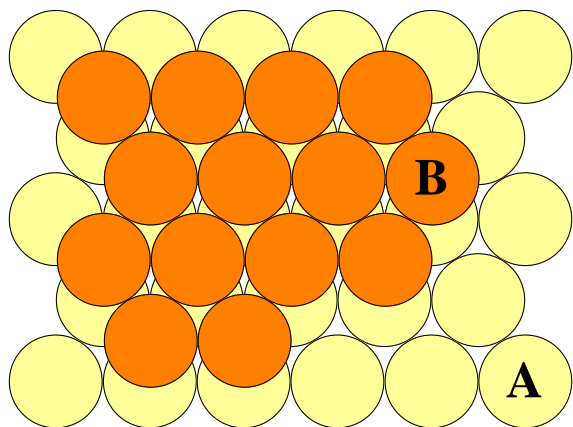
Ortorróbica centrada  
en el cuerpo



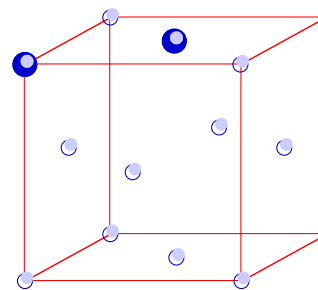
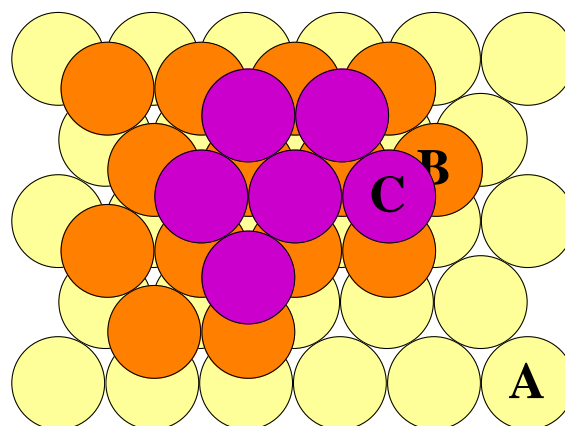
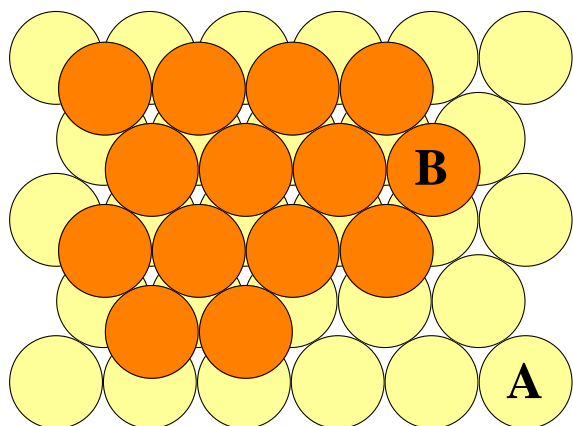
Ortorróbica  
centrada en las caras



