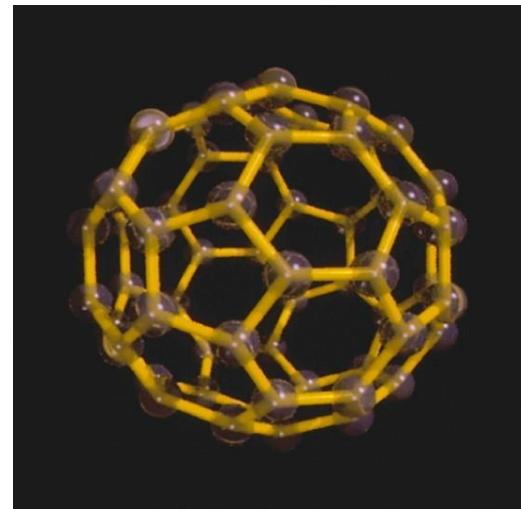


# Química General

Petrucci • Harwood • Herring

8ª Edición



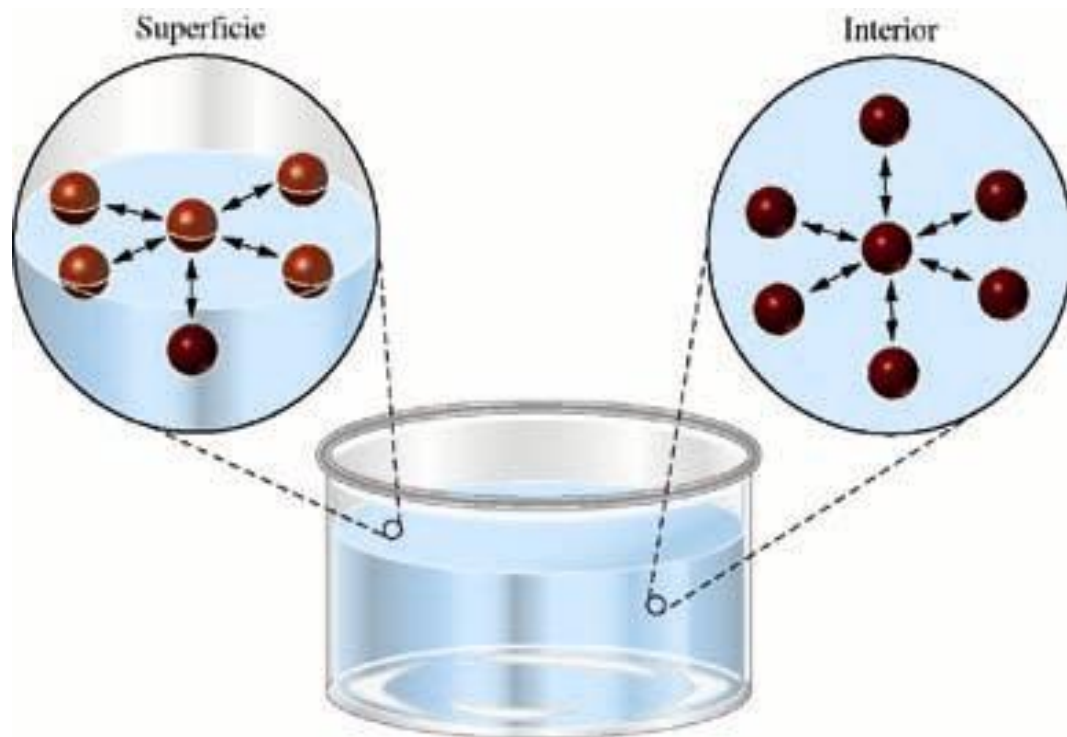
## Capítulo 13: Líquidos y sólidos.

© Prentice-Hall

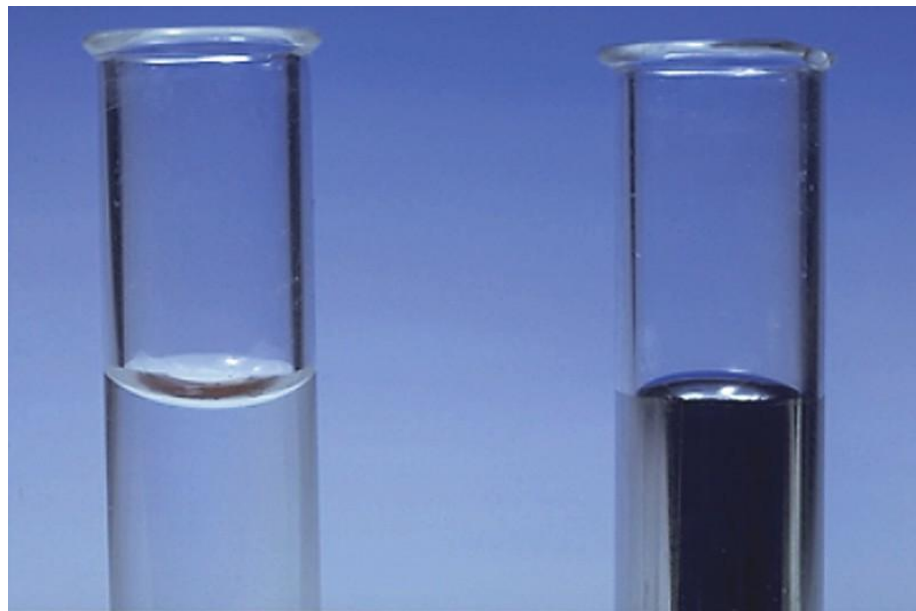
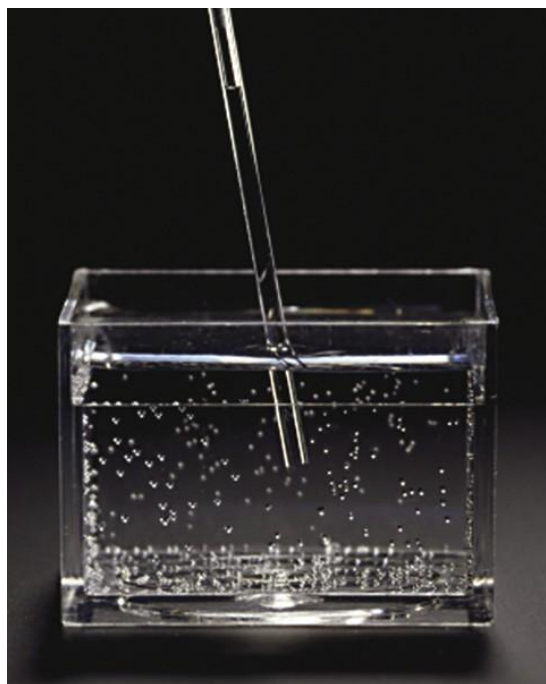
# 13.1 Fuerzas intermoleculares y algunas propiedades de los líquidos

- Fuerzas de cohesión:
  - Fuerzas intermoleculares entre moléculas semejantes.
- Fuerzas de adhesión:
  - Fuerzas intermoleculares entre moléculas diferentes.
- Tensión superficial:
  - Energía o trabajo necesario para aumentar el área de la superficie de un líquido.
- Viscosidad:
  - Resistencia del líquido a fluir.

