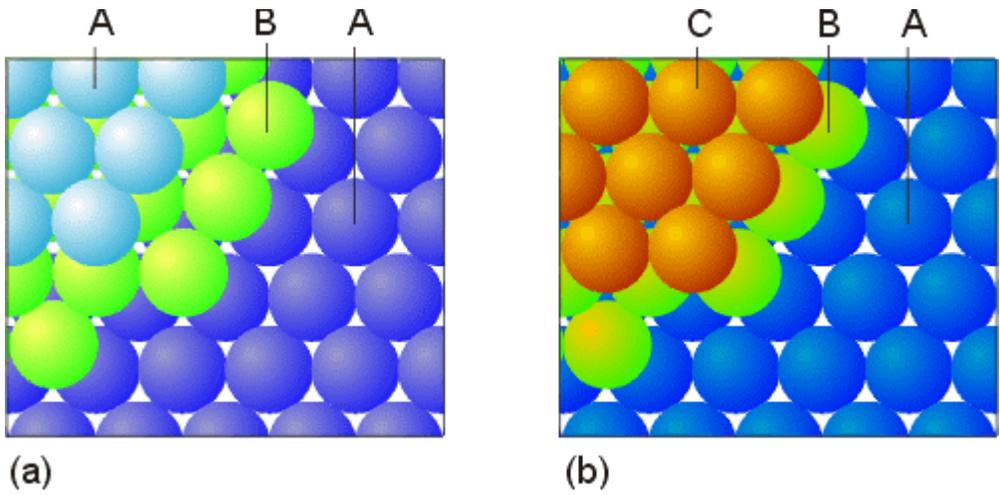
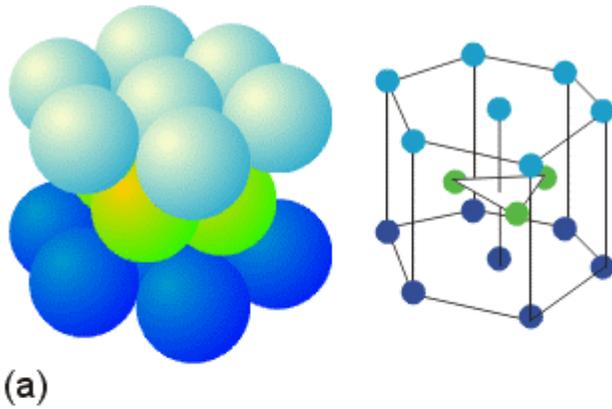


# TEMA 4: SOLIDOS IONICOS

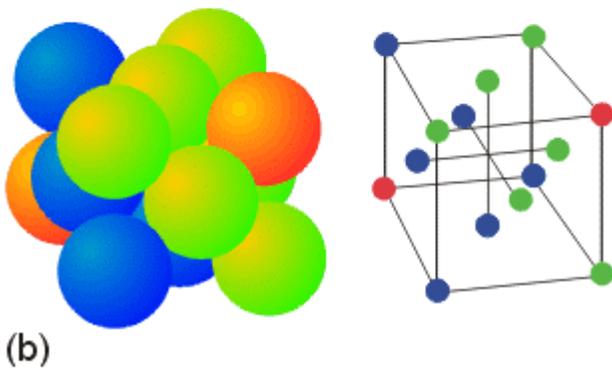
- 4.1 Introducción.
- 4.2 Estructuras de los cristales iónicos.
- 4.3 Radios iónicos.
- 4.4 Energía reticular.
- 4.5 Propiedades de los compuestos iónicos.