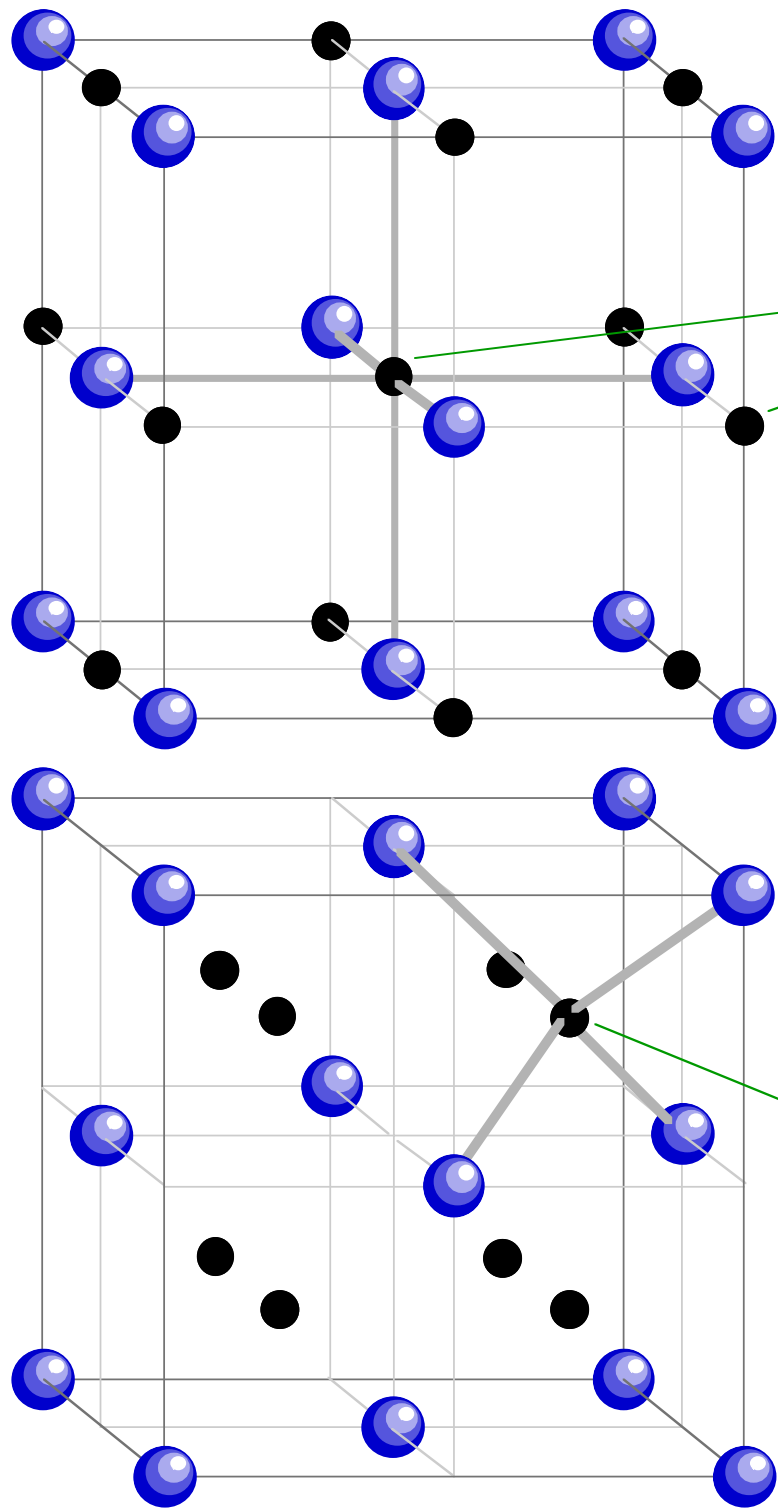
Romboédrica



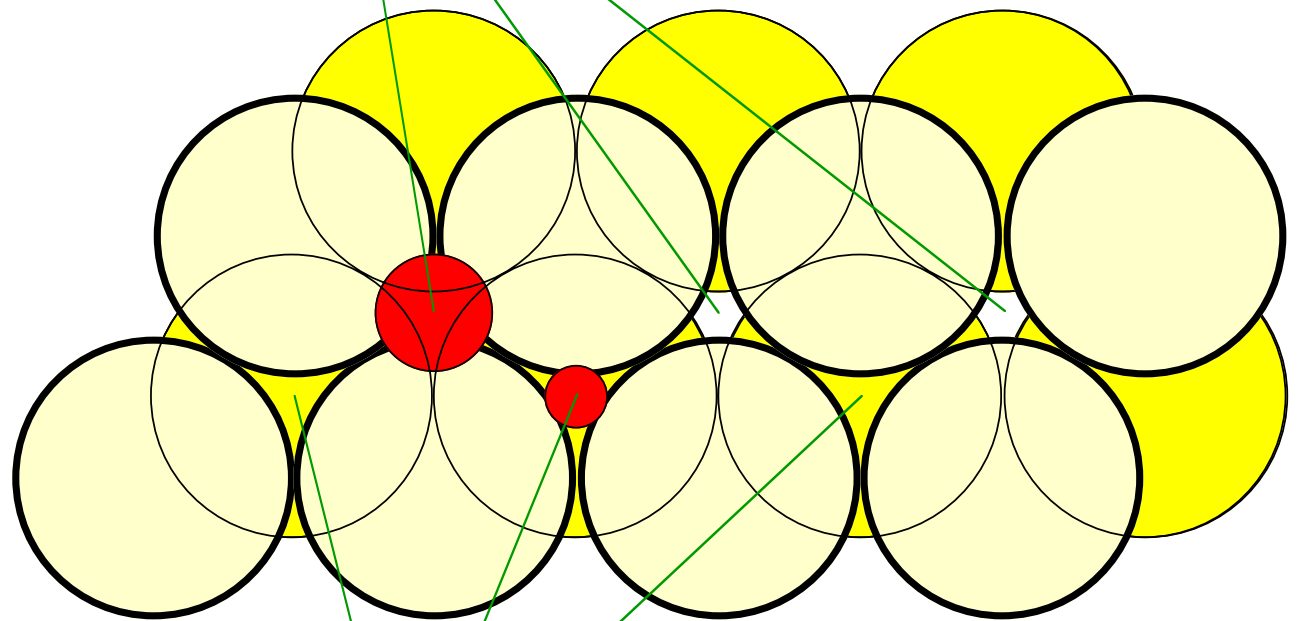
**Celdilla hexagonal**



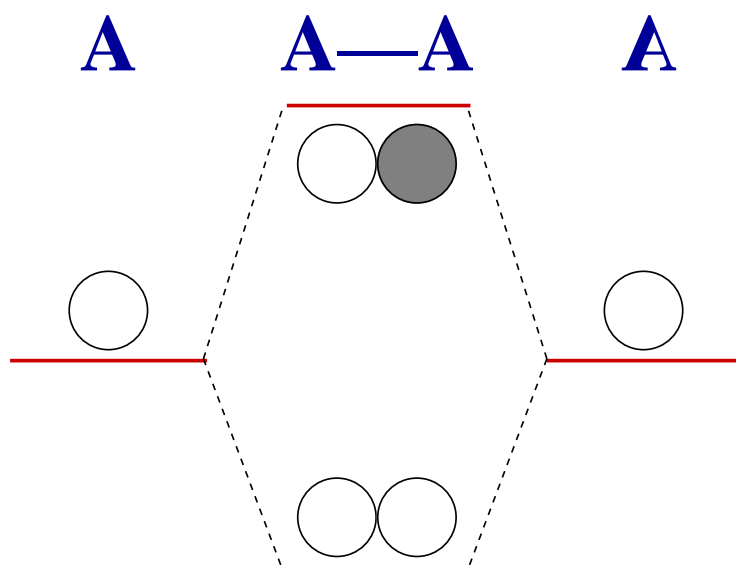
**Celdilla cúbica  
centrada en caras**



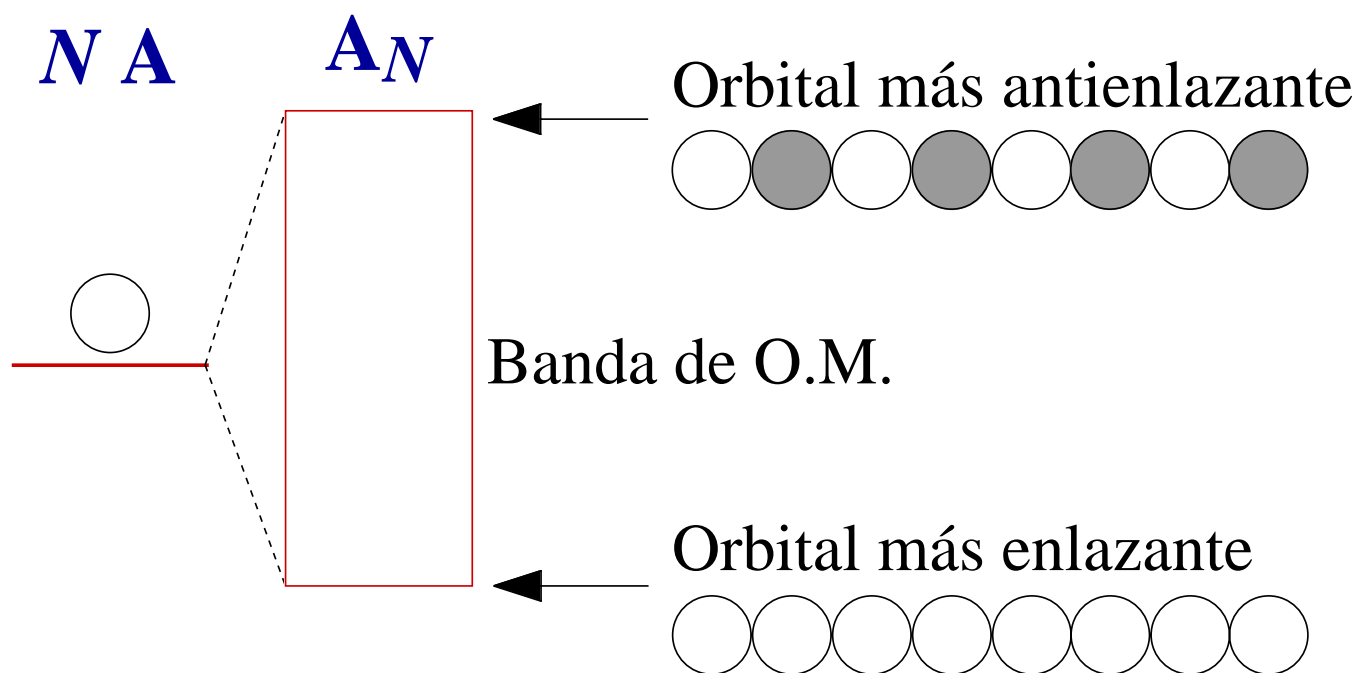
(a)  
agujeros  
octaédricos



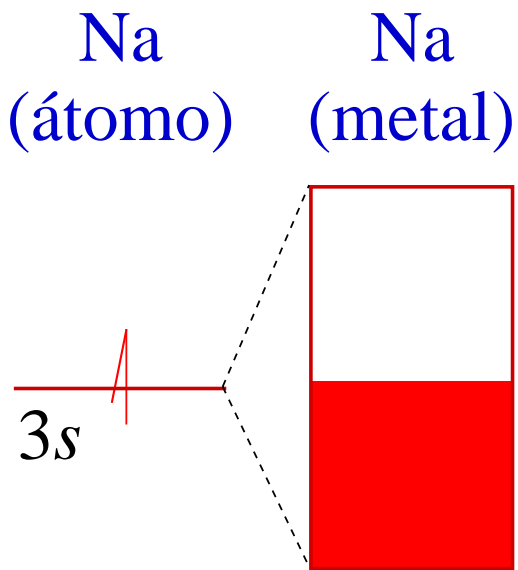
(b)  
agujeros tetraédricos



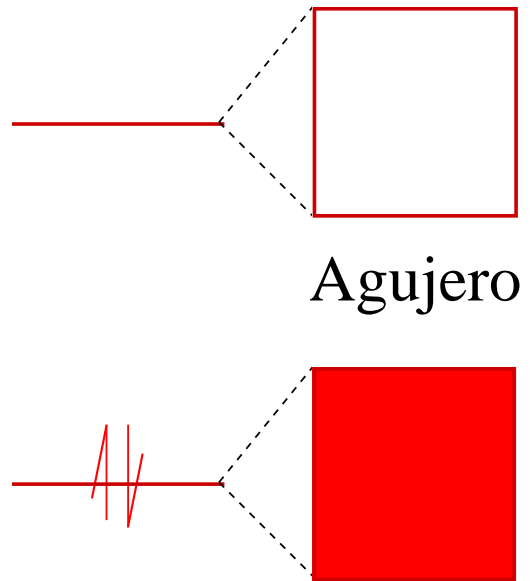
2 Orbitales Atómicos dan 2 Orbitales Moleculares



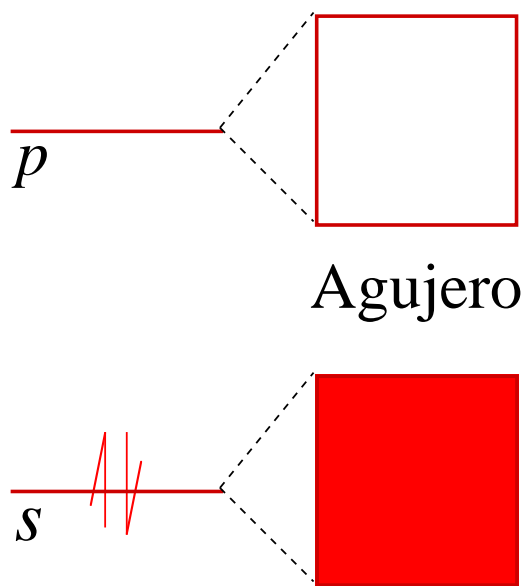
$N$  Orbitales Atómicos dan  $N$  Orbitales Moleculares.  
 Si  $N$  es grande, los O.M. están muy próximos  
 formando una banda



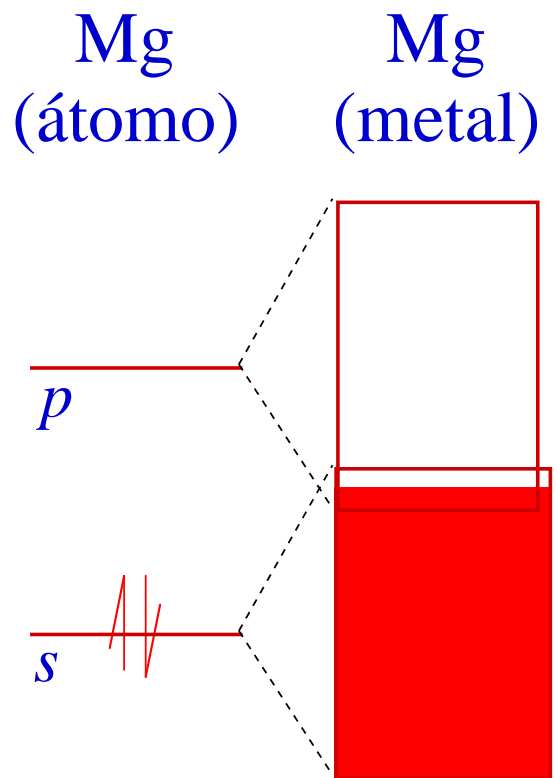
(a) Banda semillena:  
conducción metálica