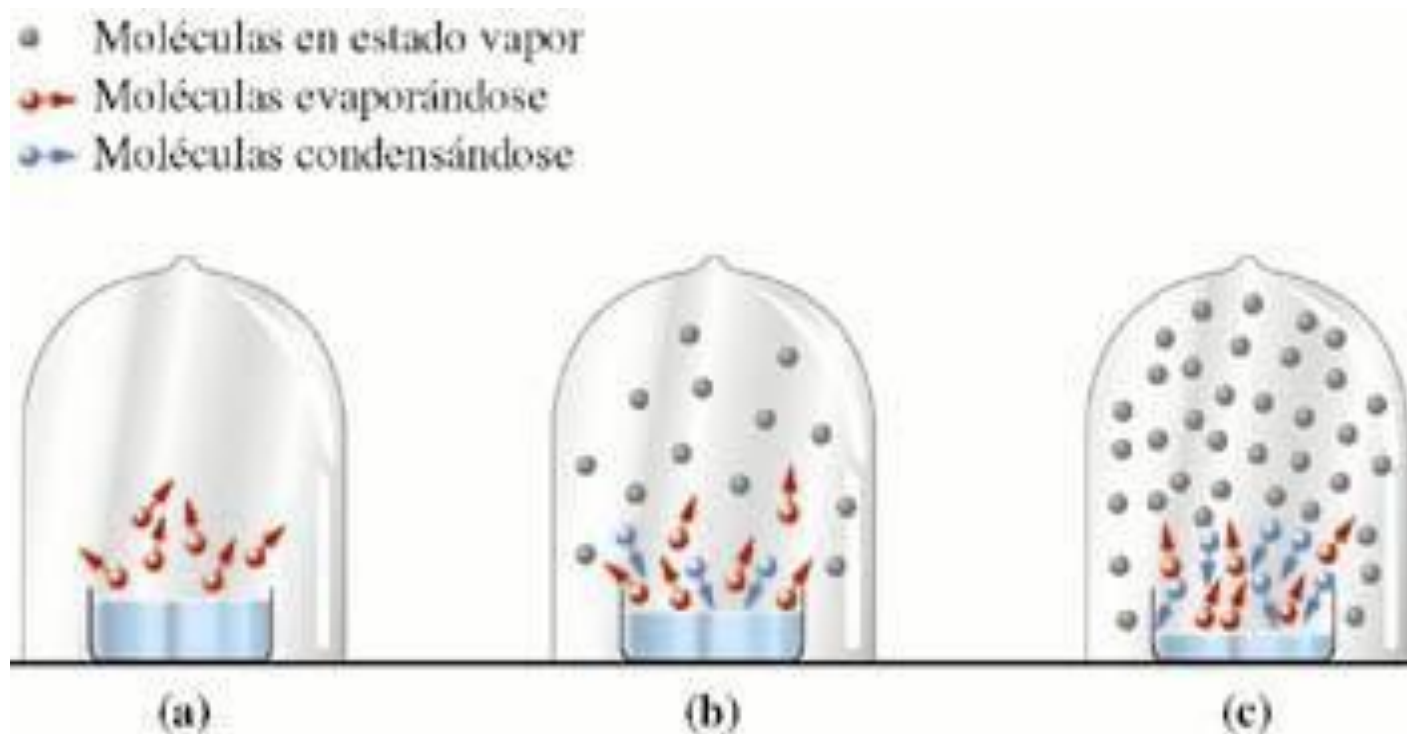
# Fuerzas intermoleculares



# Fuerzas intermoleculares



## 13.2 Vaporización de los líquidos. Presión de vapor



# Entalpía de vaporización

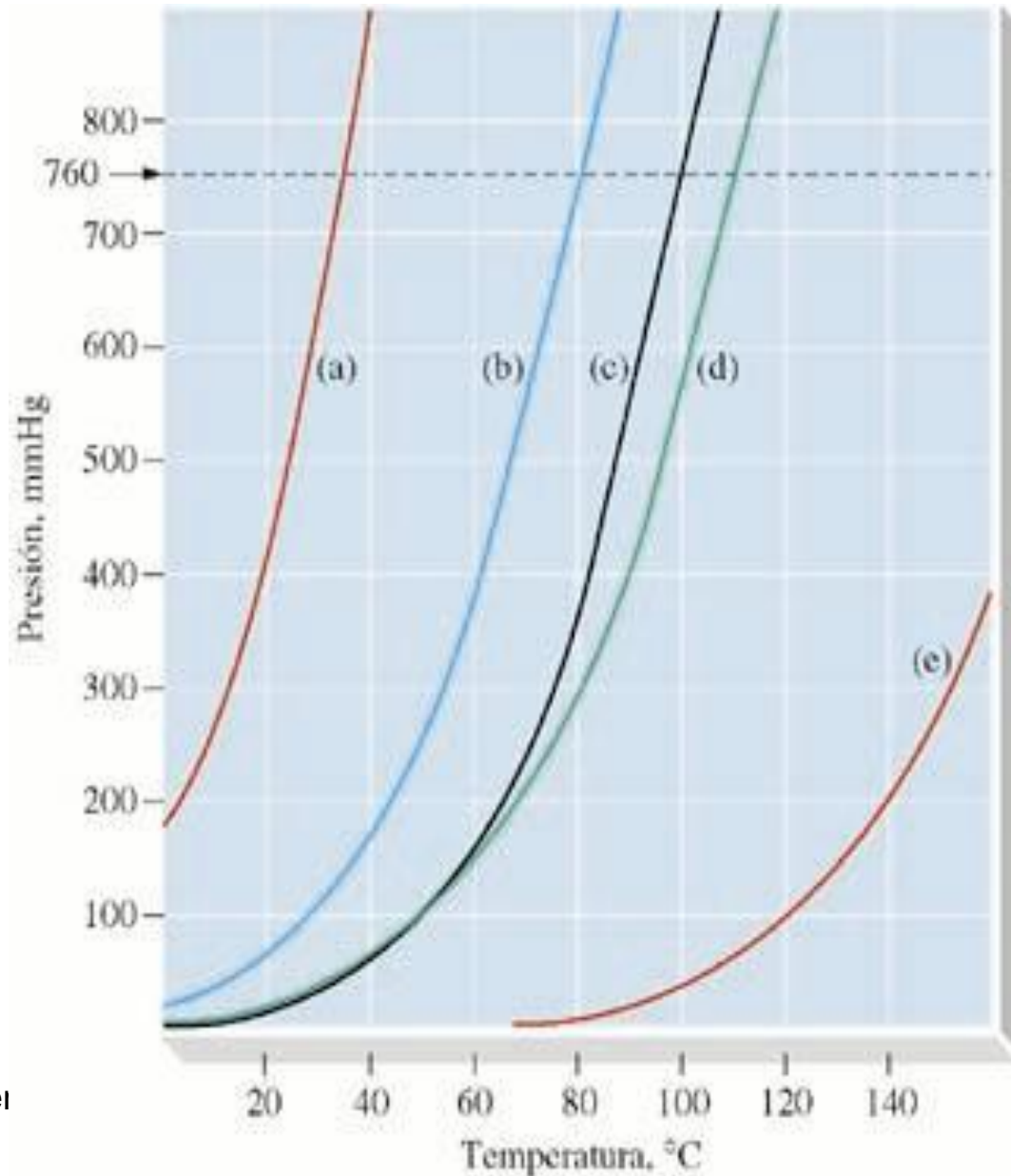
$$\Delta H_{\text{vap}} = H_{\text{vapor}} - H_{\text{líquido}} = - \Delta H_{\text{condensación}}$$

**TABLA 13.1** Algunas entalpías de vaporización a 298 K<sup>a</sup>

Líquido	$\Delta H_{\text{vap}}$ , kJ/mol
Éter dietílico, (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>2</sub> O	29,1
Alcohol metílico, CH <sub>3</sub> OH	38,0
Alcohol etílico, CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	42,6
Agua, H <sub>2</sub> O	44,0

<sup>a</sup>Los valores de  $\Delta H_{\text{vap}}$  varían poco con la temperatura (véase el Ejercicio 96).

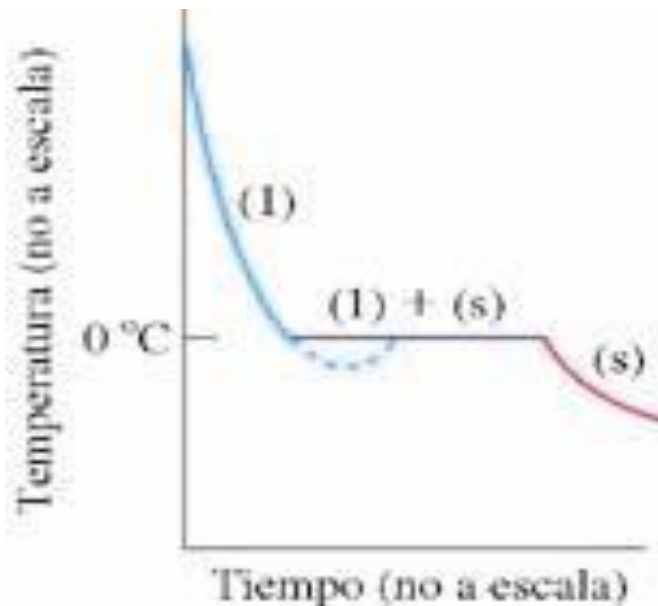
# Presión de vapor y punto de ebullición



