

FUERZAS INTERMOLECULARES

Las moléculas interactúan entre sí a través de fuerzas de origen electrostático

Las fuerzas intermoleculares son fuerzas atractivas **entre** las moléculas.

Las fuerzas intramoleculares mantienen los átomos unidos **en una** molécula.

Factores que influyen en las fuerzas intermoleculares.

Carga eléctrica.

Momento dipolar de la molécula. (electronegatividad de los elementos que forman la molécula).

Polarizabilidad (facilidad con la cual la distribución electrónica en el átomo o la molécula puede ser distorsionada).

Propiedades que dependen de las fuerzas intermoleculares

Punto de fusión y ebullición. (Presión de vapor)

Solubilidad.

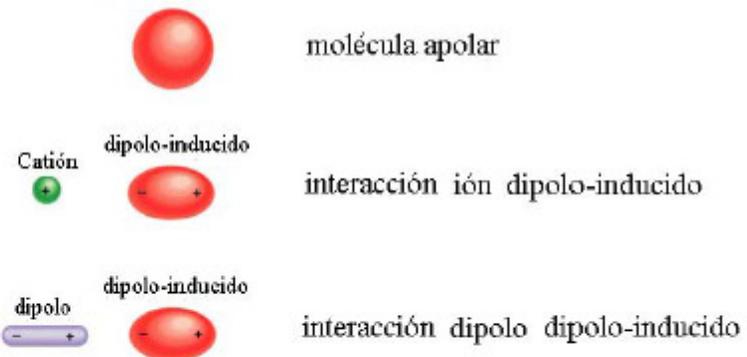
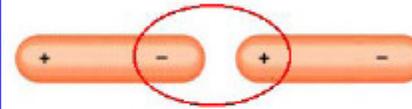
Densidad.

Viscosidad

Tipos de fuerzas intermoleculares

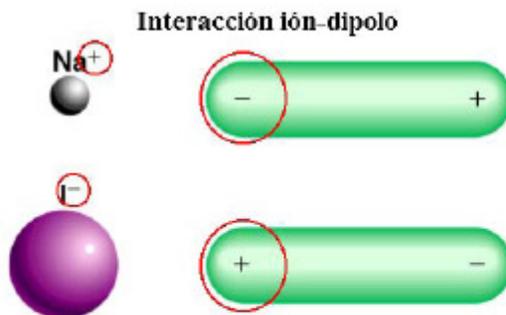


Interacción dipolo-dipolo



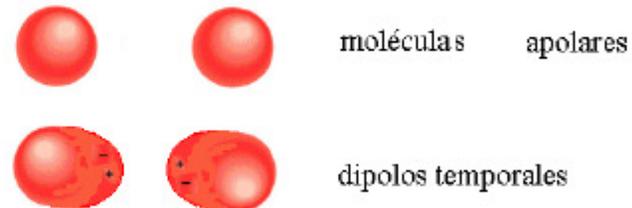
Fuerzas ión-dipolo

Fuerzas atractivas entre un ión y una molécula polar



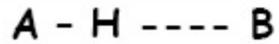
Fuerzas de dispersión

Fuerzas que se generan como resultado de un momento dipolar temporal inducido en átomos o moléculas