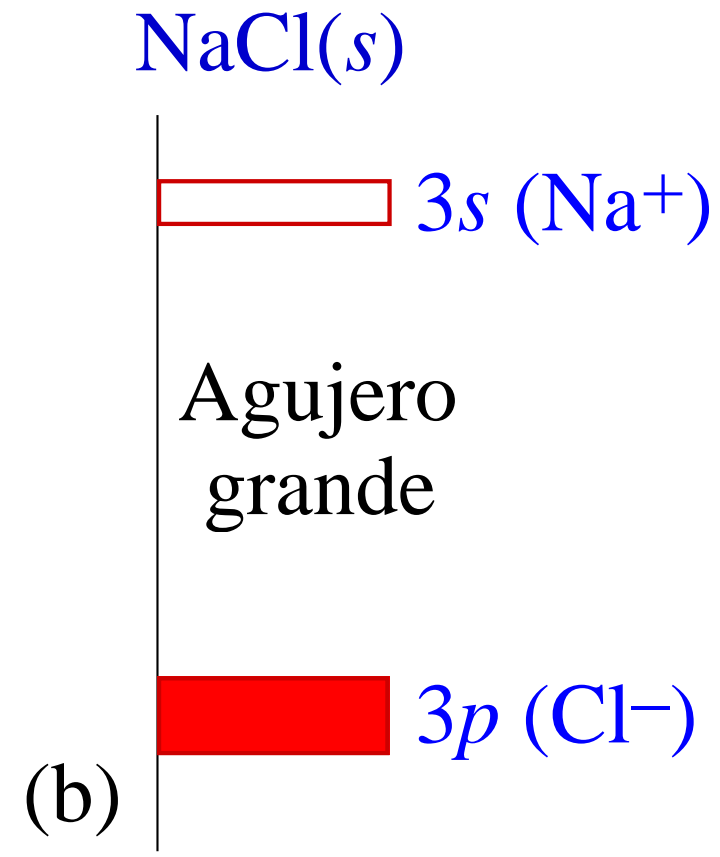
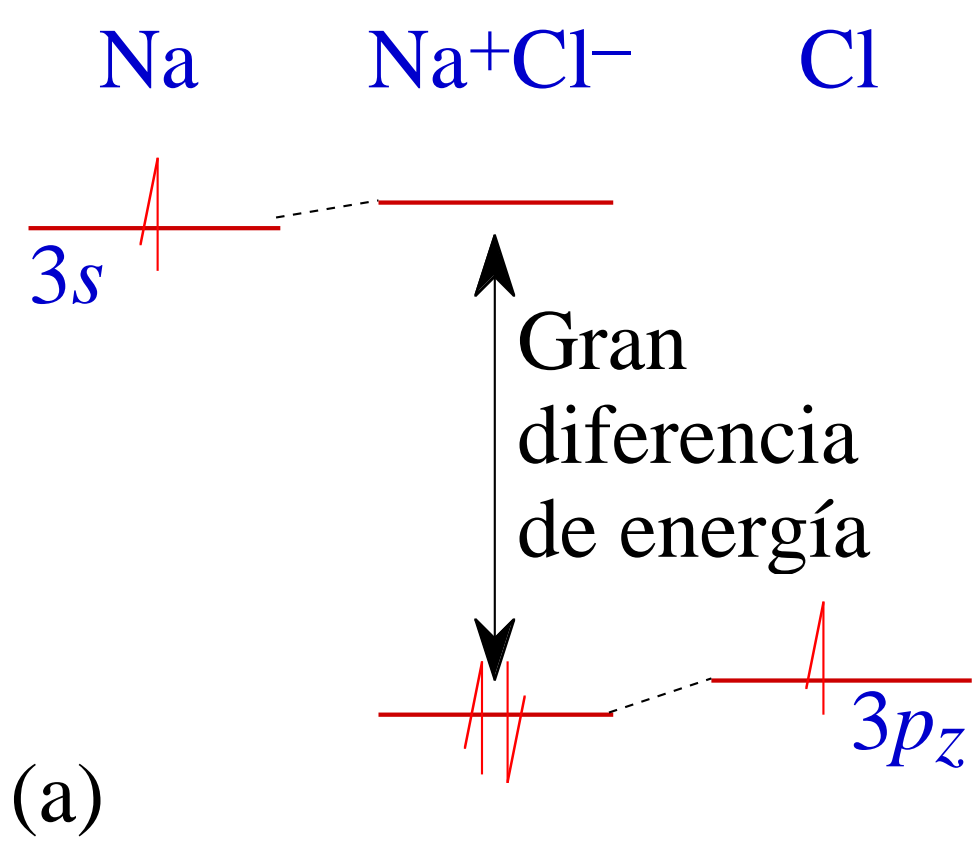
(b) Banda llena:  
aislante

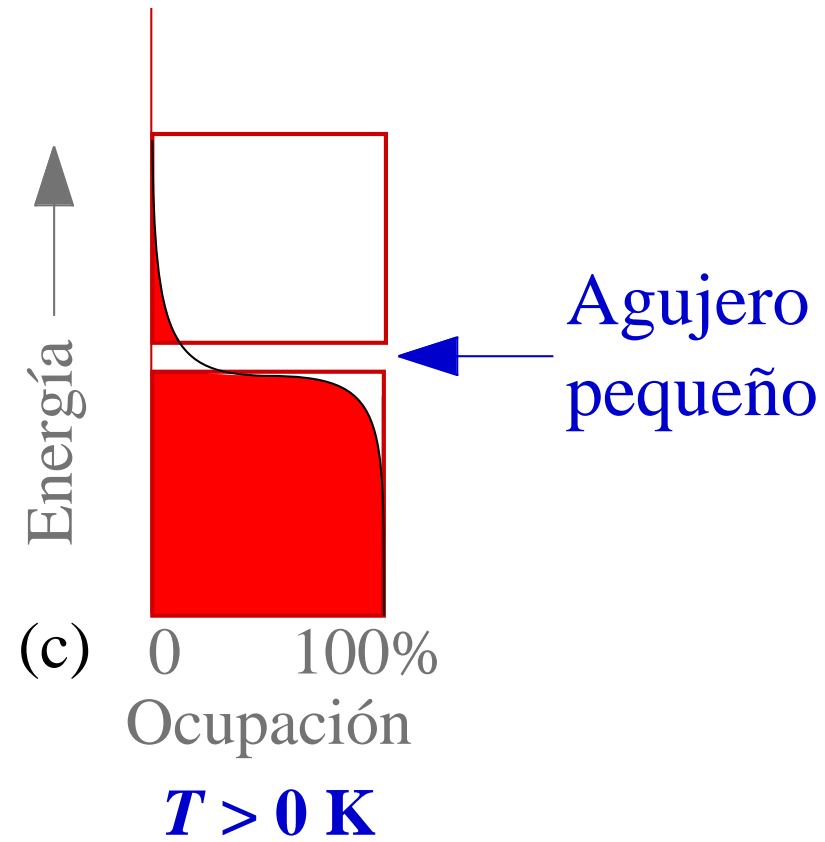
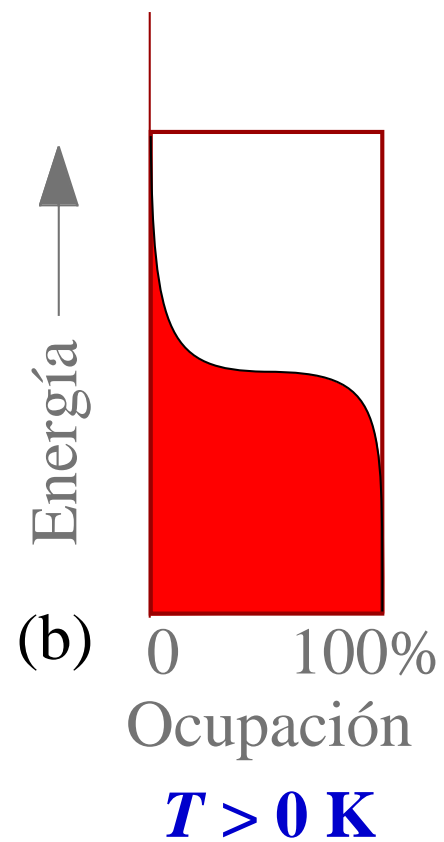
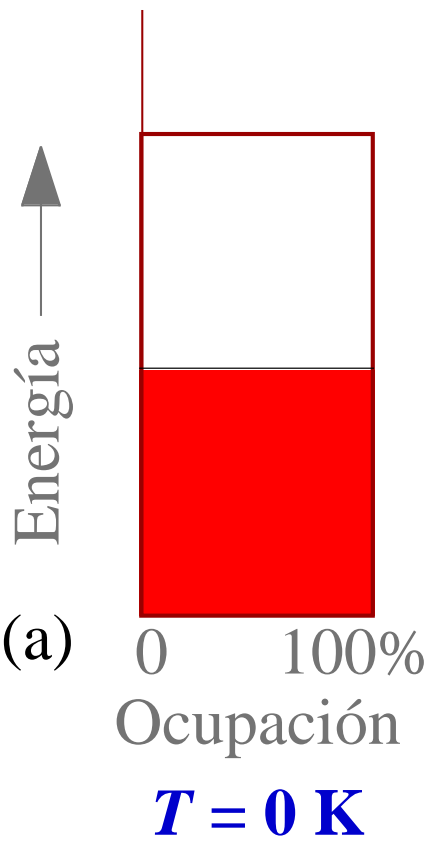