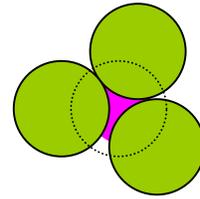
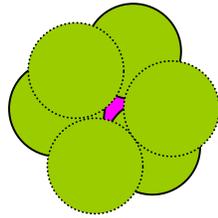
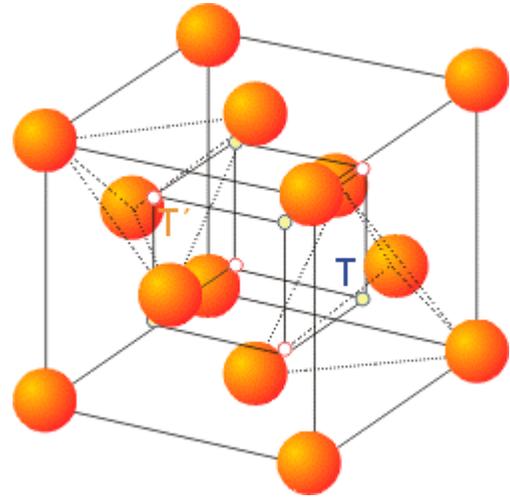
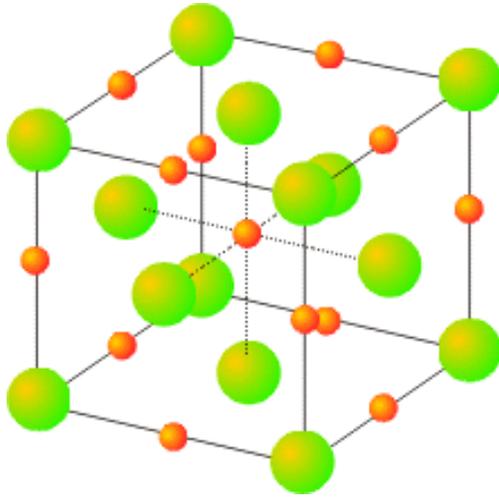


Formación de estructuras de empaquetamiento compacto *ehc* (a) y *ecc* (b).

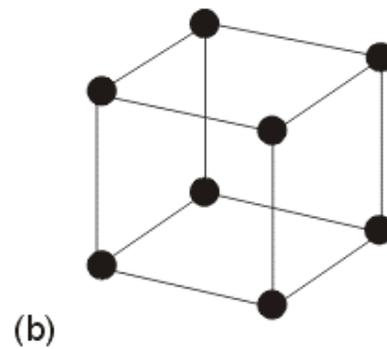
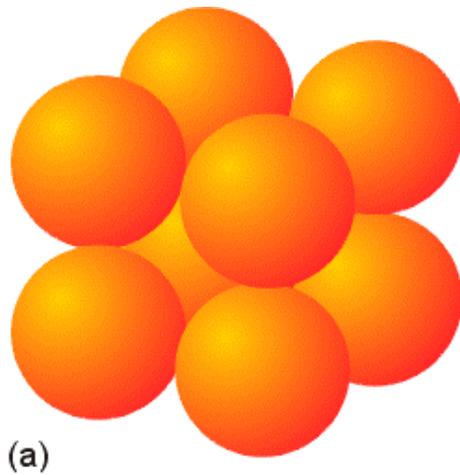


Celda elemental de las estructuras de empaquetamiento compacto *ehc* (a) y *ecc* (b).

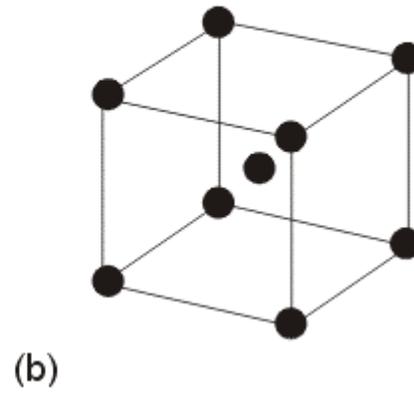
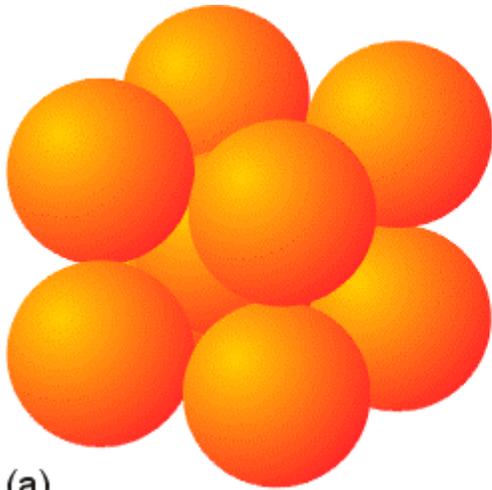