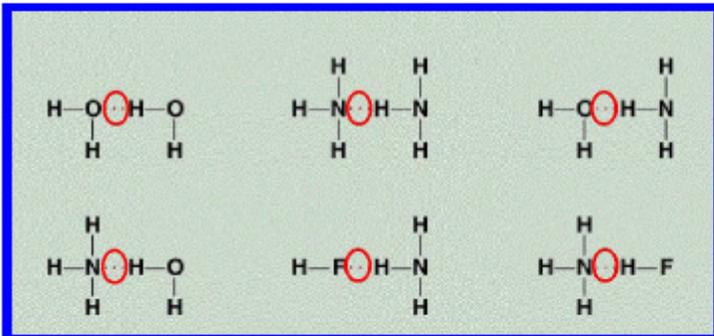


Enlace o puente de Hidrógeno

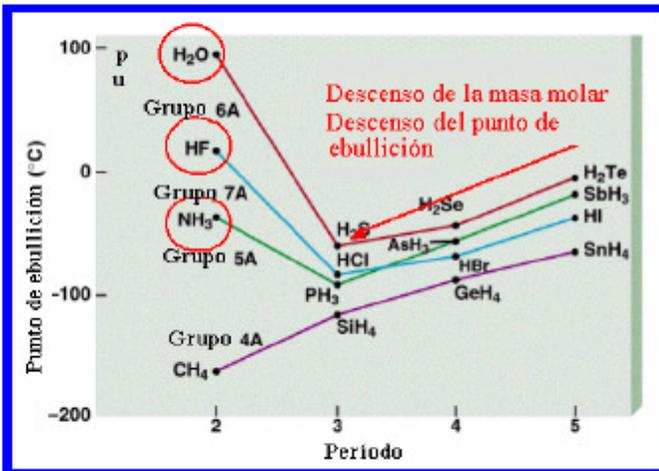
El **enlace de hidrógeno** es una interacción especial dipolo-dipolo entre un átomo de H unido a uno de los elementos más electronegativos, N, O o F, N-H, O-H, o F-H y un átomo electronegativo de O, de N, o de F. La unión del hidrógeno a estos átomos muy electronegativos provoca un momento dipolar de enlace muy grande generando un cuasi-ión hidrógeno que crea un campo eléctrico grande a su alrededor.



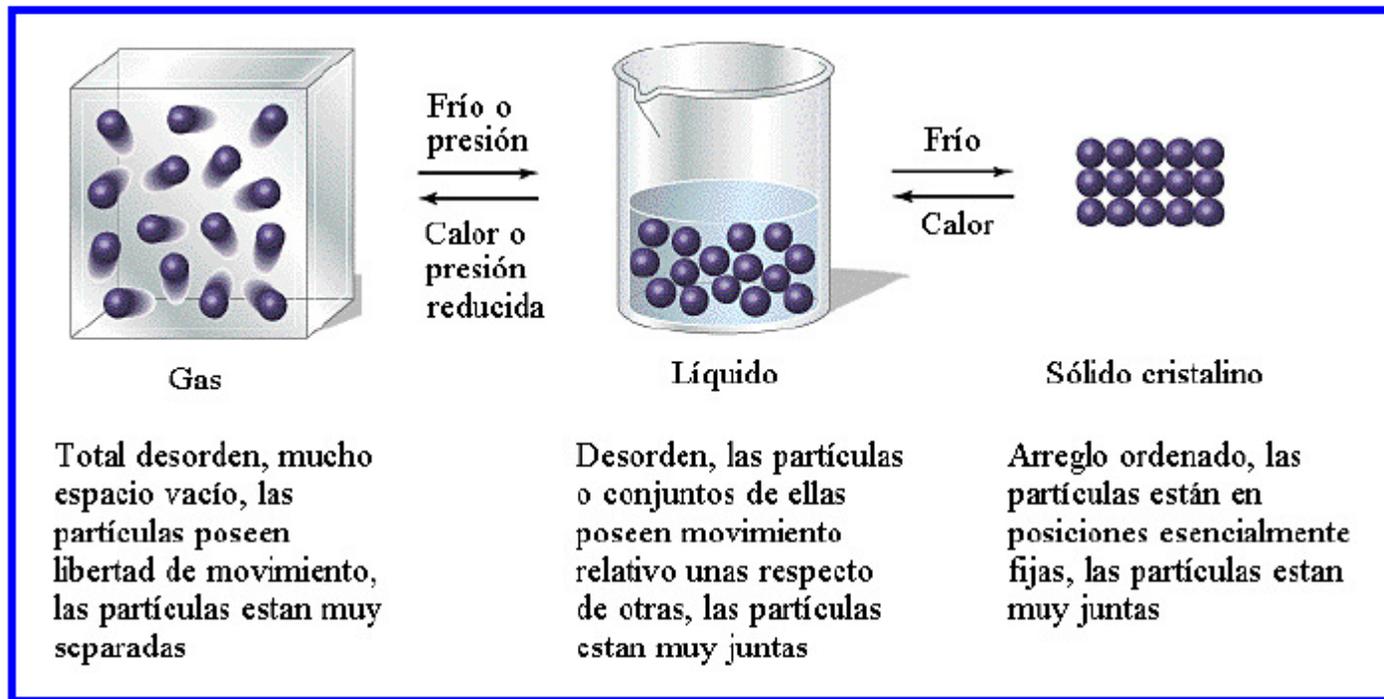
en que A y B son N, O o F



Efecto del puente de hidrógeno sobre el punto de ebullición.



ESTADOS DE AGREGACION DE LA MATERIA



Características de los estados de agregación.