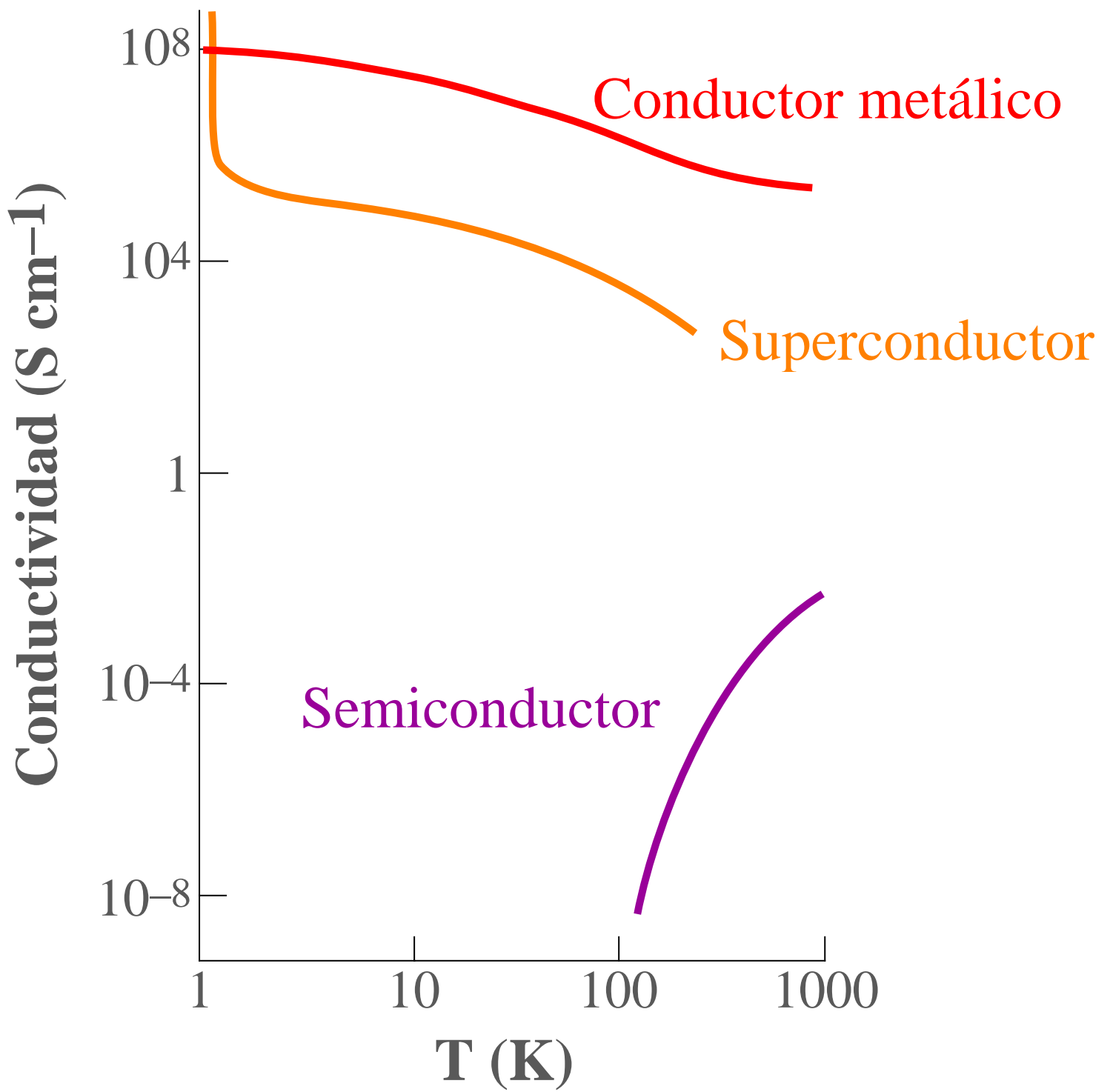
(a)



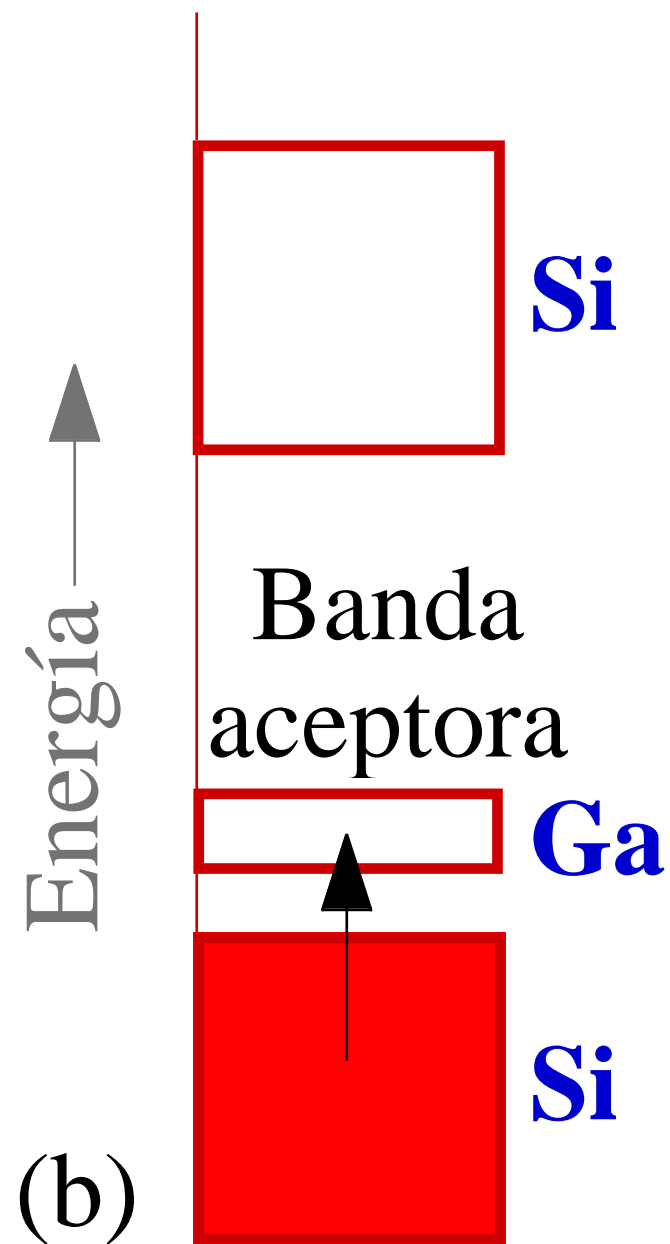
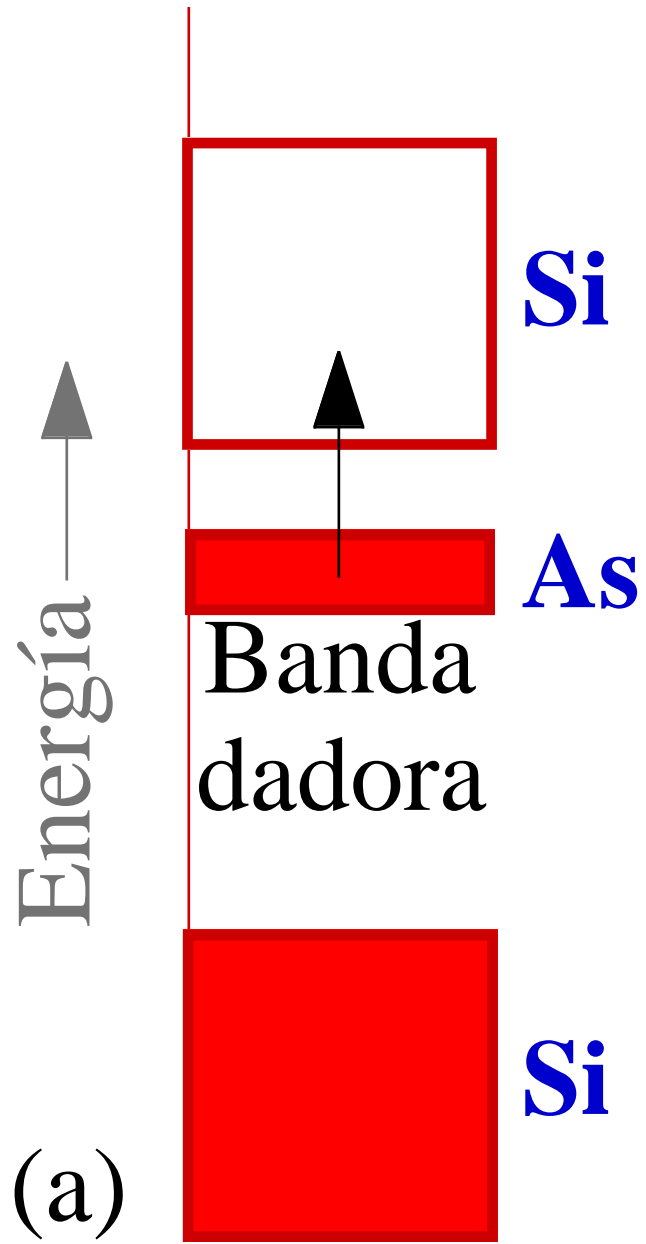
(b)

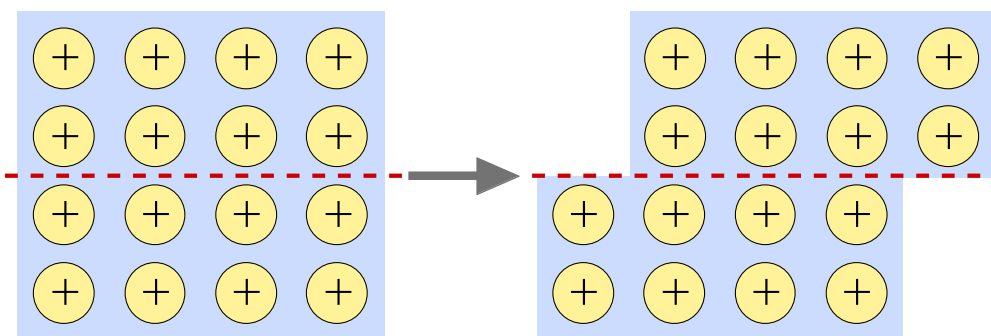




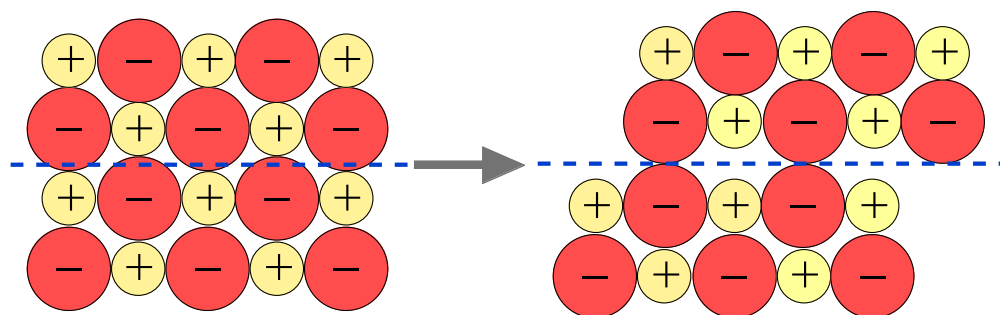








(a)



(b)