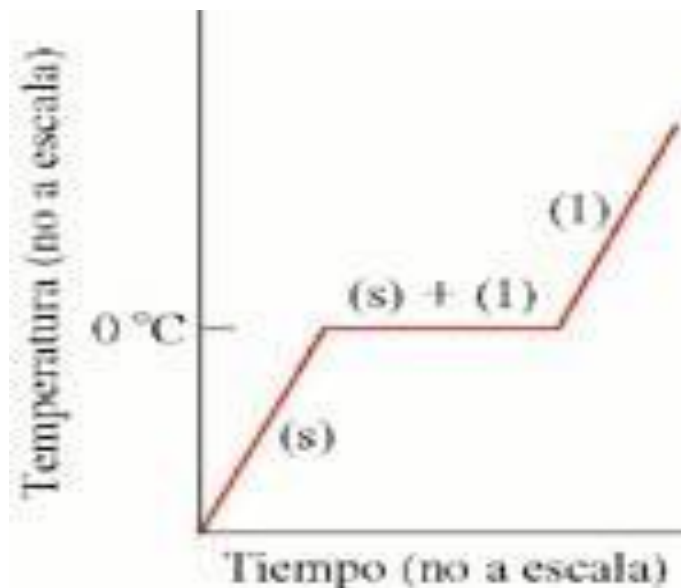


# 13.3 Algunas propiedades de los sólidos

Punto de congelación



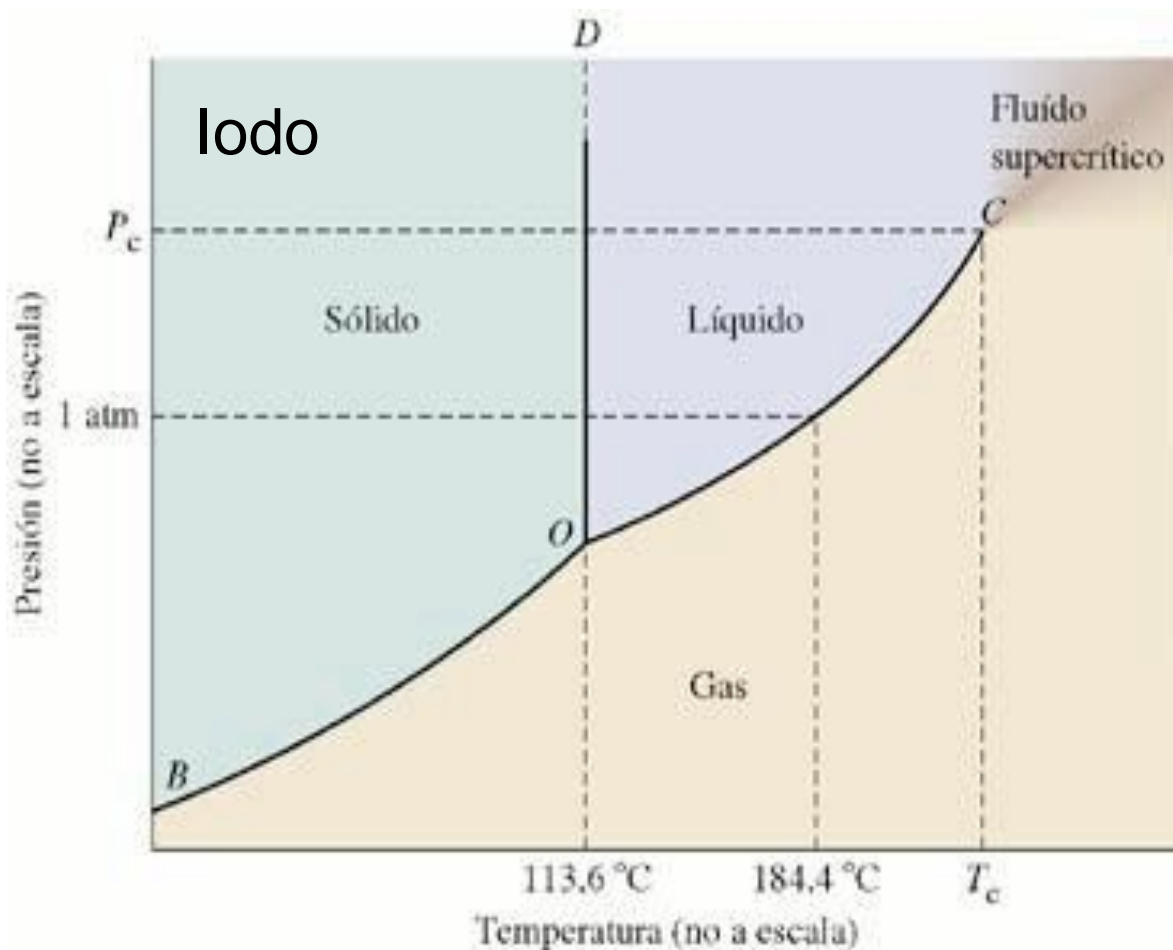
Punto de fusión



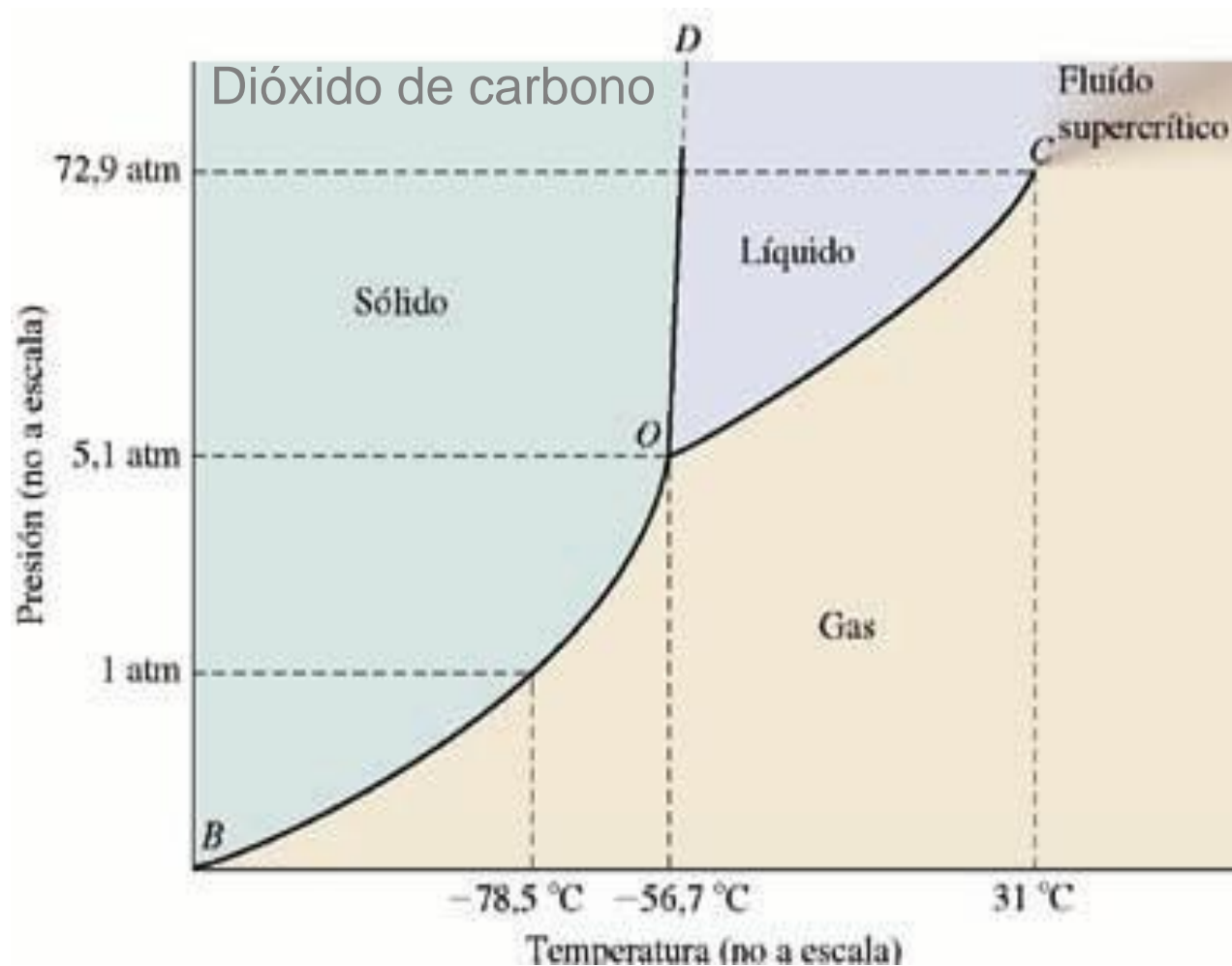
$$\Delta H_{\text{fus}}(\text{H}_2\text{O}) = +6,01 \text{ kJ/mol}$$



## 13.4 Diagramas de fase



# Diagramas de fase



# El punto crítico

- La densidad del líquido disminuye; la del vapor aumenta; y finalmente las dos densidades se hacen iguales.
- La tensión superficial del líquido se aproxima a cero. La interfase entre el líquido y el vapor se hace menos evidente y finalmente desaparece.



Aprox. 10 °C  
por debajo de  $T_c$

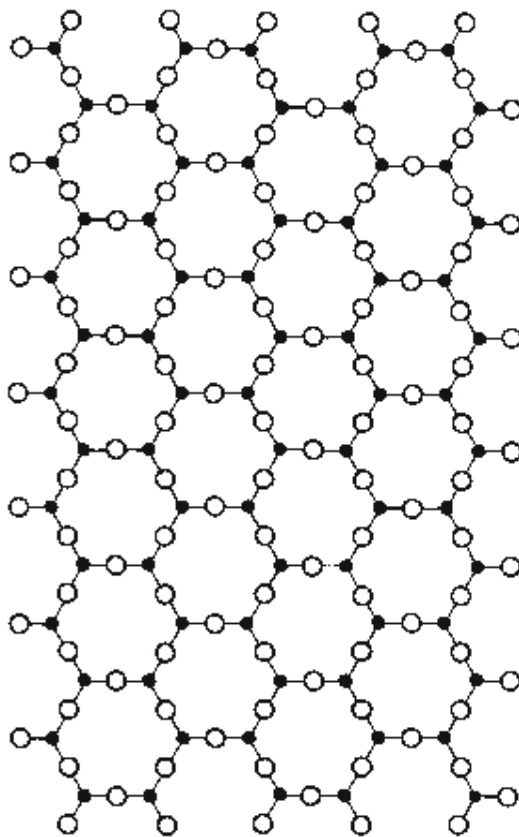


Aprox. 1 °C  
por debajo de  $T_c$

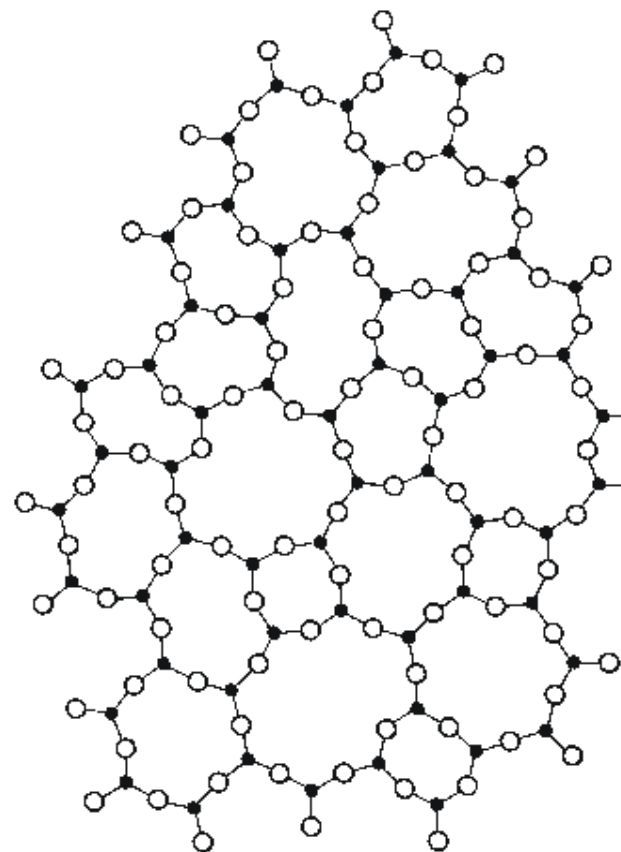


Temperatura  
crítica  $T_c$

# Estructura de los sólidos

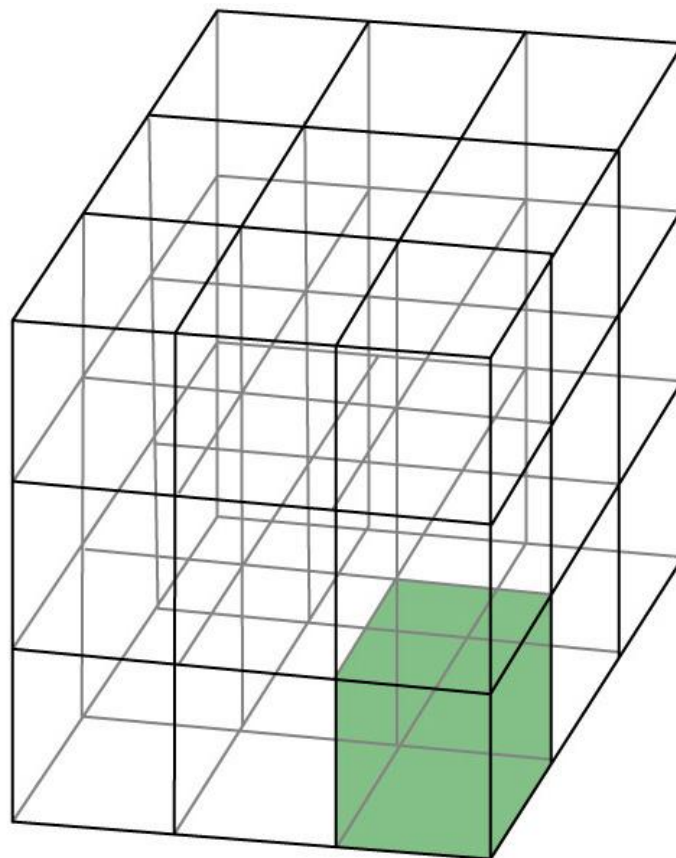


(a)

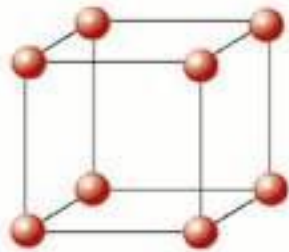


(b)

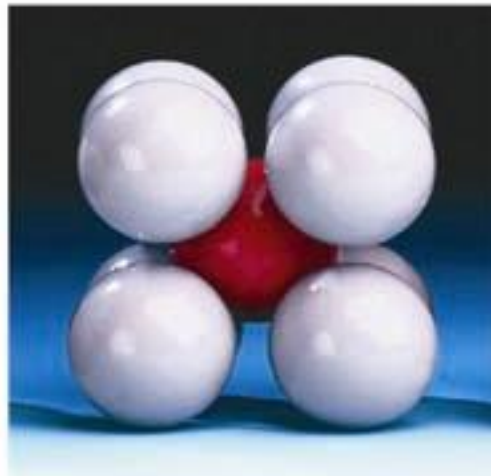
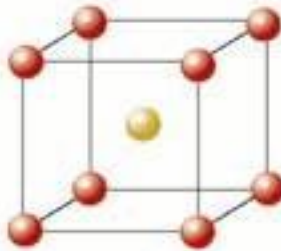
## 13.8 Estructuras cristalinas