ESTADO LIQUIDO

Propiedades de los líquidos

Densidad
Viscosidad
Tensión superficial
Presión de vapor

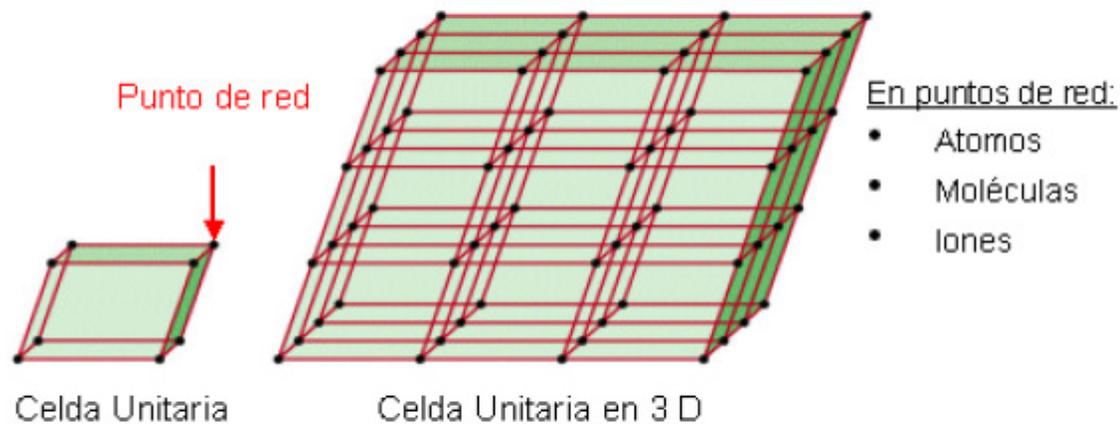
Fuerzas intermoleculares fuertes → Alta tensión superficial, baja presión de vapor,
Alta viscosidad.

ESTADO SOLIDO

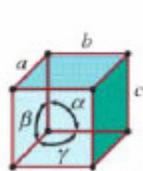
Un **sólido cristalino** posee un orden rígido que se proyecta en todo el sólido. En un sólido cristalino, los átomos, moléculas u iones ocupan posiciones específicas (predecibles)

Un **sólido amorfo** no posee un ordenamiento bien definido a lo largo del sólido

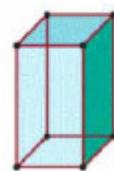
Una **celda unitaria** es la unidad estructural básica repetitiva de un sólido cristalino



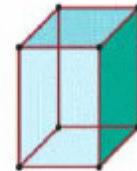
Los siete tipos de celdas unitarias.



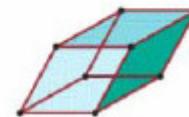
Cúbica simple
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



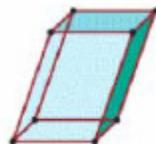
Tetragonal
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



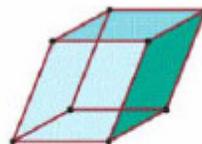
Ortorómbica
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



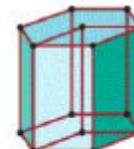
Romboédrica
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$



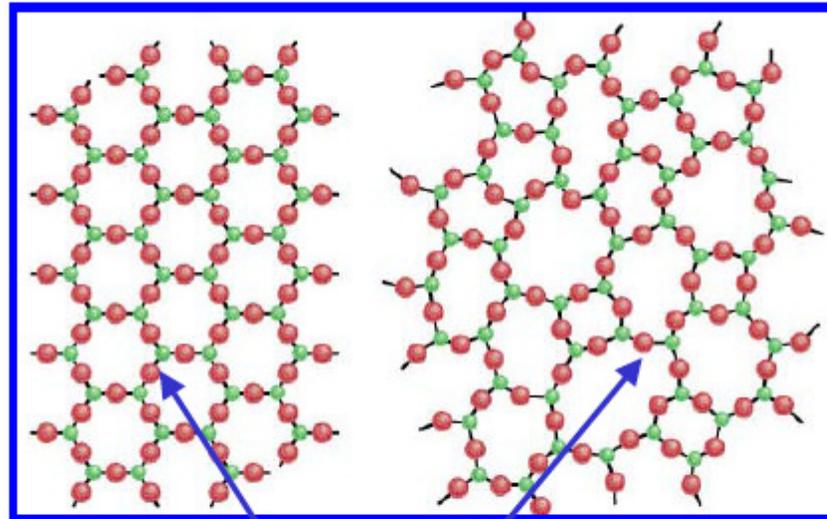
Monoclínica
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha = \gamma = 90^\circ, \beta \neq 90^\circ$