**Tabla 4.5. Tipos de red cristalina habituales en los metales**

<b>Tipo de red cristalina</b>	<b>Número de Coordinación</b>
hexagonal (empaquetamiento hexagonal compacto, ABAB...)	12
cúbica centrada en las caras (empaquetamiento cúbico compacto, ABCABC...)	12
cúbica centrada en el cuerpo	8
cúbica simple (muy poco usual)	6

Li 13,094 hcp<72 ccc<PE		Be 4,913 hcp<1250 ccc<PE		<b>Li</b> 13,094 hcp<72 ccc<PE											<b>Elemento</b> <b>Volumen molar (cm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup>), a 298,15 K</b> Rango de temperatura (K) de estabilidad de las formas alotrópicas de cada metal
Na 23,932 hcp<36 ccc<PE		Mg 14,082 hcp													Al 10,061 ccp
K 45,646 ccc	Ca 26,439 ccp<510 ccc<PE	Sc 15,134 hcp<1607 ccc<PE	Ti 10,697 hcp<1173 ccc<PE	V 8,377 ccc	Cr 7,274 ccc	Mn 7,42 cub<1368 ccp<1408 ccc<PE	Fe 7,137 ccc<1183 ccp<1663 ccc<PE	Co 6,712 hcp<661 ccp<PE	Ni 6,631 ccp	Cu 7,156 ccp	Zn 9,219 hcp	Ga 11,865 orto			
Rb 56,200 ccc	Sr 34,07 ccp<486 hcp<878 ccc<PE	Y 20,017 hcp<1733 ccc<PE	Zr 14,106 hcp<1138 ccc<PE	Nb 10,895 ccc	Mo 9,443 ccc	Tc 8,644 hcp	Ru 8,222 hcp	Rh 8,334 ccp	Pd 8,918 ccp	Ag 10,335 ccp	Cd 13,078 hcp	In 15,851 fct	Sn 16,391 diam<291 tcc<PE		
Cs 70,168 ccc	Ba 38,399 ccc	La-Lu	Hf 13,526 hcp<2268 ccc<PE	Ta 10,919 ccc	W 9,601 ccc	Re 8,916 hcp	Os 8,476 hcp	Ir 8,572 ccp	Pt 9,148 ccp	Au 10,277 ccp	Hg 14,152 tcc<79 romb<PE	Tl 17,322 hcp<503 ccc<PE	Pb 18,377 ccp	Bi 21,442 romb	
Fr	Ra 41,337 ccc	Ac-Lr													
La 22,74 hcpd<613 ccp<1141 ccc<PE	Ce 20,83 ccp<95 hcpd<263 ccp<1003 ccc<PE	Pr 20,93 hcpd<1094 ccc<PE	Nd 20,71 hcpd<1135 ccc<PE	Pm 20,361 hcpd	Sm 20,12 hcpd<1190 ccc<PE	Eu 29,160 ccc	Gd 20,027 hcp<1535 ccc<PE	Tb 19,43 orto<220 hcp<1589 ccc<PE	Dy 19,123 hcp<1243 ccp<PE	Ho 18,869 hcp<1239 ccc<PE	Er 18,565 hcp<1190 ccc<PE	Tm 18,183 hcp<1277 ccc<PE	Yb 25,00 hcp<270 ccp<1005 ccc<PE	Lu 17,891 hcp<1673 ccc<PE	
Ac 22,694 ccp	Th 19,922 ccp<1673 ccc<PE	Pa 15,278 tcc<1443 ccc<PE	U 12,572 orto<935 tetr<1045 ccc<PE	Np 11,65 orto<553 tetr<850 ccc<PE	Pu 12,12 mon<395	Am 17,74 hcpd<923 ccp<1350 ccc<PE	Cm 18,17 hcpd<1550 ccp<PE	Bk 16,95 hcpd<1200 ccp<PE	Cf 16,50 hcpd<873 ccp<998 ccc<PE	Es ccp	Fm	Md	No	Lr	

Empaquetamientos compactos  
 ccp = cúbico compacto (centrado en caras, ABC...)  
 hcp = hexagonal compacto (ABAB...)  
 hcpd = hexagonal compacto doble (ABAC...)

Empaquetamientos cúbicos no compactos  
 ccc = cúbico centrado en el cuerpo  
 cub = cúbico simple

Otros empaquetamientos  
 tcc = tetragonal centrado en el cuerpo  
 tetr = tetragonal complejo  
 orto = ortorrómbico centrado en las caras  
 mon =: monoclinico  
 romb = romboédrico

**Tabla 4.6. Tipos de estructura y relación  $r_+/r_-$  óptima para cada una de ellas**

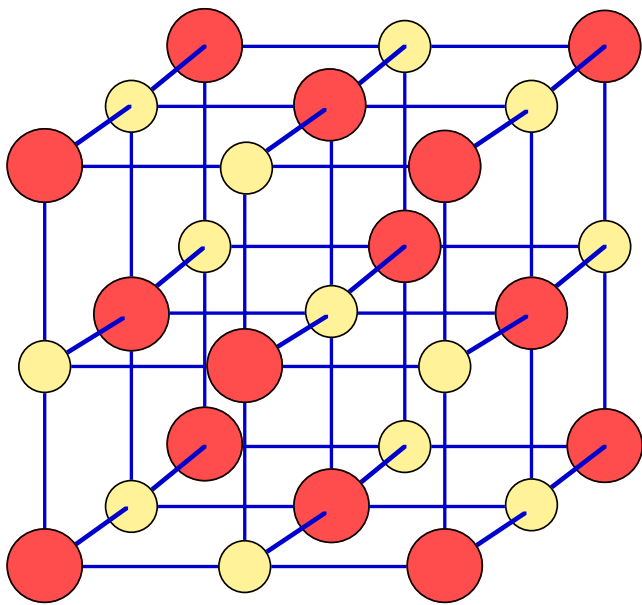
<b>Tipo de estructura</b>	<b>Número de Coordinación*</b>	<b><math>N_+/N_-</math> **</b>	<b><math>r_+/r_-</math> óptimo***</b>	<b>Figura</b>
<b>Blenda de cinc (ZnS)</b>	(4,4)	1:1	0,22–0,41	4.14(c)
<b>Wurtzita (ZnS)</b>	(4,4)	1:1	0,22–0,41	4.14(d)
<b>Cloruro de sodio (NaCl)</b>	(6,6)	1:1	0,41–0,73	4.14(a)
<b>Cloruro de cesio (CsCl)</b>	(8,8)	1:1	0,73–1,00	4.14(b)
<b>Rutilo (TiO<sub>2</sub>)</b>	(6,3)	1:2	0,41–0,73	4.14(f)
<b>Fluorita (CaF<sub>2</sub>)</b>	(8,4)	1:2	0,73–1,00	4.14(e)
<b>Antifluorita (ejemplo: K<sub>2</sub>O)</b>	(4,8)	2:1	0,73–1,00	

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

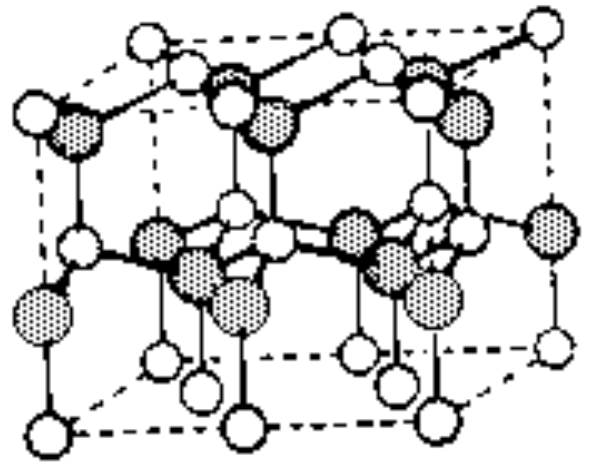
El número de coordinación de un ion es el número de iones de carga opuesta que tiene más próximos.

\*\* Número de cationes/número de aniones

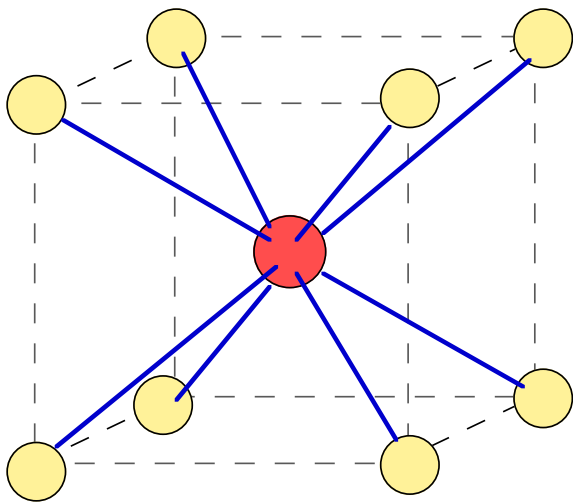
\*\*\* Relación óptima entre el radio del ion más pequeño y el del más grande, calculada geoméricamente. Habitualmente, el radio mayor es el del anión, por lo que la relación anterior se convierte en  $r_+/r_-$ .