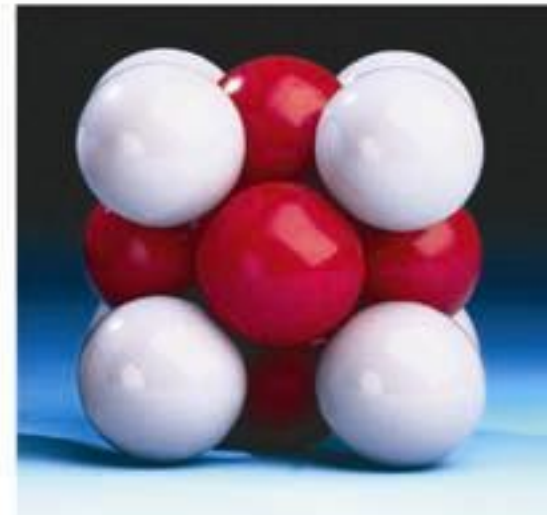
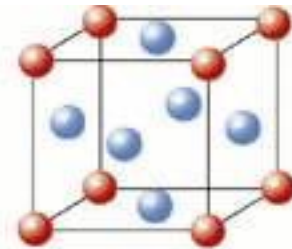
# Celdas unidad en el sistema cristalino cúbico



Cúbico simple

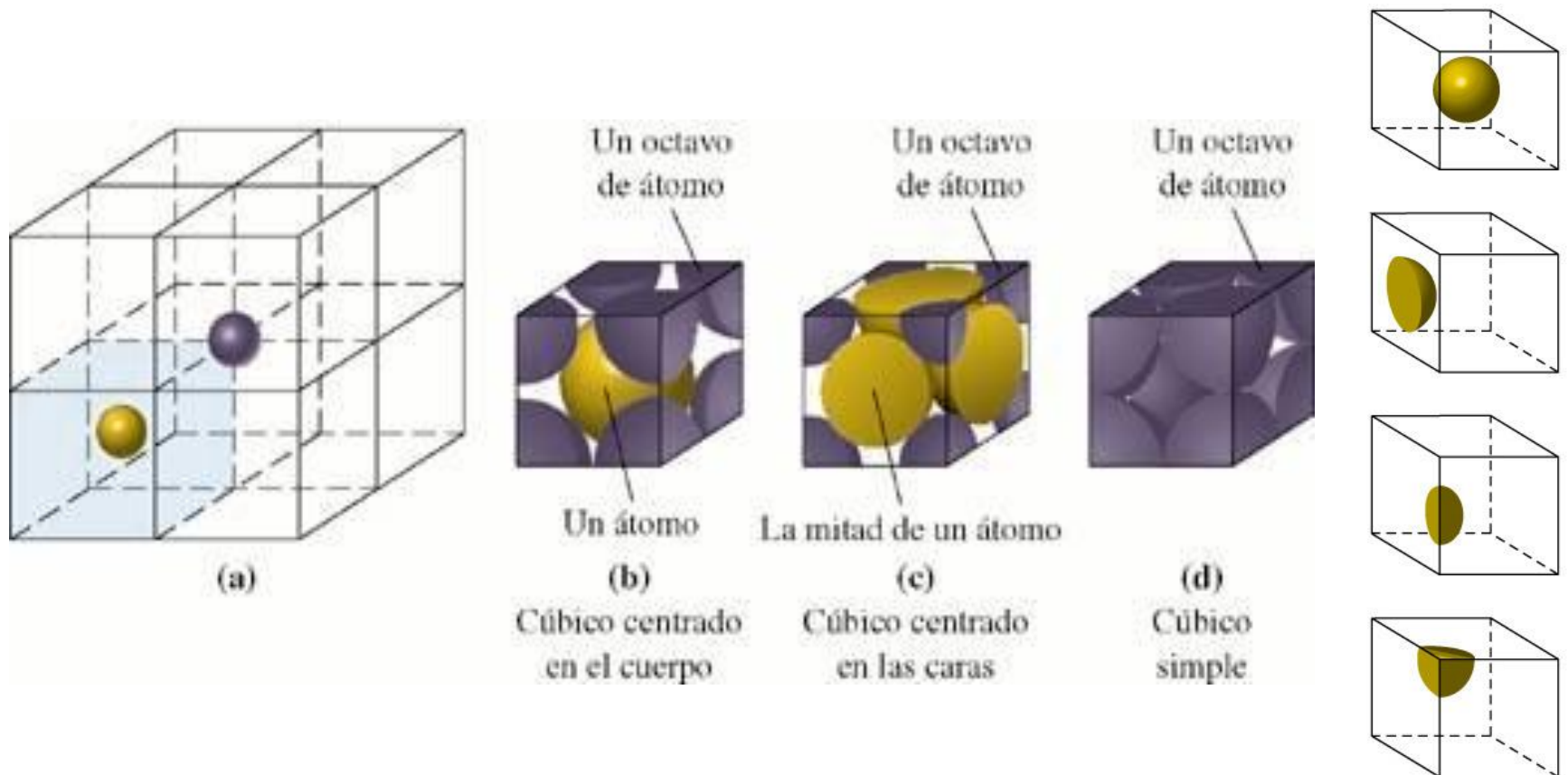


Cúbico centrado en el centro



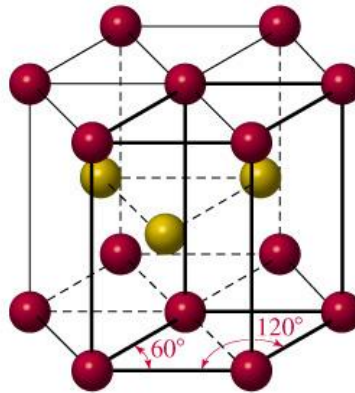
Cúbico centrado en las caras

# Compartición

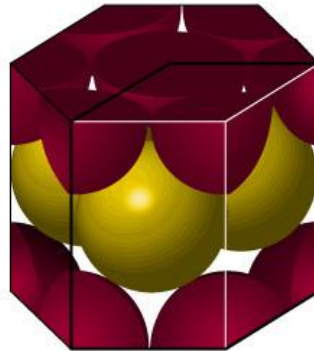




# Estructura cristalina hexagonal compacta (hcp)

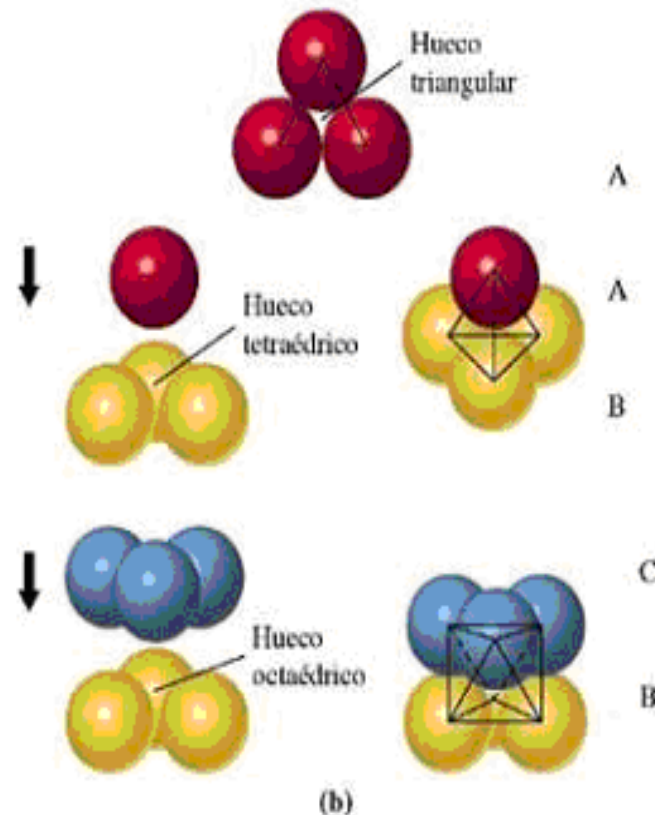
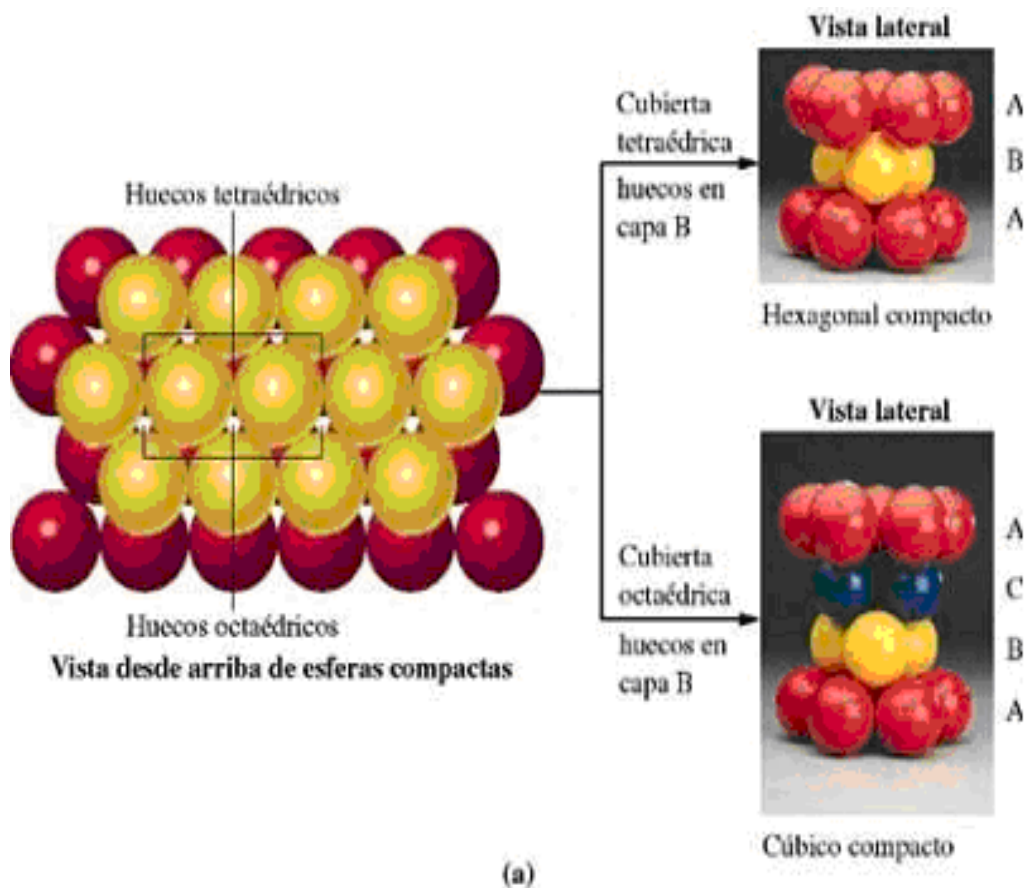