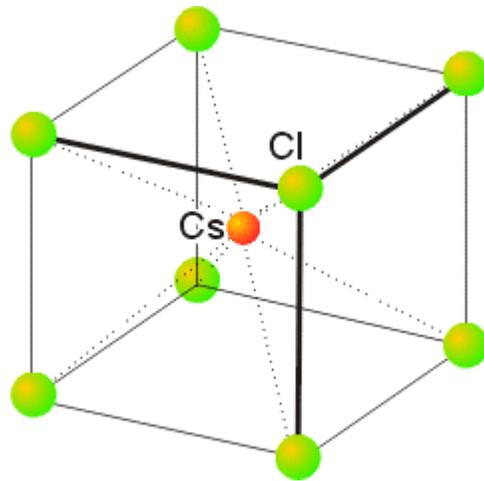
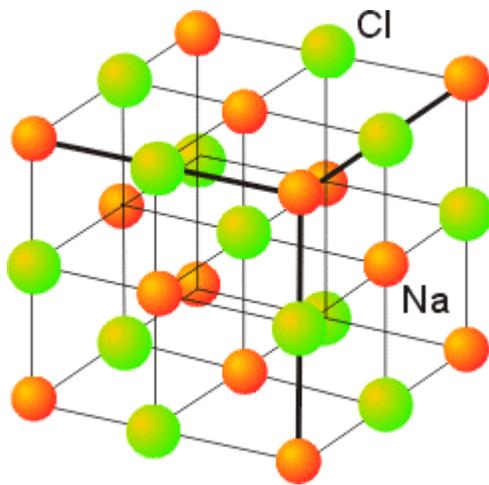
Huecos octaédrico (izqda) y tetraédrico (dcha) y su disposición en una estructura tipo ecc.



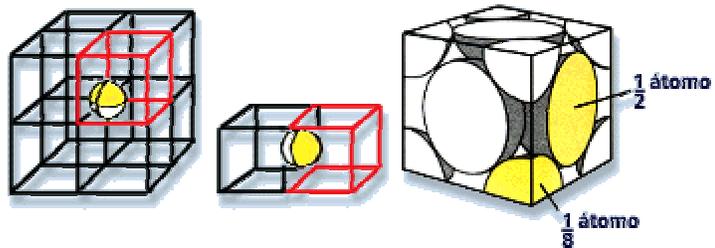
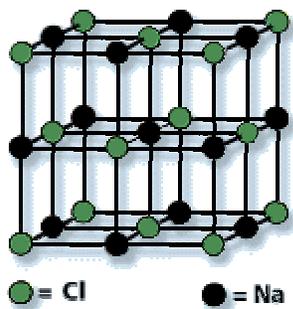
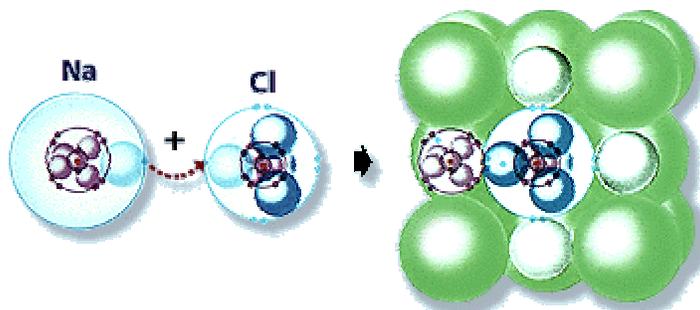
Celda elemental de la estructura cúbica primitiva (*P*)



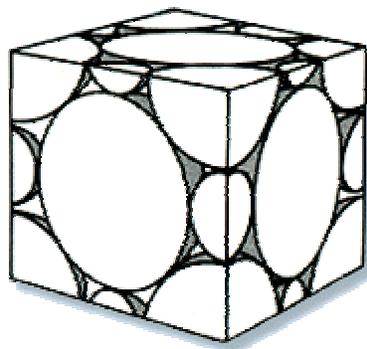
Celda elemental de la estructura cúbica centrada en el cuerpo (cc)