Triclinica
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$



Hexagonal
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$



Cuarzo cristalino

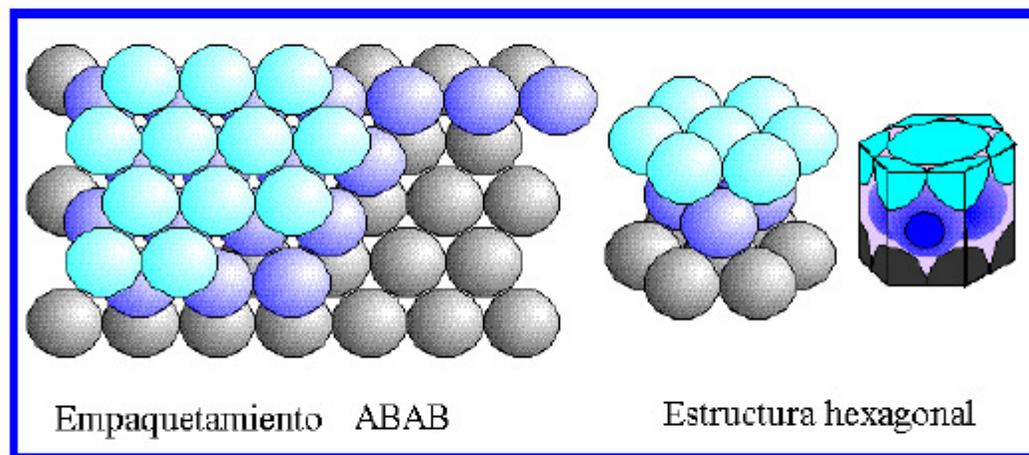
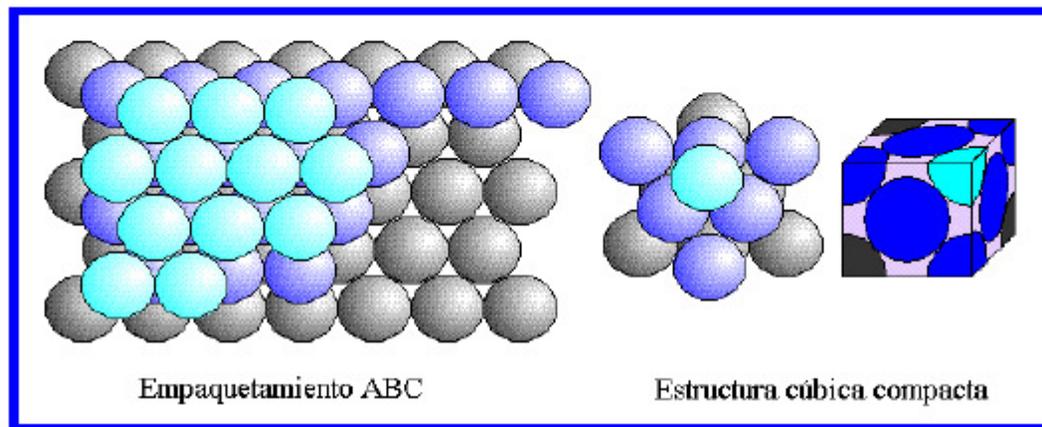
Vidrio de cuarzo
no cristalino

Observar la diferencia en el orden

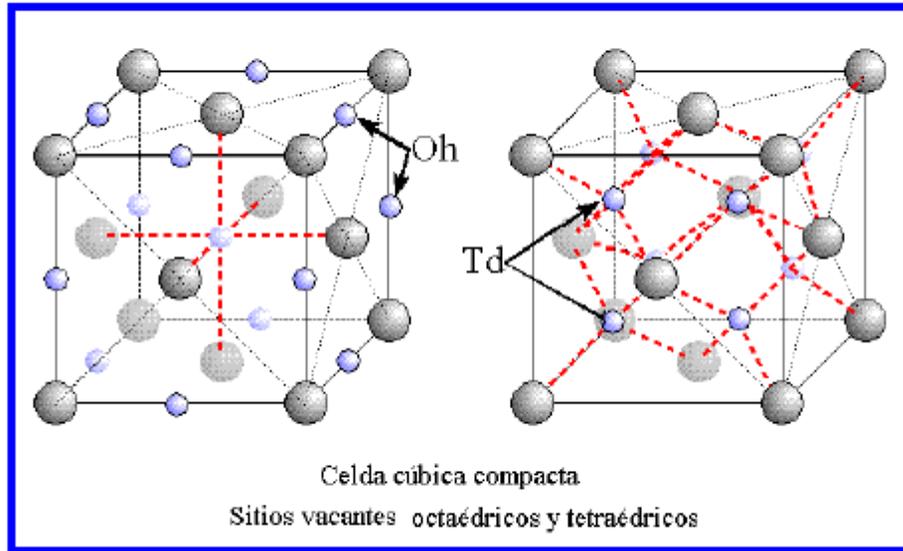
Un **sólido amorfo** no posee un arreglo bien definido y un orden molecular de largo alcance.