(a)

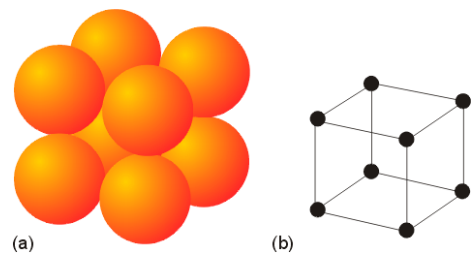
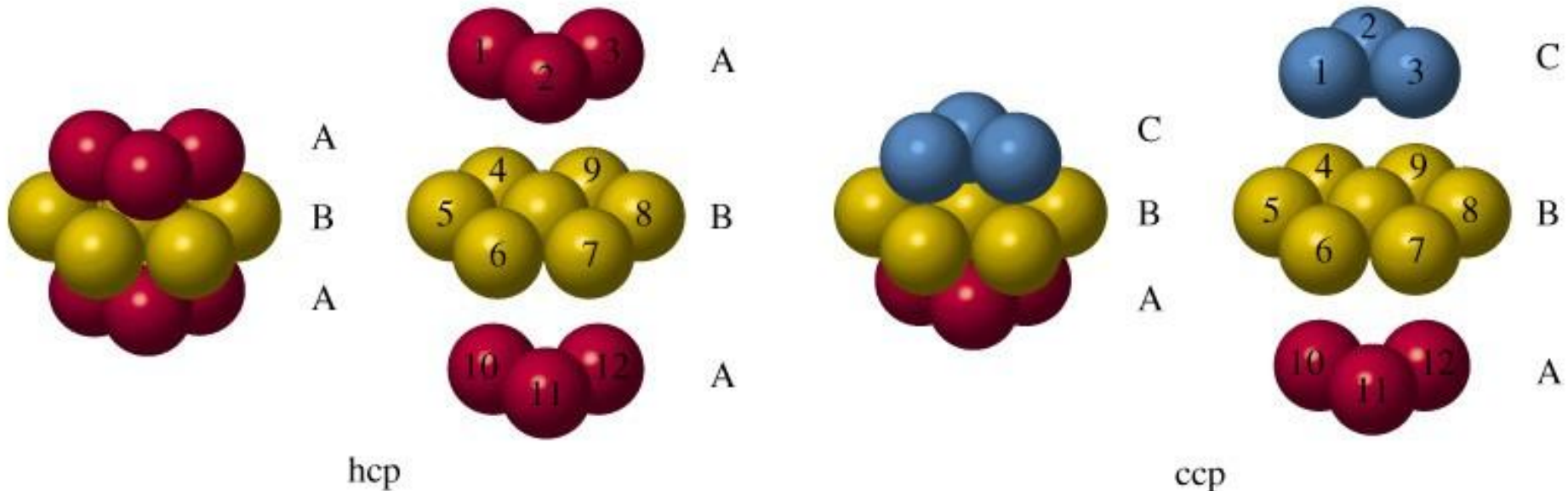


(b)

# Huecos en las estructuras cristalinas

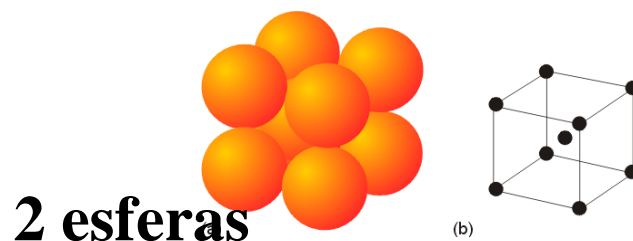


# Número de coordinación



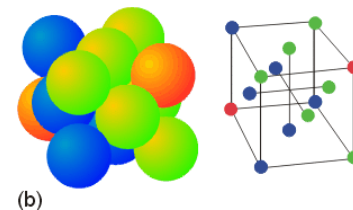
**1 esfera**

**IC: 6**



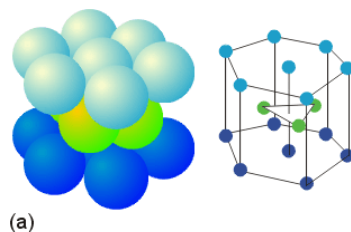
**2 esferas**

**IC: 8**



**4 esferas**

**IC: 12**



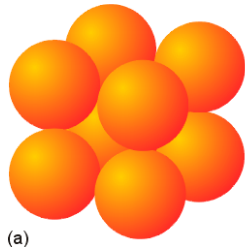
**6 esferas**

**IC: 12**

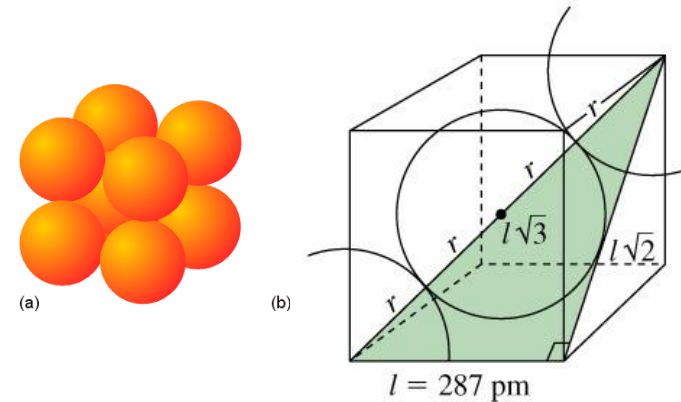
# Radio atómico de las estructuras cristalinas

## 1º Red cúbica simple (sc)

$$a = 2 \cdot r$$

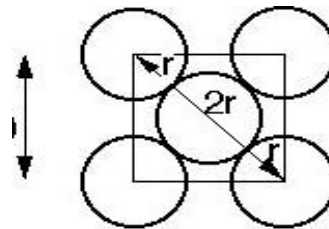


## 2º Red cúbica centrada en el cuerpo (bcc)



## 3º Red cúbica centrada en las caras (fcc)

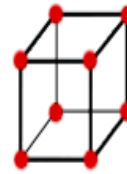
$$a = \frac{4 \cdot r}{\sqrt{2}}$$



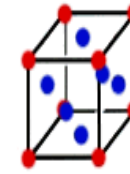
$$a = \frac{4r}{\sqrt{3}}$$

# Redes de Bravais

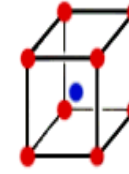
Existen 14 tipos posibles de redes de tipo A, formuladas en 1850 por M. A. Bravais



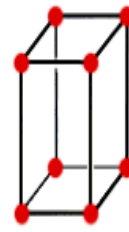
Simple cubic



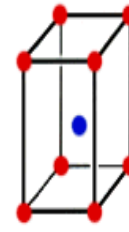
Face-centered cubic



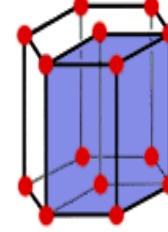
Body-centered cubic



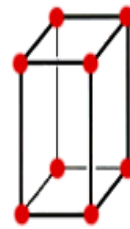
Simple tetragonal



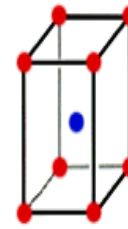
Body-centered tetragonal



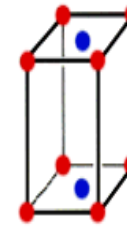
Hexagonal



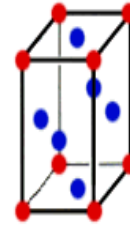
Simple orthorhombic



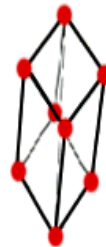
Body-centered orthorhombic



Base-centered orthorhombic



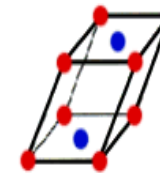
Face-centered orthorhombic



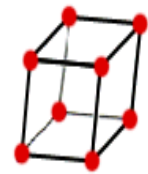
Rhombohedral



Simple Monoclinic



Base-centered monoclinic



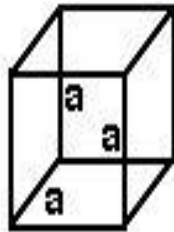
Triclinic

# Sistemas cristalinos

Cubic

$$a = b = c$$

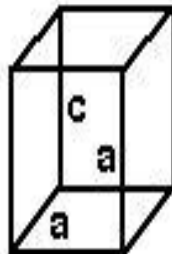
$$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$$



Tetragonal

$$a = b \neq c$$

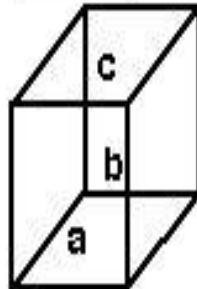
$$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$$



Orthorhombic

$$a \neq b \neq c$$

$$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$$



Rhombohedral

$$a = b = c$$

$$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$$

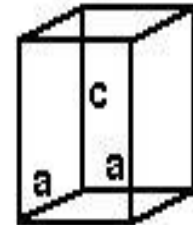


Hexagonal

$$a = b \neq c$$

$$\alpha = \beta = 90^\circ$$

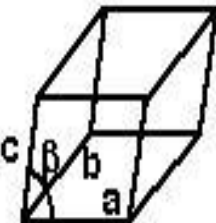
$$\gamma = 120^\circ$$



Monoclinic

$$a \neq b \neq c$$

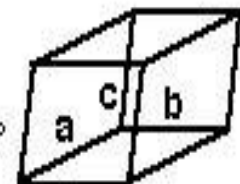
$$\alpha = \gamma = 90^\circ \neq \beta$$