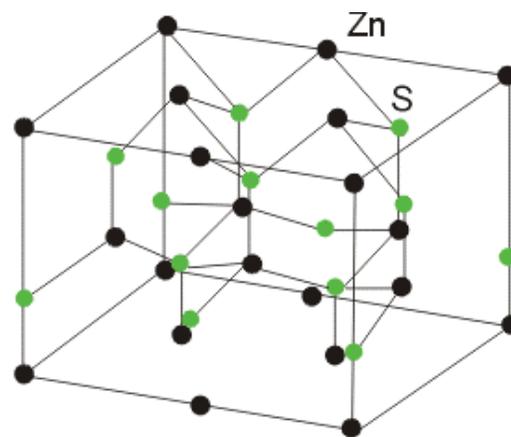
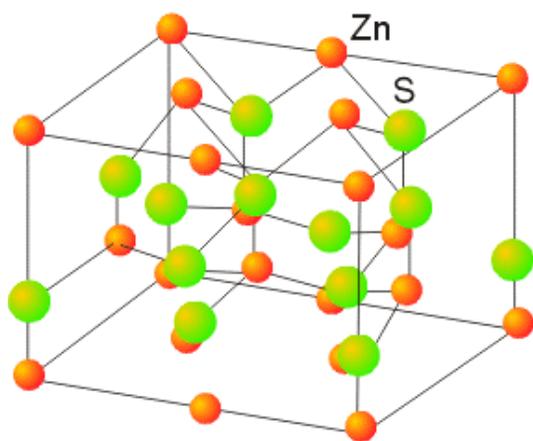
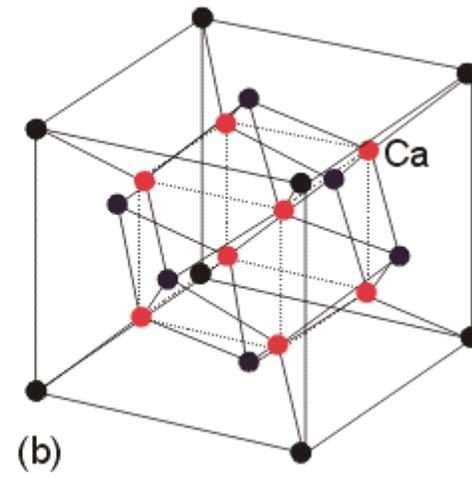
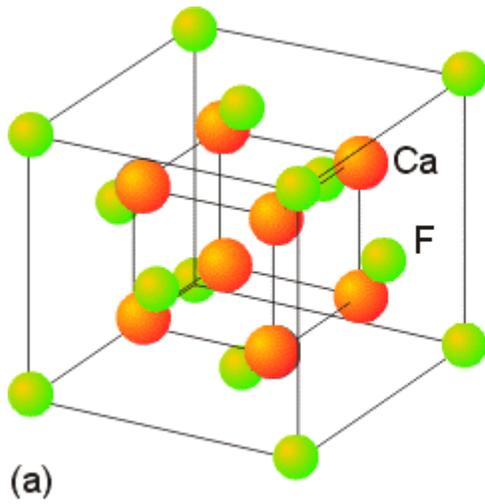
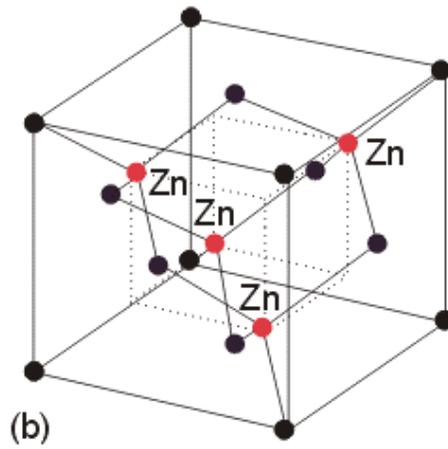
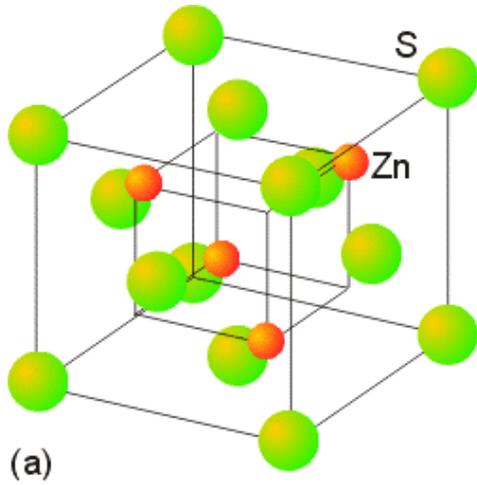
Estructura del NaCl (izquierda) y del CsCl (derecha)



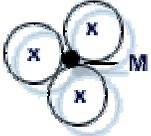
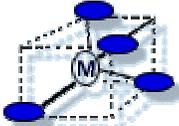
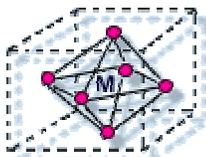
$$8 \left( \frac{1}{8} \right) + 6 \left( \frac{1}{2} \right) = 4 \text{ iones Cl}^-$$



$$1(1) + 12 \left( \frac{1}{4} \right) = 4 \text{ iones Na}^+$$



Estructura del ZnS (arriba), del CaF<sub>2</sub> (centro) y tipo wurtzita (abajo)

Mínima Repulsión	Relación MX	Geometría
	$M(X)_2$	Lineal
	$M(X)_3$	Triangular
	$MX_4$	Tetraédro
	$MX_6$	Octaédro
	$MX_8$	Cúbica

Nº Coordinación NC	Forma Geométrica	$r_{M+}/r_{X-}$
3	Triangular	0,155 a 0,255
4	Tetraédrica	0,255 a 0,414
6	Octaédrica	0,414 a 0,732
8	Cúbica	> 0,732

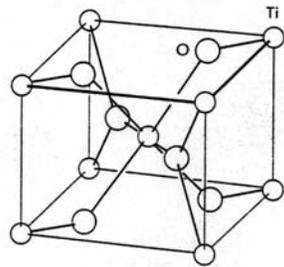


Figura 4.8: Estructura del TiO<sub>2</sub>.