Un **vidrio** es un producto ópticamente transparente que resulta de la fusión de materiales inorgánicos y que se enfría al estado rígido **sin cristalizar** (no existe orden de largo alcance)

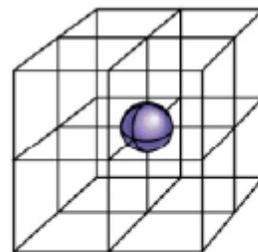
Tipos de sólidos cristalinos				
Tipo de sólido	Partículas unitarias	Fuerzas entre las partículas	Propiedades	Ejemplos
Molecular	Átomos o moléculas	Fuerzas de dispersión, dipolo-dipolo, puente de hidrógeno	Blandos, puntos de fusión bajos a moderados.	Argon, Metano, CO ₂
Covalente	Átomos	Red de enlaces covalentes	Muy duros, altos puntos de fusión, malos conductores del calor y de la electricidad	Diamante, Cuarzo
Iónico	Iones positivos y negativos	Atracción electrostática	Duros, altos puntos de fusión, frágiles, malos conductores del calor y de la electricidad	NaCl
Metálico	Átomos	Enlace metálico	Dureza variable, puntos de fusión variable, buenos conductores del calor y de la electricidad, maleables y dúctiles	Metales, Cu, Fe, etc.



Sitios vacantes que deja el empaquetamiento compacto de esferas

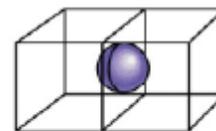


Un átomo en una esquina



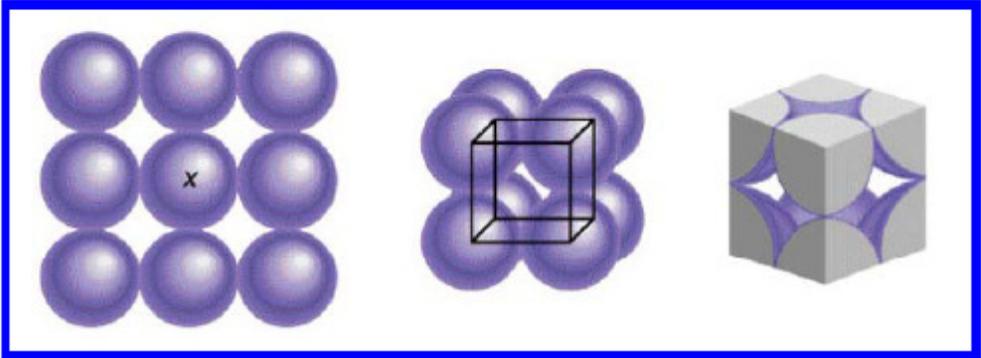
Compartido por 8
celdas unitarias

Un átomo en el
centro de una cara

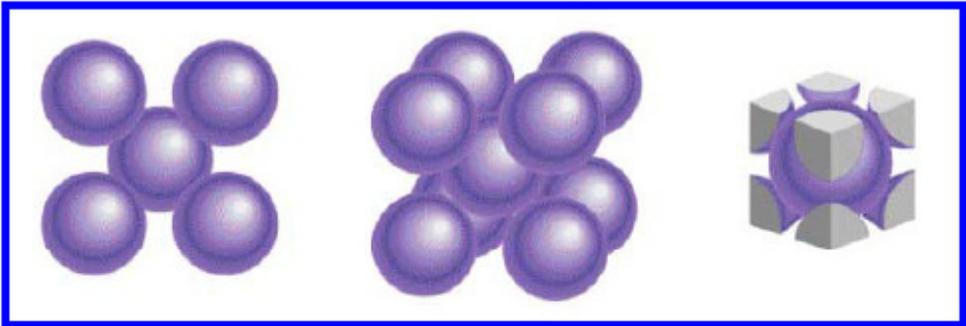


Compartido por 2
celdas unitarias

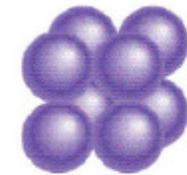
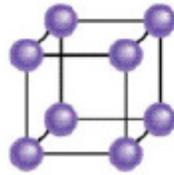
Arreglo de esferas idénticas en una celda cúbica simple.



Arreglo de esferas idénticas en una celda cúbica cuerpo centrado.