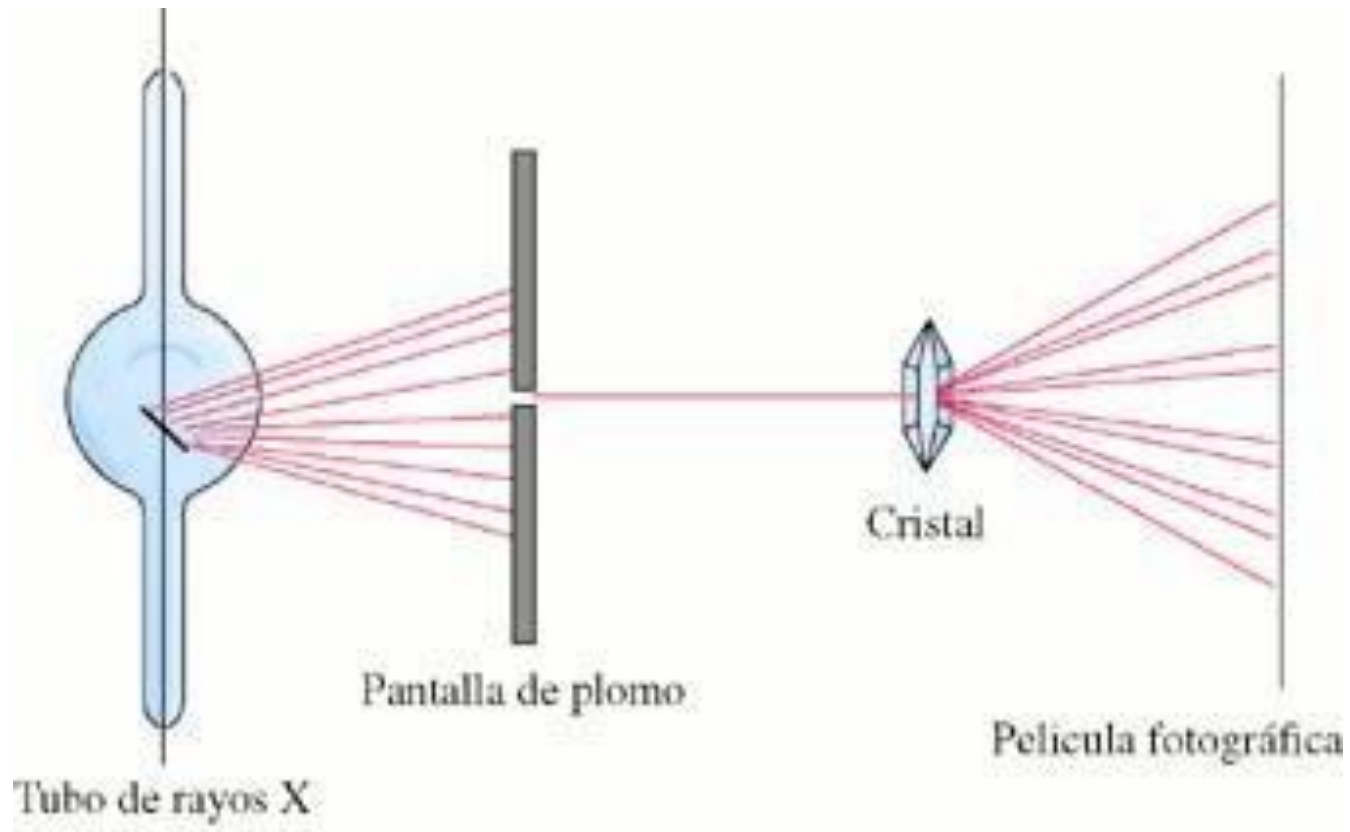
Triclinic

$$a \neq b \neq c$$

$$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$$

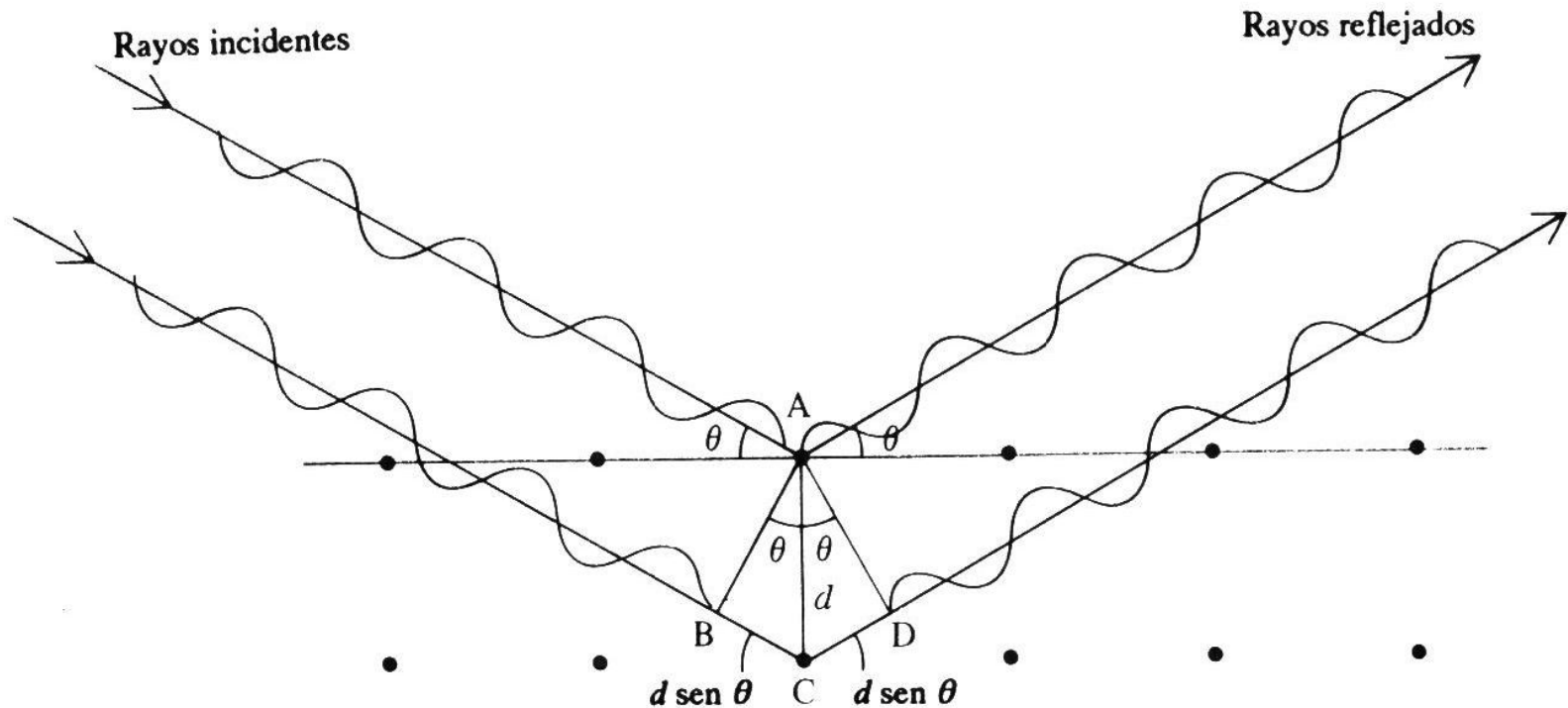


# Difracción de rayos X





# Difracción de rayos X



$$BC + CD = 2d \sin \theta = n\lambda \quad n = 1, 2, 3 \dots$$

Ley de Bragg.

# Relación entre parámetros de celda y distancia interplanar

- Gral ortorrómbica

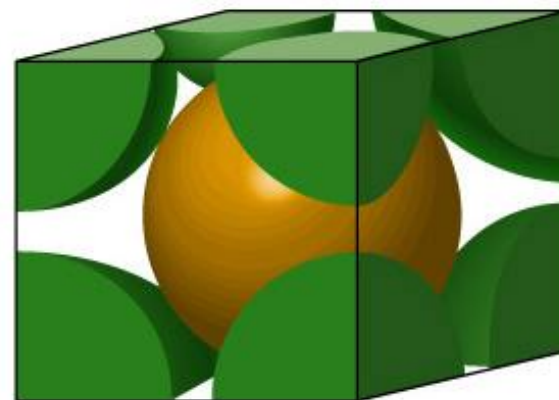
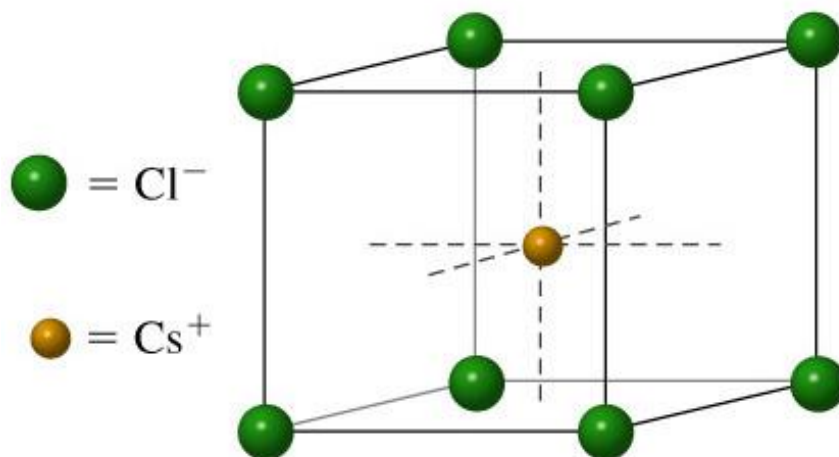
$$\frac{1}{d^2_{h,k,l}} = \left( \frac{h}{a} \right)^2 + \left( \frac{k}{b} \right)^2 + \left( \frac{l}{c} \right)^2$$

Cúbica

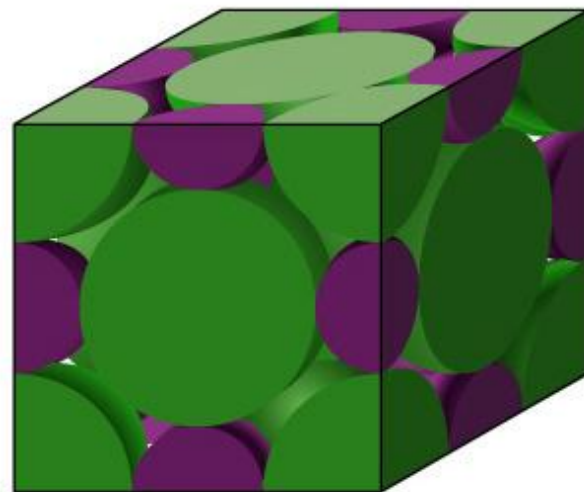
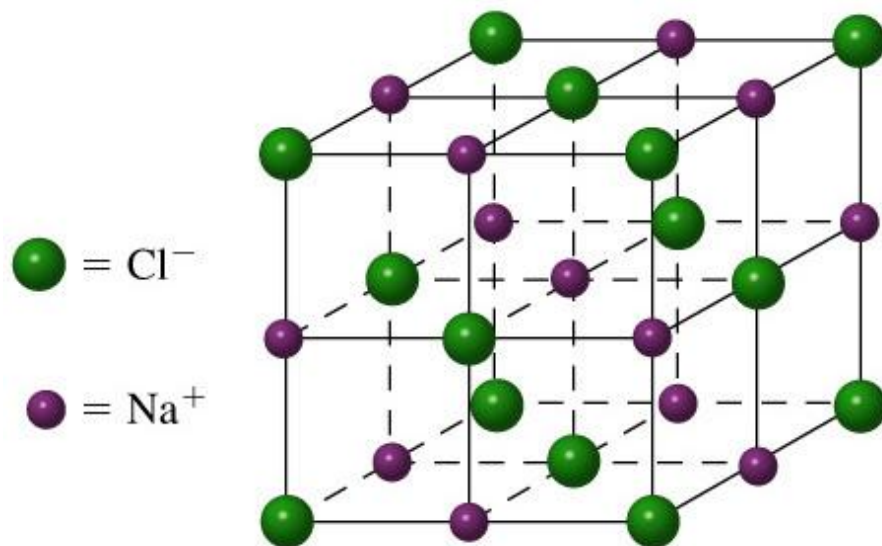
$$d_{h,k,l} = \frac{a}{(h^2 + k^2 + l^2)^{1/2}}$$