Tabla 4.2

Número de coordinación	Relación de radios	Diagrama
8	> 0,7	
6	0,4 - 0,7	
4	0,2 - 0,4	
3	0,1 - 0,2	

Tabla 4.1 **Compuestos con estructuras cristalinas específicas**

Estructura cristalina	Ejemplo*
Antifluorita	K <sub>2</sub> O, K <sub>2</sub> S, Li <sub>2</sub> O, Na <sub>2</sub> O, Na <sub>2</sub> Se, Na <sub>2</sub> S
Cloruro de cesio	CsCl, CaS, TlSb, CsCN, CuZn
Fluorita	CaF <sub>2</sub> , UO <sub>2</sub> , BaCl <sub>2</sub> , HgF <sub>2</sub> , PbO <sub>2</sub>
Arseniuro de níquel	NiAs, NiS, FeS, PtSn, CoS
Perovskita	CaTiO <sub>3</sub> , BaTiO <sub>3</sub> , SrTiO <sub>3</sub>
Sal gema	NaCl, LiCl, KBr, RbI, AgCl, AgBr, MgO, CaO, TiO, FeO, NiO, SnAs, UC, ScN
Rutilo	TiO <sub>2</sub> , MnO <sub>2</sub> , SnO <sub>2</sub> , WO <sub>2</sub> , MgF <sub>2</sub> , NiF <sub>2</sub>
Esfalerita (blenda de cinc)	ZnS, CuCl, CdS, HgS, GaP, InAs
Wurtzita	ZnS, ZnO, BeO, MnS, AgI, † AlN, SiC, NH <sub>4</sub> F

\* La sustancia en negrita es la que da nombre a la estructura.  
 † El yoduro de plata se encuentra también con estructura de esfalerita, que es metaestable.

Tabla 4.3 **Entalpías reticulares medidas y calculadas**

Compuesto*	$\Delta H_R / (\text{kJ mol}^{-1})$		Calc./exp. (porcentaje)
	(calc.)	(exp.)	
LiF <sup>a</sup>	1033	1037	99,6
LiCl <sup>a</sup>	845	852	99,2
LiBr <sup>a</sup>	798	815	97,9
LiI <sup>a</sup>	740	761	97,2
CsF <sup>a</sup>	748	750	99,7
CsCl <sup>b</sup>	652	676	96,4
CsBr <sup>b</sup>	632	654	96,6
CsI <sup>b</sup>	601	620	96,9
AgF <sup>a</sup>	920	969	94,9
AgCl <sup>a</sup>	833	912	91,3
AgBr <sup>a</sup>	816	900	90,7

<sup>a</sup> Estructura de sal gema; <sup>b</sup> estructura de cloruro de cesio.  
 Fuente: D. Cubicciotti, *J. Chem. Phys.*, 31, 1646 (1951).  
 Los valores calculados utilizan un modelo iónico más completo, que incluye otros términos adicionales a la ecuación de Born-Mayer.

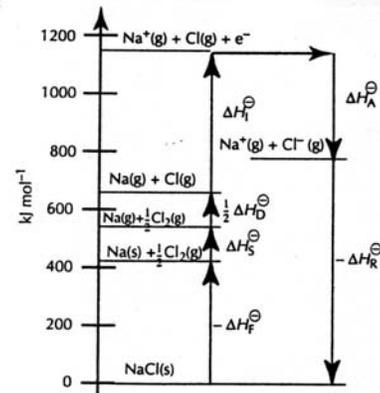


Figura 4.9: Ciclo de Born-Haber aplicado al NaCl.

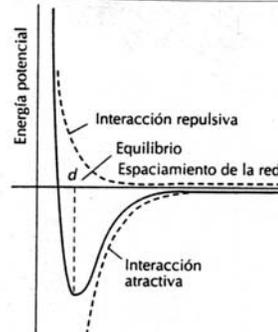


Figura 4.10: Contribuciones a la energía potencial de los iones de un cristal.