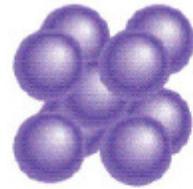
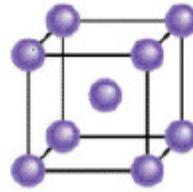


CELDAS CÚBICAS



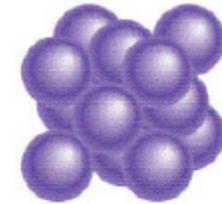
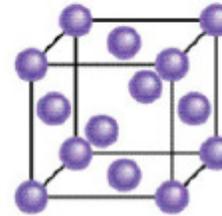
Cúbica simple

1 átomo/celda unidad



Cúbica cuerpo centrado

2 átomos/celda unidad



**Cúbica cara centrada
(Cúbica compacta)**

4 átomos/celda unidad

Un átomo en una esquina compartido por **8** celdas unitarias

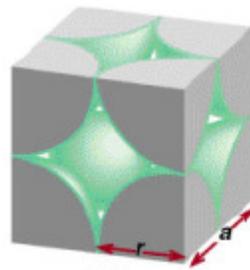
Un átomo en el centro de una cara compartido por **2** celdas unitarias

VOLUMEN OCUPADO POR UNA CELDA UNIDAD CUBICA

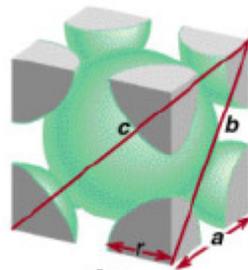
En el caso de las celdas cúbicas su volumen es igual a la arista elevado al cubo,

$$V = a^3$$

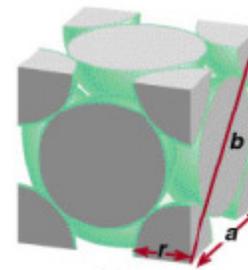
Relación entre el radio atómico y la arista de tres diferentes celdas cúbicas



sc
 $a = 2r$



bcc
 $b^2 = a^2 + a^2$
 $c^2 = a^2 + b^2$
 $= 3a^2$
 $c = a\sqrt{3}$
 $a = \frac{4r}{\sqrt{3}}$

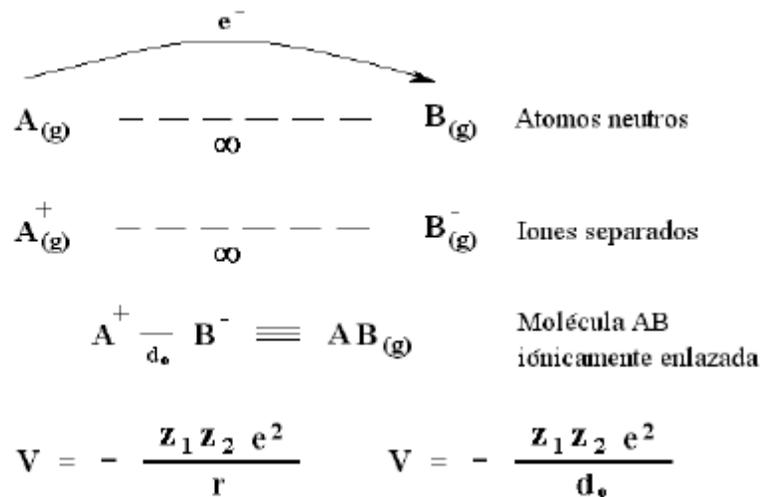
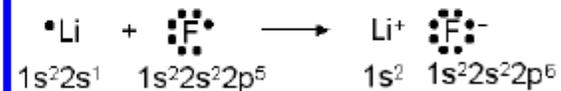


fcc
 $b = 4r$
 $b^2 = a^2 + a^2$
 $16r^2 = 2a^2$
 $a = r\sqrt{8}$

La eficiencia de empaquetamiento es la relación porcentual entre el espacio ocupado por las partículas unitarias (átomos, moléculas o iones) y el volumen de la celda.

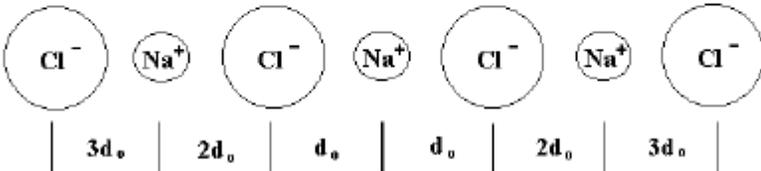
El modelo de enlace iónico

El modelo supone la **transferencia completa de uno o más electrones desde un átomo a otro para formar iones**, los cuales posteriormente se atraen debido a sus cargas de signo opuesto. Los iones formados adquieren **configuración electrónica de capa completa**.



Este resultado muestra que al formarse el enlace la energía del sistema disminuye. Los compuestos que presentan este tipo de enlace son sólidos. Esto significa que el sólido representa un estado de energía aún más bajo.

En el sólido los iones se ordenan unos con otros para lograr la mínima energía. Para un sólido hipotético unidimensional la energía V es más negativa que e^2/d_0 .