# Cristales iónicos

## Cloruro de cesio



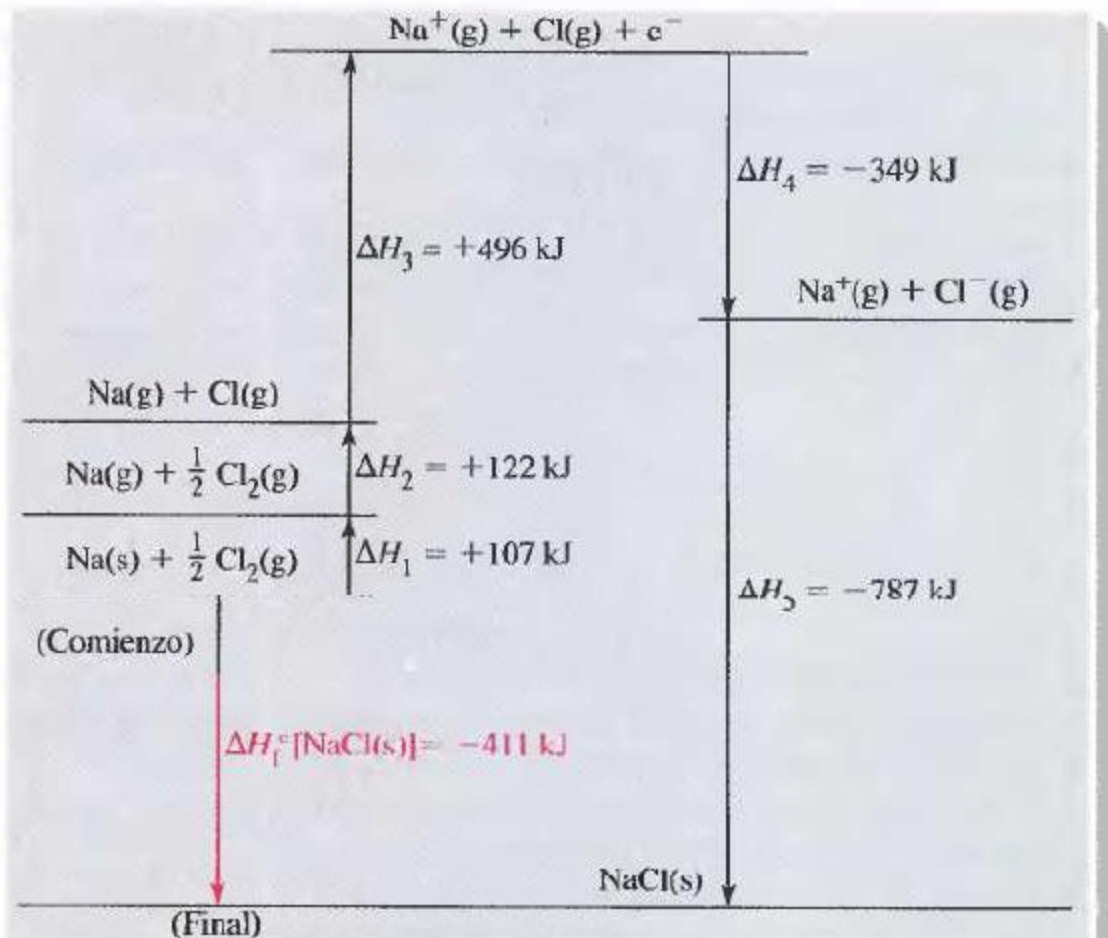
# Cloruro de sodio



Una medida de la estabilidad de los cristales iónicos es la energía reticular; a mayor energía reticular, el compuesto es más estable.

$$U_r = \frac{-N_A \cdot A \cdot z^+ \cdot z^- \cdot e^2}{4 \cdot \pi \cdot E_0 \cdot d_{\text{ion}}} \cdot \left( 1 - \frac{1}{n} \right) \quad n = \text{coef. Born}$$

# Ciclo de Born-Haber

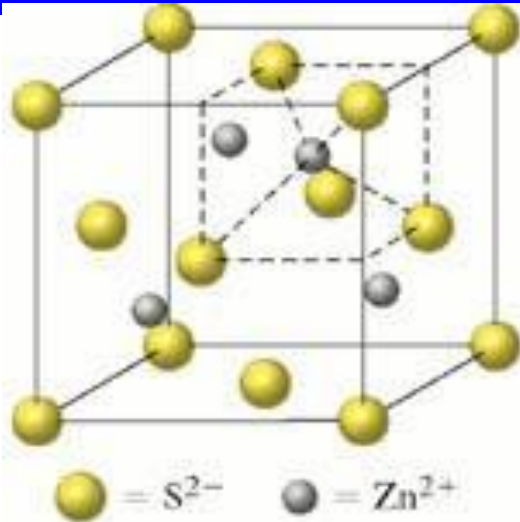


$$\Delta H_{\text{neta}} = -411 \text{ kJ} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$$

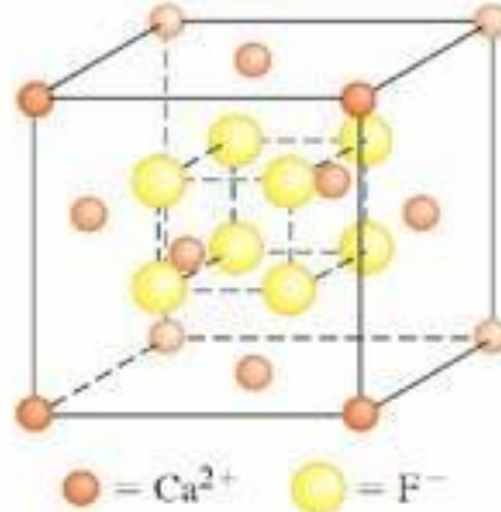
$$-411 \text{ kJ} = 107 \text{ kJ} + 122 \text{ kJ} + 496 \text{ kJ} - 349 \text{ kJ} + \Delta H_5$$

$$\Delta H_5 = \text{energía de red} = (-411 - 107 - 122 - 496 + 349) \text{ kJ} = -787 \text{ kJ}$$

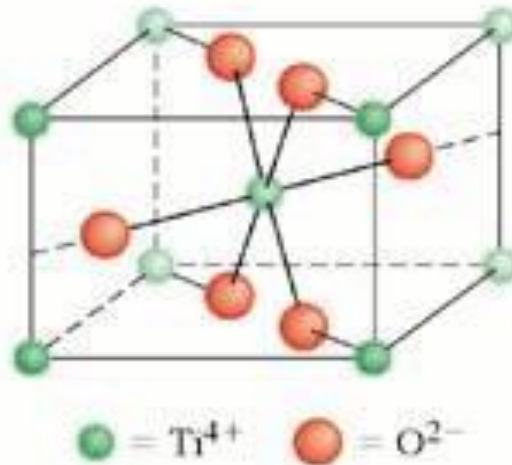
# Algunas celdas unidad más complejas



(a) Celda unidad de ZnS,  
la estructura de la blenda de zinc



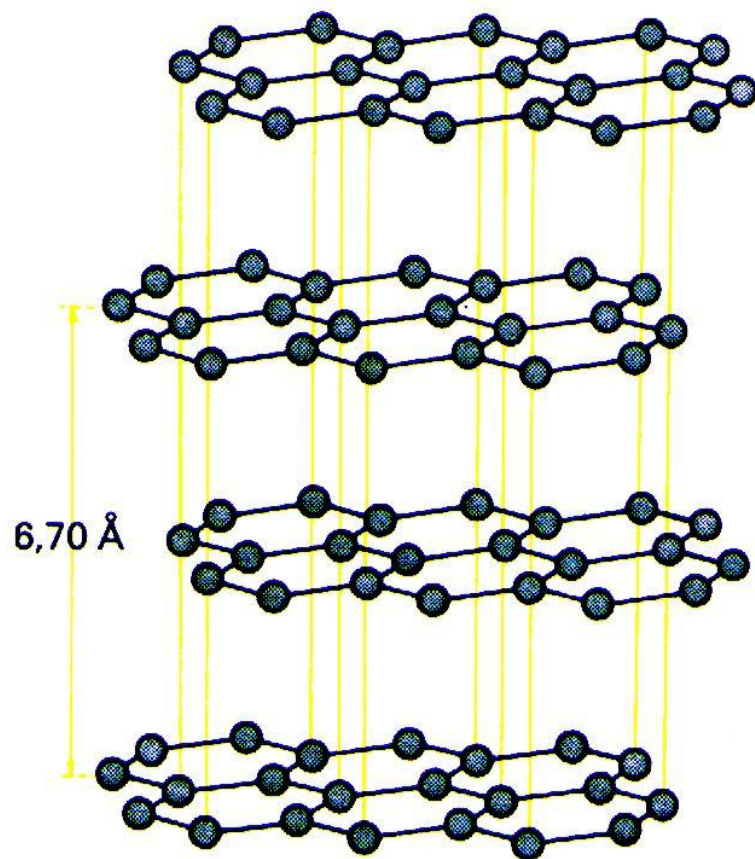
(b) Celda unidad de  $\text{CaF}_2$ ,  
la estructura de la fluorita



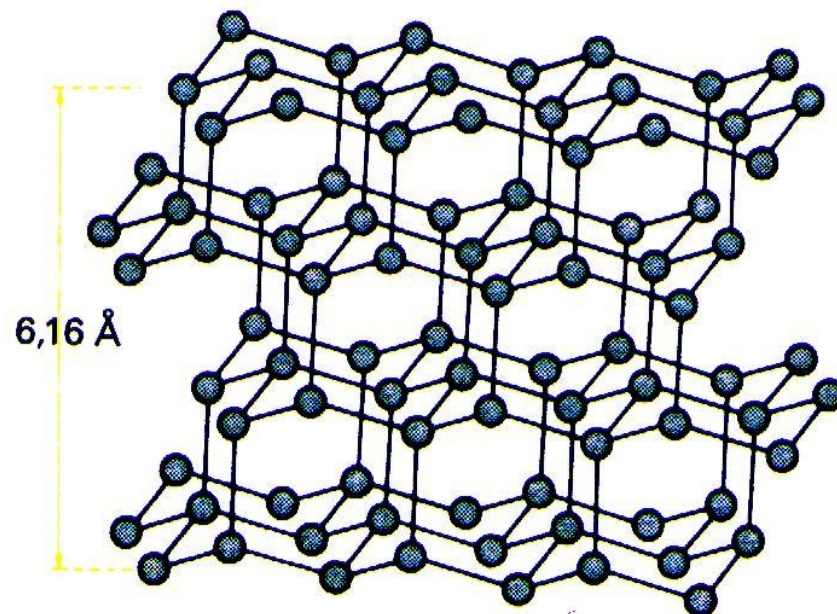
(c) Celda unidad de  $\text{TiO}_2$ ,  
la estructura del rutilo