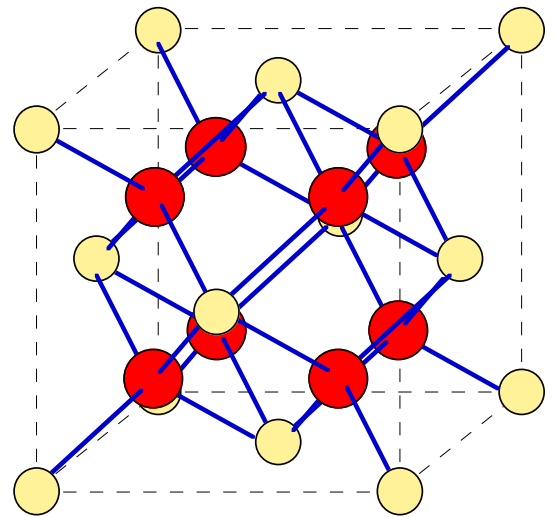
(a) ● Cl ● Na



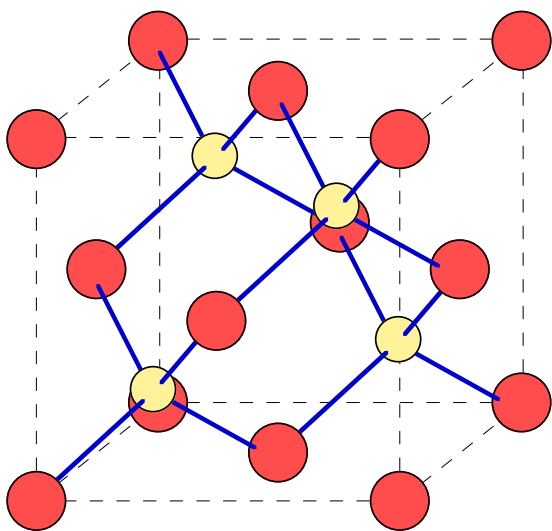
(d) ● S ● Zn



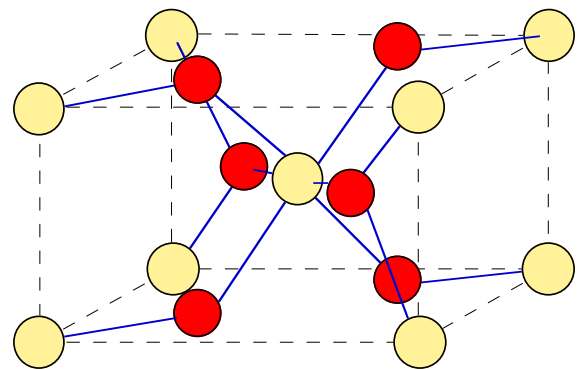
(b) ● Cl ● Cs



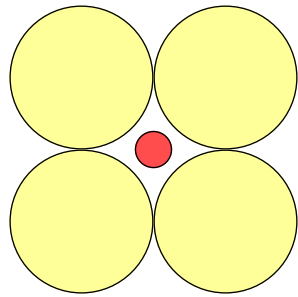
(e) ● F ● Ca



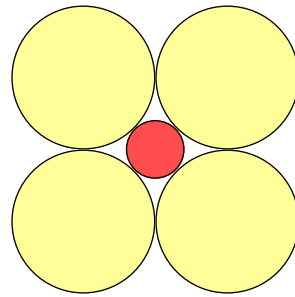
(c) ● S ● Zn



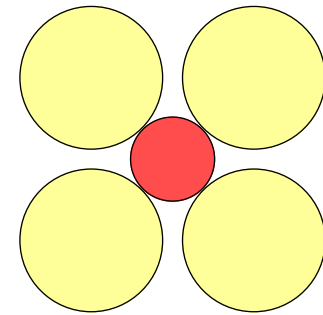
(f) ● O ● Ti



número de coordinación = 6  
relación de radios  $< 0,414$   
No favorable



número de coordinación = 6  
relación de radios =  $0,414$

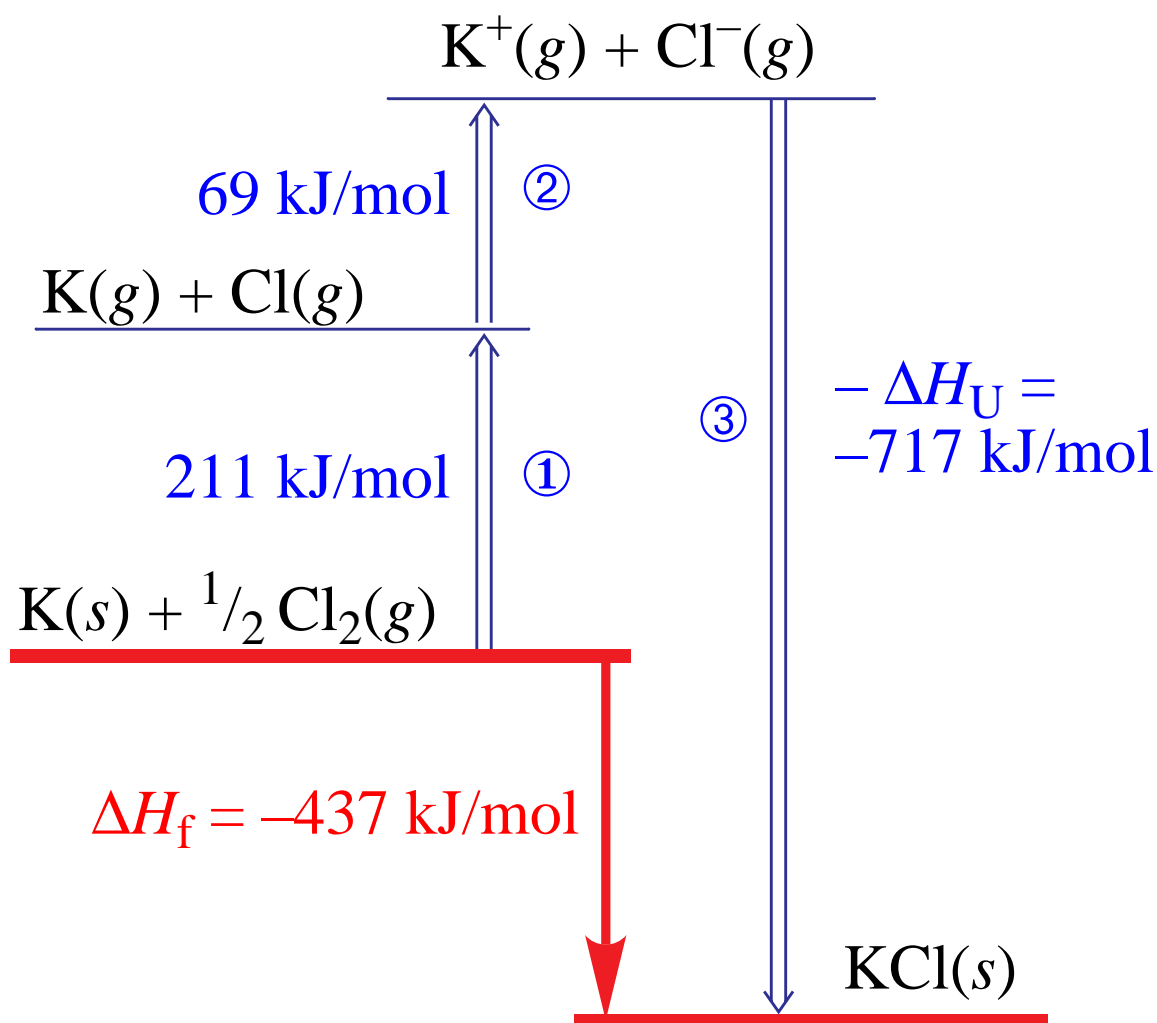


número de coordinación = 6  
relación de radios  $> 0,414$

**Tabla 4.7. Entalpías de red a 25°C en kilojulios por mol**

<i>Haluros del grupo 1 y 11</i>						<i>del grupo 2</i>				<i>Óxidos</i>		<i>Sulfuros</i>			
<b>LiF</b>	1046	<b>LiCl</b>	861	<b>LiBr</b>	818	<b>LiI</b>	759	<b>BeCl<sub>2</sub></b>	3017	<b>Li<sub>2</sub>O</b>	2799	<b>BeO</b>	4443		
<b>NaF</b>	929	<b>NaCl</b>	787	<b>NaBr</b>	751	<b>NaI</b>	700	<b>MgCl<sub>2</sub></b>	2524	<b>Na<sub>2</sub>O</b>	2481	<b>MgO</b>	3850	<b>MgS</b>	3406
<b>KF</b>	826	<b>KCl</b>	717	<b>KBr</b>	689	<b>KI</b>	645	<b>CaCl<sub>2</sub></b>	2255	<b>K<sub>2</sub>O</b>	2238	<b>CaO</b>	3461	<b>CaS</b>	3119
<b>AgF</b>	971	<b>AgCl</b>	916	<b>AgBr</b>	903	<b>AgI</b>	887	<b>SrCl<sub>2</sub></b>	2153			<b>SrO</b>	3283	<b>SrS</b>	2974





①  $\Delta H_S(\text{K}) + \frac{1}{2} \Delta H_D(\text{Cl}_2) = 89 + 122 = 211 \text{ kJ/mol}$

②  $\Delta H_I(\text{K}) + \Delta H_{EA}(\text{Cl}) = 418 + (-349) = 69 \text{ kJ/mol}$

**Tabla 4.8. Valores de la constante de Madelung para algunos tipos de red iónica**

<b>Tipo de red</b>	<b>Blenda de cinc (ZnS)</b>	<b>Cloruro de sodio</b>	<b>Cloruro de cesio</b>	<b>Fluorita (CaF<sub>2</sub>)</b>	<b>Rutilo (TiO<sub>2</sub>)</b>
<b><i>M</i></b>	1,63806	1,74756	1,76267	2,51939	2,408

**Tabla 4.9. Valores del factor de Landé para algunos iones**

<b>Configuración</b>	<b>He</b>	<b>Ne</b>	<b>Ar, Cu<sup>+</sup></b>	<b>Kr, Ag<sup>+</sup></b>	<b>Xe, Au<sup>+</sup></b>
<b><i>n</i></b>	5	7	9	10	12
<b>Ejemplos</b>	Li <sup>+</sup>	F <sup>-</sup> , O <sup>2-</sup> , Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup> , Cl <sup>-</sup> , Ca <sup>2+</sup>	Br <sup>-</sup> , Rb <sup>+</sup>	I <sup>-</sup> , Cs <sup>+</sup> , Ba <sup>2+</sup>