$\text{Cl}^- \quad \text{Na}^+ \quad \text{Cl}^- \quad \text{Na}^+ \quad \text{Cl}^- \quad \text{Na}^+ \quad \text{Cl}^-$
 $| \quad 3d_0 \quad | \quad 2d_0 \quad | \quad d_0 \quad | \quad d_0 \quad | \quad 2d_0 \quad | \quad 3d_0 \quad |$

$$V = -\frac{2e^2}{d_0} + \frac{2e^2}{2d_0} - \frac{2e^2}{3d_0} + \dots$$

$$V = -\frac{2e^2}{d_0} \left[\left(1 - \frac{1}{2}\right) + \left(\frac{1}{3} - \frac{1}{4}\right) + \left(\frac{1}{5} - \frac{1}{6}\right) + \dots \right]$$

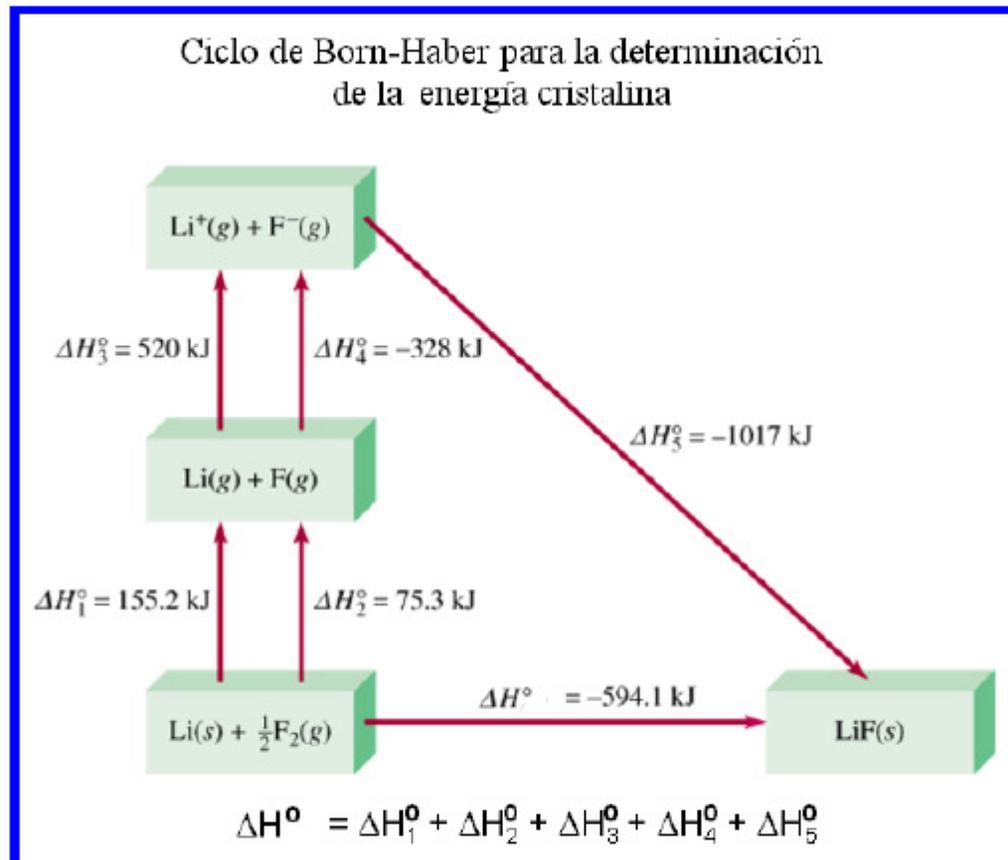
$S > \frac{1}{2}$

Se demuestra que la disminución de la energía al formarse un mol de sólido tridimensional queda dada por la expresión:

$$U_0 = \frac{A N z_1 z_2 e^2}{d_0} \quad d_0 \cong r_A + r_C$$

En que A se conoce como constante de Madelung, y solo depende del arreglo geométrico de los iones y no de su identidad, y N es el número de Avogadro. La energía necesaria para separar los iones desde un sólido iónico se define como energía de la red cristalina, U_0 , y es una cantidad positiva.