# Cristales covalentes



a)

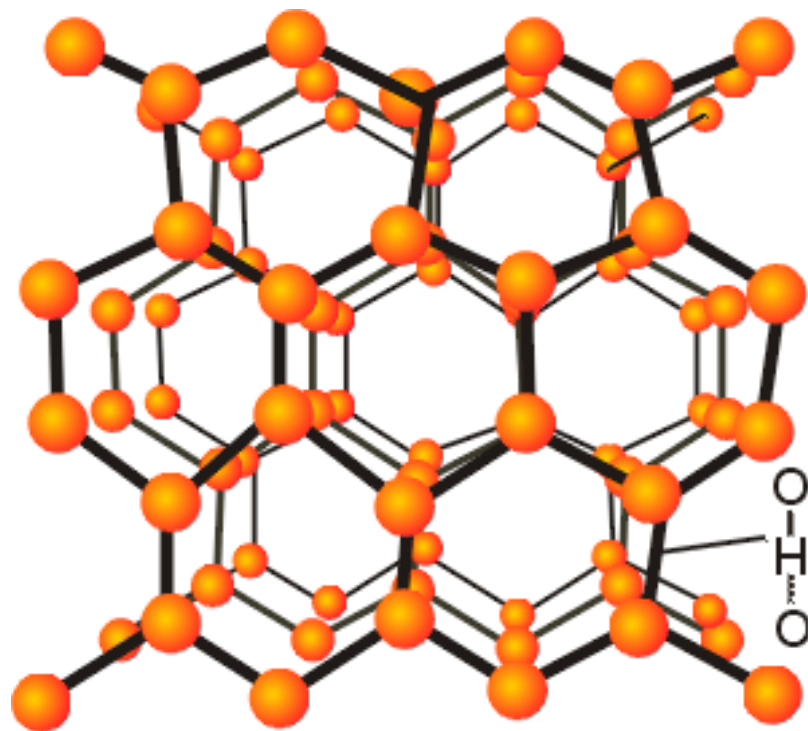


b)

16.1. a) Estructura del grafito, b) estructura del diamante.



# Cristales moleculares



# Cristales metálicos

Tipo	Partículas estructurales	Fuerzas intermoleculares	Propiedades	Ejemplos
Metálico	Cationes y electrones deslocalizados	Enlaces metálicos	La dureza varía de blando a muy duro; el punto de fusión varía de bajo a muy alto; lustrosos; dúctiles; maleables; muy buenos conductores del calor y la electricidad	Na, Mg, Al, Fe, Sn, Cu, Ag, W
Iónico	Cationes y aniones	Atracciones electrostáticas	Duro; puntos de fusión de moderados a muy altos; no conductores en estado sólido, pero buenos conductores de la electricidad en estado líquido; muchos son solubles en disolventes polares como el agua.	NaCl, MgO, NaNO <sub>3</sub>
Red covalente	Átomos	Enlaces covalentes	La mayor parte son muy duros y subliman o funden a temperaturas muy altas; la mayoría no son conductores de la electricidad	C (diamante), C (grafito), SiC, AlN, SiO <sub>2</sub>
Molecular <i>No polar</i>	Átomos o moléculas no polares	Fuerzas de dispersión	Blandos; puntos de fusión extremadamente bajos o moderados (dependiendo de la masa molar); subliman en algunos casos; soluble en algunos disolventes no polares	He, Ar, H <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub> , CCl <sub>4</sub> , CH <sub>4</sub> , I <sub>2</sub>
<i>Polar</i>	Moléculas polares	Fuerzas de dispersión y atracciones dipolo-dipolo	Puntos de fusión de bajos a moderados; solubles en algunos disolventes polares y no polares	(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> O, CHCl <sub>3</sub> , HCl
<i>Con enlace de hidrógeno</i>	Moléculas con H unido a N, O o F	Enlaces de hidrógeno	Puntos de fusión de bajos a moderados; solubles en algunos disolventes por enlace de hidrógeno y algunos disolventes polares	H <sub>2</sub> O, NH <sub>3</sub>

# Defectos cristalinos

## No estequiométricos

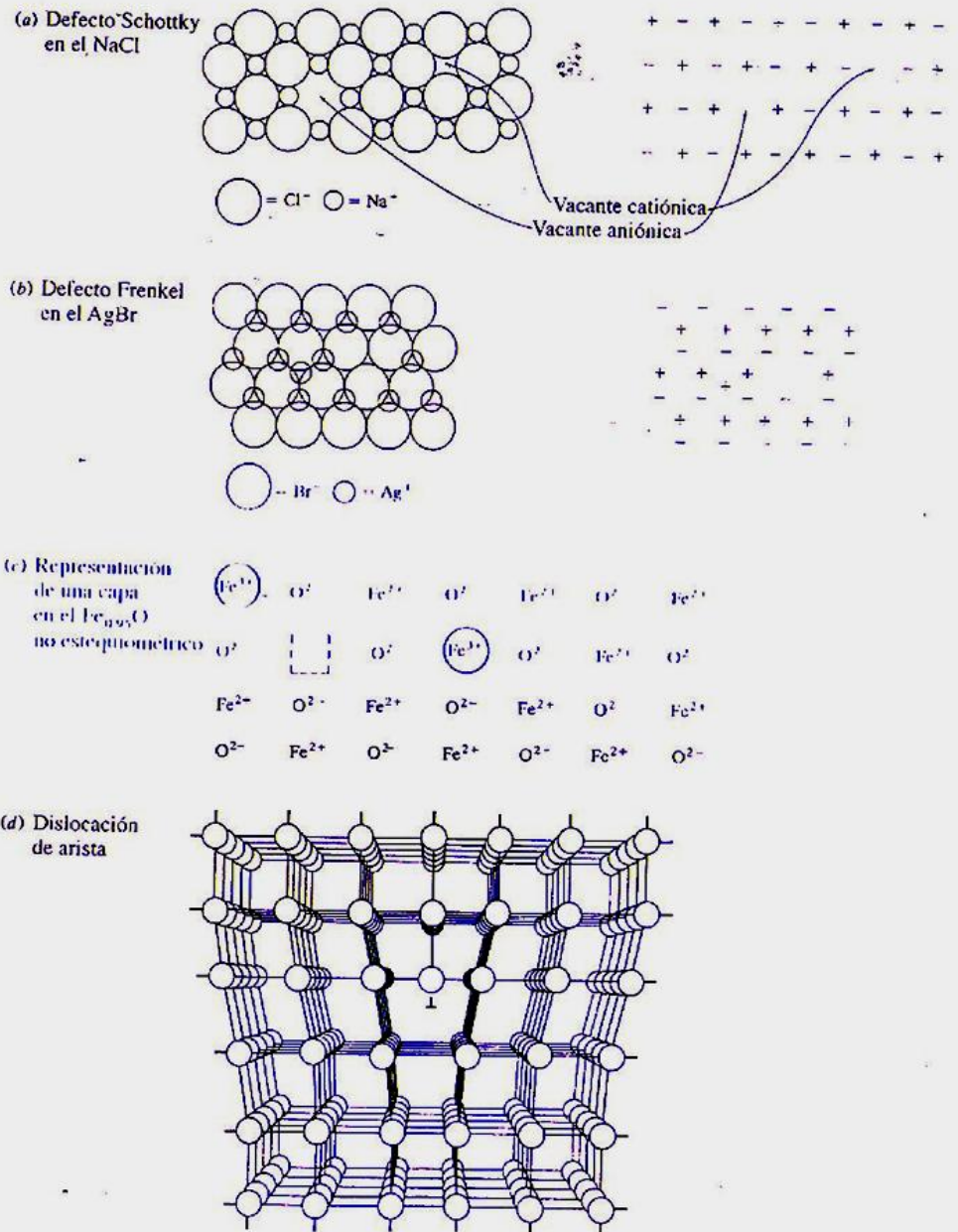
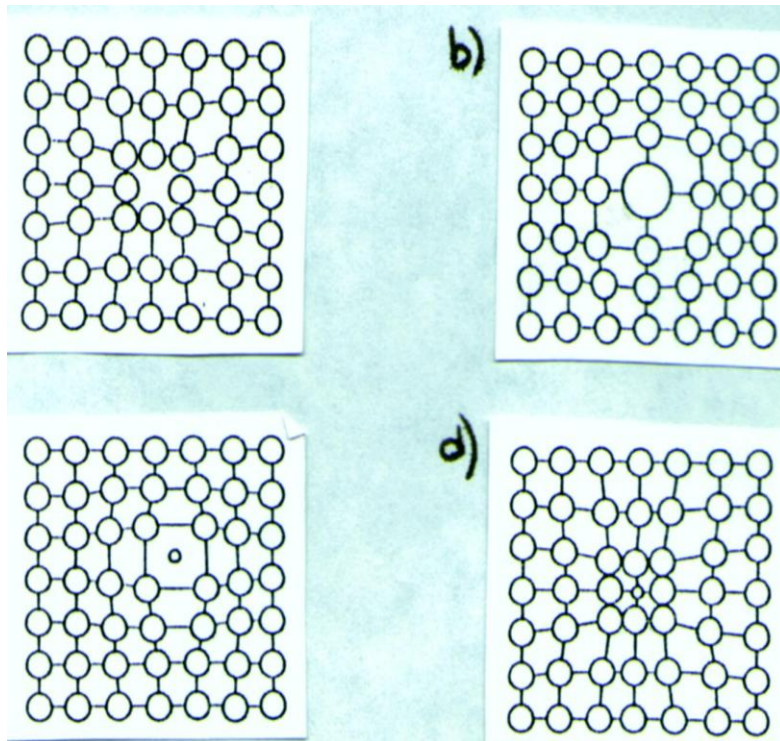


Figura 7.25. Estructuras de estado sólido con defectos, incluyendo (a) defecto Schottky, (b) defecto Frenkel, (c)  $\text{Fe}_{0.95}\text{O}$  no estequiométrico, y (d) dislocación de arista. [(a),(b), Ref. 2, páginas 230, 231; (d), Ref. 18.]