**Tabla 4.10. Comparación de las entalpías de red experimentales y teóricas de haluros, en kJ/mol**

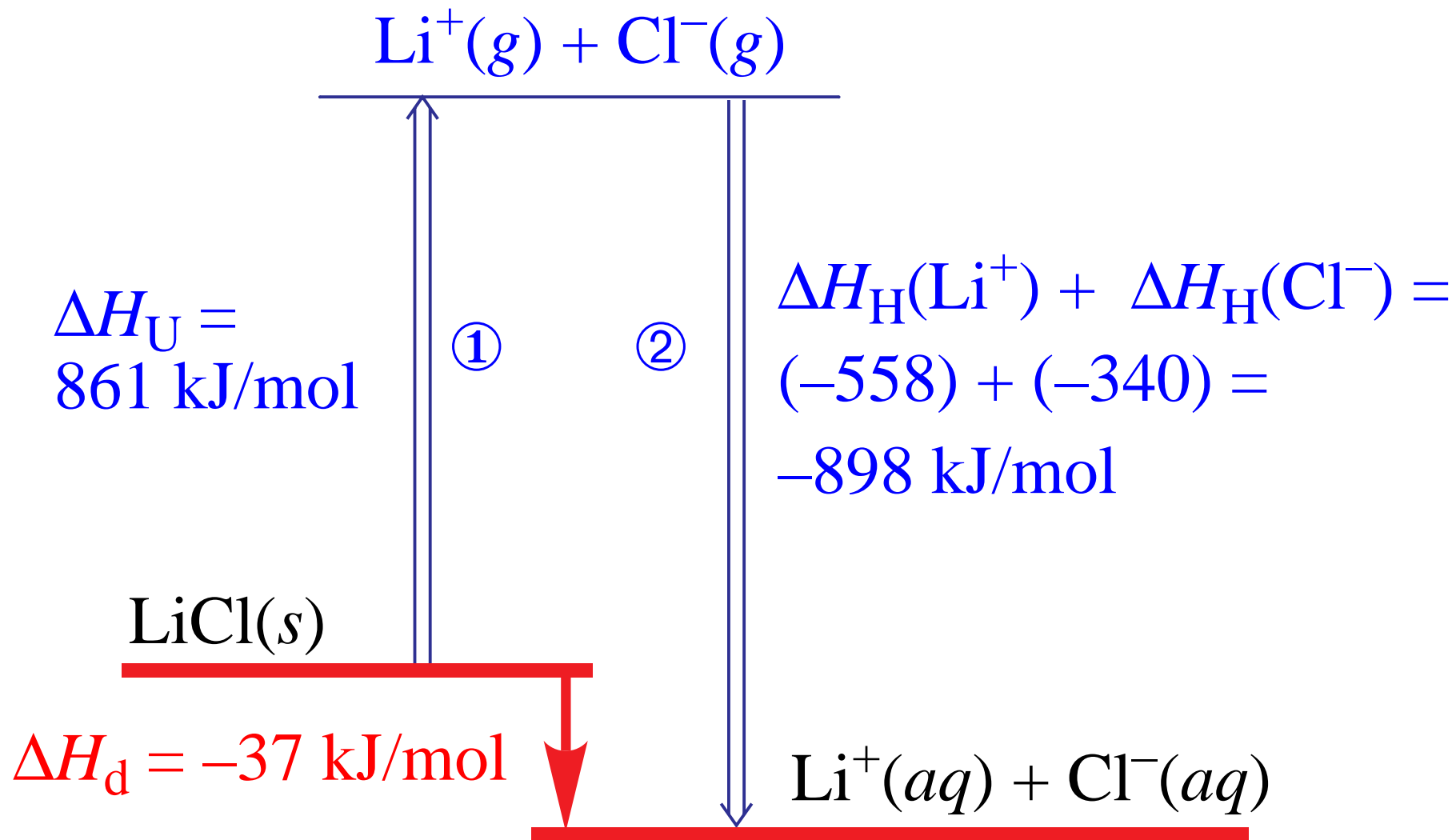
<b>Compuesto</b>	<b>LiF</b>	<b>NaF</b>	<b>KF</b>	<b>LiI</b>	<b>NaI</b>	<b>KI</b>	<b>MgBr<sub>2</sub></b>	<b>MgI<sub>2</sub></b>	<b>MnBr<sub>2</sub></b>	<b>MnI<sub>2</sub></b>
<b>Entalpía de red experimental</b>	1046	929	826	759	700	645	2395	2315	2441	2382
<b>Entalpía de red teórica</b>	1032	901	790	709	672	622	2140	1985	2177	2010
<b>Diferencia, en porcentaje</b>	1,3%	3,0%	4,3%	6,6%	4,0%	3,6%	11%	14%	15%	16%

**Tabla 4.11. Variación del radio del haluro y el punto de fusión para los haluros de sodio**

<b>Sustancia</b>	<b>NaF</b>	<b>NaCl</b>	<b>NaBr</b>	<b>NaI</b>
<b>Radio del anión ( Å)</b>	1,36	1,81	1,95	2,16
<b>Punto de fusión ( °C)</b>	990	801	755	651

**Tabla 4.12. Puntos de fusión para algunos haluros**

<b>Sustancia</b>	<b>BeCl<sub>2</sub></b>	<b>CaCl<sub>2</sub></b>	<b>HgCl<sub>2</sub></b>	<b>NaBr</b>	<b>MgBr<sub>2</sub></b>	<b>AlBr<sub>3</sub></b>	<b>LiBr</b>	<b>NaBr</b>	<b>KBr</b>
<b>Punto de fusión ( °C)</b>	405	772	276	755	700	975	547	755	730



**Tabla 4.13. Entalpías de hidratación en kilojulios por mol de algunos iones**

<b>Ion</b>	<b>Li<sup>+</sup></b>	<b>Na<sup>+</sup></b>	<b>K<sup>+</sup></b>	<b>Cl<sup>-</sup></b>	<b>Br<sup>-</sup></b>	<b>I<sup>-</sup></b>	<b>Li<sup>+</sup></b>	<b>Be<sup>2+</sup></b>	<b>Al<sup>3+</sup></b>
<b>Entalpía de hidratación</b>	-558	-444	-361	-340	-309	-296	-558	-1435	-2537

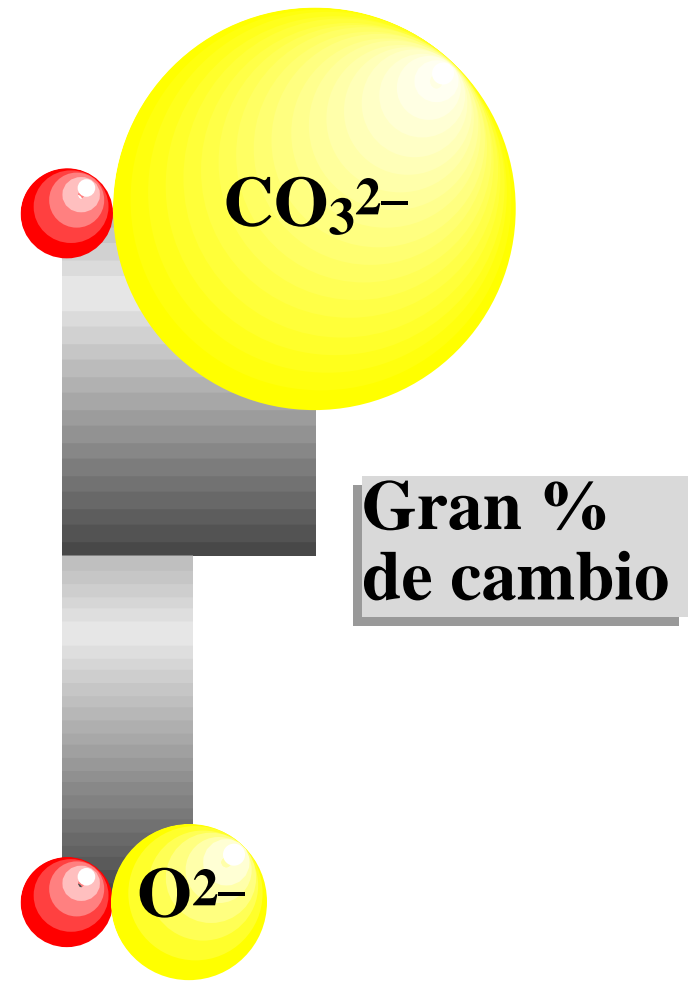
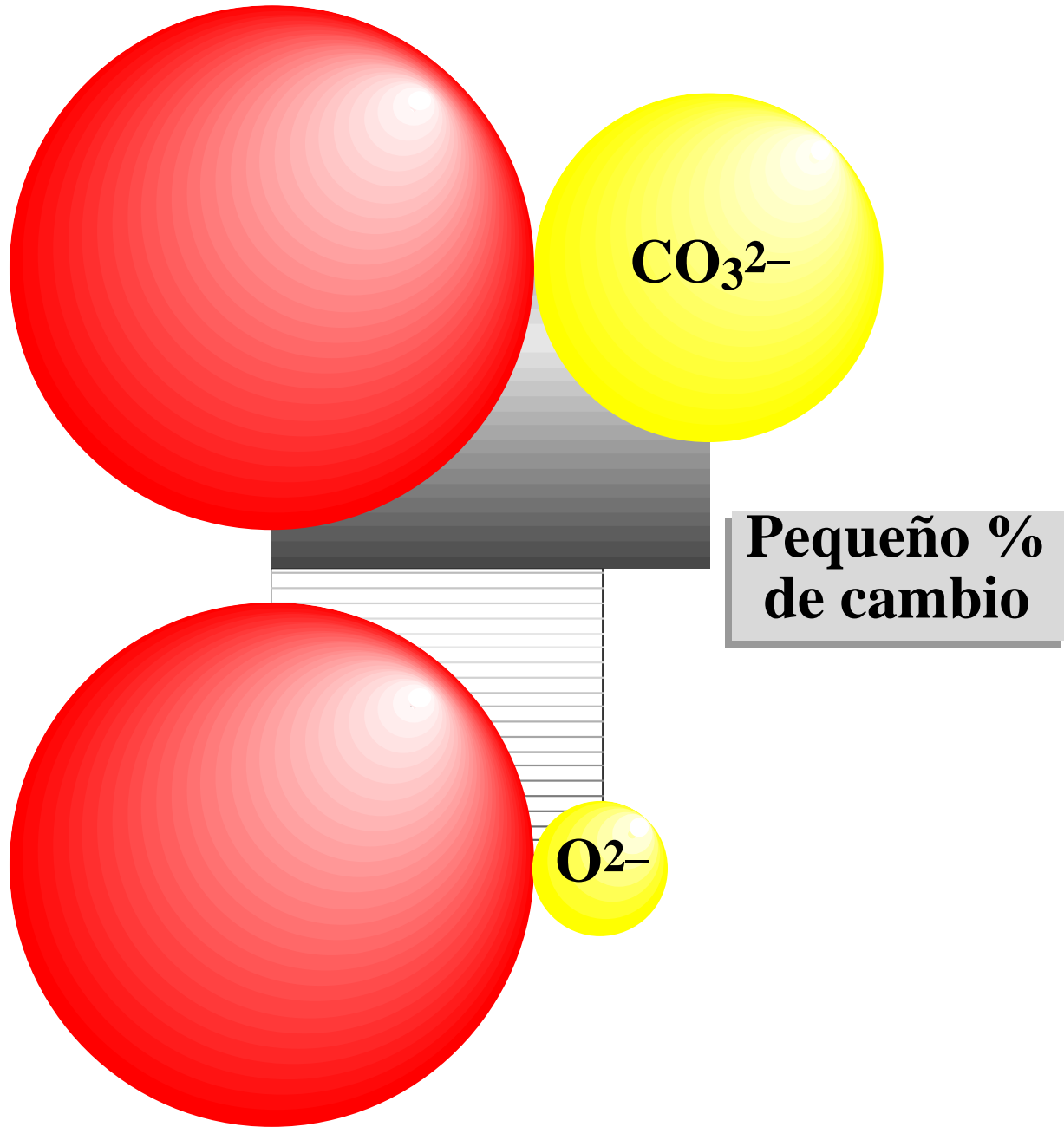
**Tabla 4.14. Variación de la solubilidad de algunos haluros alcalinos**