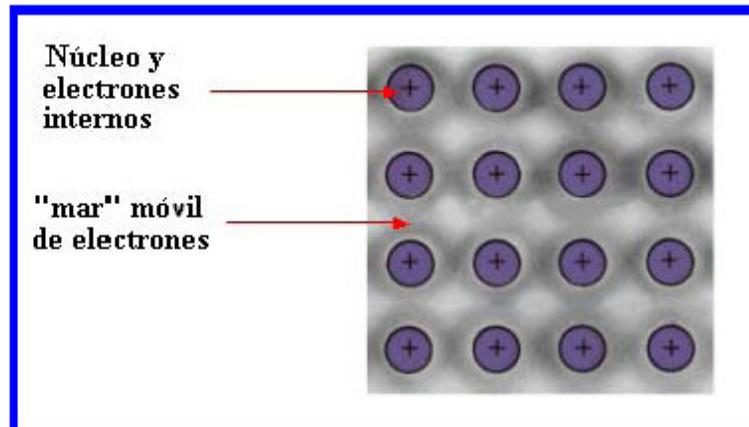
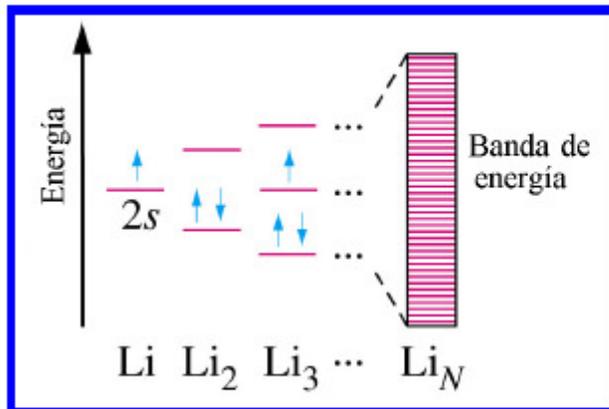
El ciclo de Born-Haber nos permite visualizar los factores individuales que afectan la magnitud de la energía que se desprende cuando se forma un sólido iónico a partir de sus elementos, en sus formas habituales, a presión atmosférica.



EL ENLACE METÁLICO

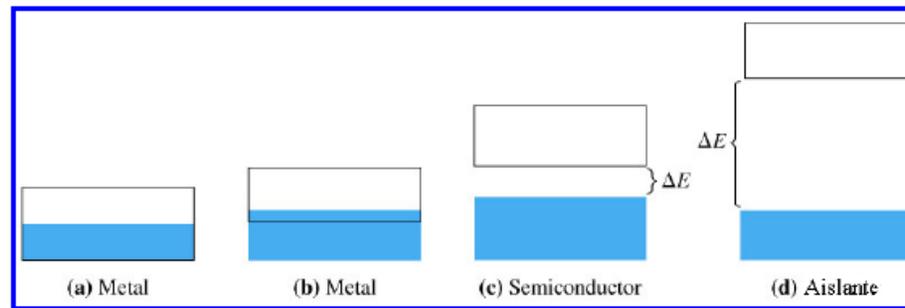
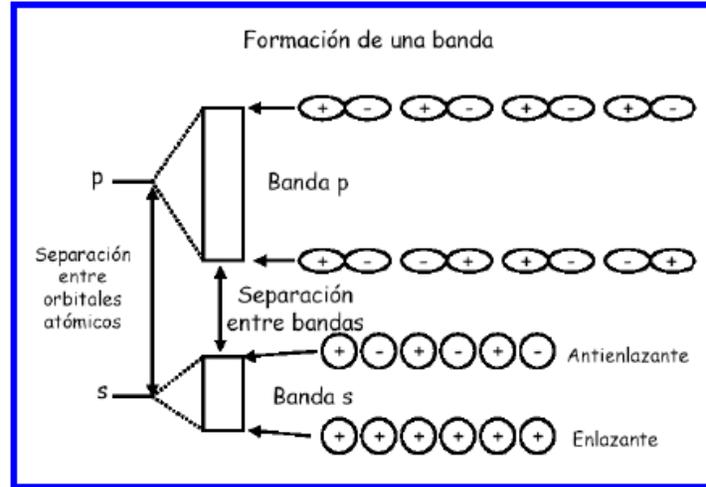
El **enlace metálico** es un caso extremo de enlace delocalizado. Debido a su baja electronegatividad los metales no forman enlace por compartición de pares de electrones entre un par de átomos, sino que la compartición ocurre entre muchos átomos, dando lugar a lo que se conoce como enlace metálico. La teoría de bandas permite entender el enlace y las propiedades de los metales

Muchos sólidos (metales, sólidos iónicos y covalentes) pueden considerarse como una gran molécula en la que todos sus átomos se encuentran unidos por fuerzas de enlace químico. **La Teoría de Bandas** es la extensión de la teoría de orbitales moleculares al caso de los sólidos



La conductividad eléctrica es una consecuencia de la estructura electrónica de los metales

Los niveles vacíos corresponden a orbitales próximos en energía y débilmente atraídos por los núcleos. Los electrones de los metales se comportan como electrones libres que pueden responder a un campo eléctrico.



Semi-conductores dopados.