<b>Compuesto</b>	<b>LiF</b>	<b>LiCl</b>	<b>LiBr</b>	<b>NaCl</b>	<b>KCl</b>	<b>RbCl</b>
<b>Entalpía de hidratación en kJ/mol</b>	-1041	-898	-867	-783	-701	-675
<b>Entalpía de red en kJ/mol</b>	1046	861	818	787	717	692
<b>Entalpía de disolución en kJ/mol</b>	5	-37	-49	4	16	17
<b>Solubilidad (mol/l)</b>	0,06	14	10	5,4	4,2	6,0

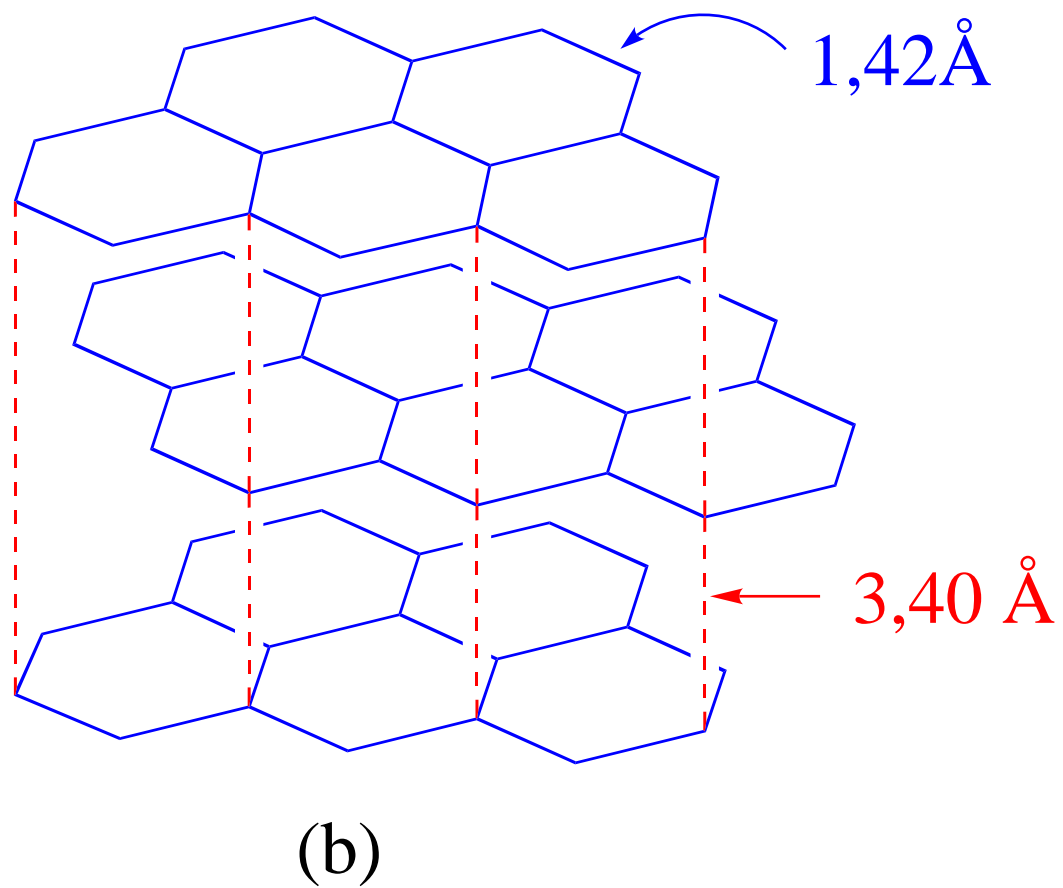
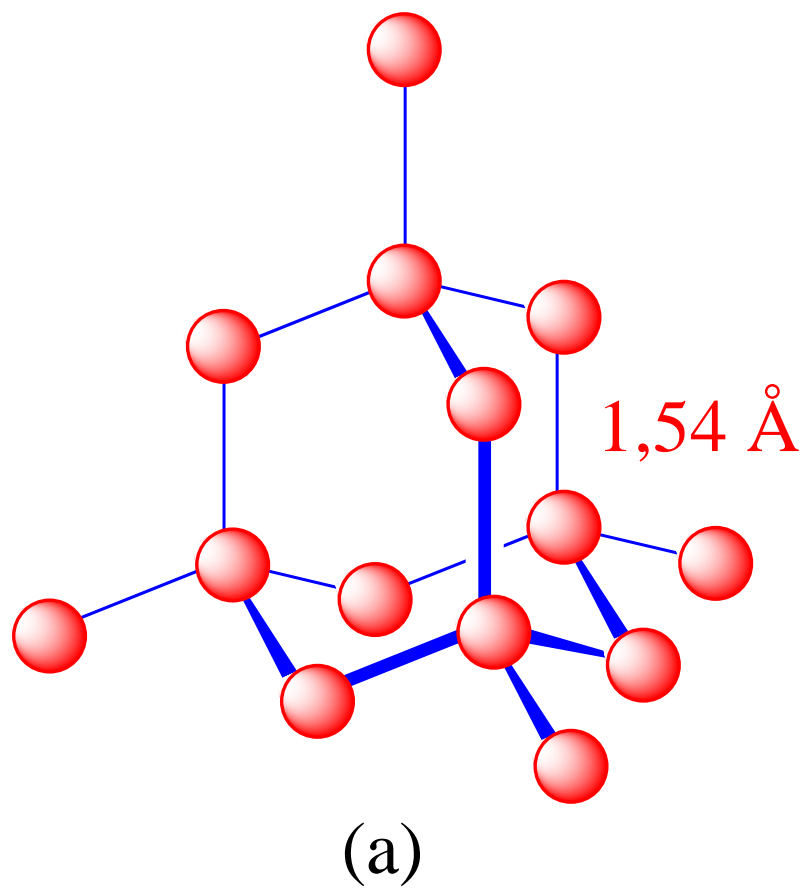
**Tabla 4.15. Datos termodinámicos para la reacción  $MCO_3(s) \longrightarrow MO(s) + CO_2(g)$  a 25 °C**

<b><i>M</i></b>	<b>Mg</b>	<b>Ca</b>	<b>Sr</b>	<b>Ba</b>
<b><math>\Delta H^\circ</math> (kJ mol<sup>-1</sup>)</b>	100,6	178,3	234,6	269,3
<b><math>\Delta S^\circ</math> (J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>)</b>	175,0	160,6	171,0	172,1
<b><math>\Delta G^\circ</math> (kJ mol<sup>-1</sup>)*</b>	<b>48,3</b>	<b>178,3</b>	<b>234,6</b>	<b>269,3</b>
<b>Temp. descomposición (°C)</b>	<b>400</b>	<b>900</b>	<b>1290</b>	<b>1360</b>

\*  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ . Los valores dados están calculados a 298 K (25 °C).







<i>Tipo de sólido</i>	<i>Iónico</i>	<i>Metálico</i>	<i>Covalente 3D</i>	<i>Molecular</i>
<i>Unidad estructural</i>	Ion	Átomo	Átomo	Molécula
<i>Enlace entre unidades</i>	Enlace iónico	Enlace metálico	Enlace covalente	Fuerzas de Van der Waals
<i>Dureza</i>	Duro	Amplia gama	Duro	Blando
<i>Punto de fusión</i>	Alto (600 a 3000 °C)	Amplia gama (-39 a 3400 °C)	Alto (1200 a 4000 °C)	Bajo (-272 a 400 °C)
<i>Conductividad</i>	Aislante en sólido pero conductor fundido o en dis.	Conductor	Aislante o semiconductor	Aislante
<i>Generalmente se presenta en</i>	Compuestos de los metales y no metales	Metales de la mitad izquierda	No metales del centro	No metales de la derecha
<i>Ejemplos</i>	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