

Tema 4. Fuerzas intermoleculares. Líquidos y Sólidos

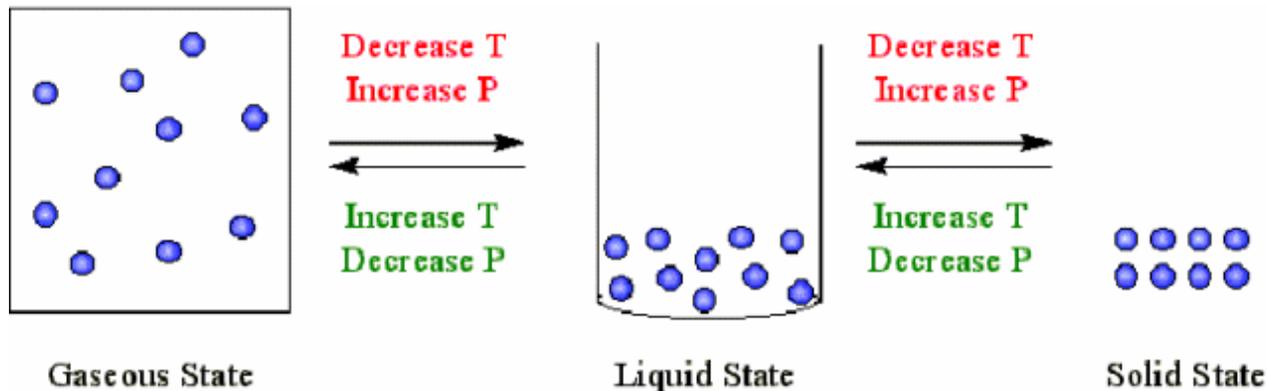
Comparación molecular de Gases, líquidos y sólidos

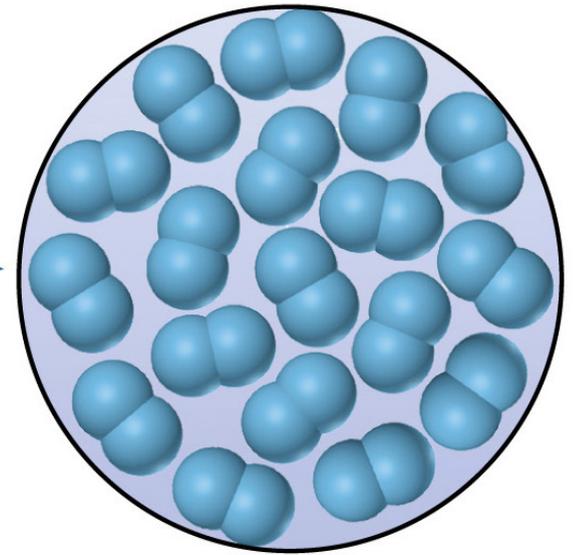
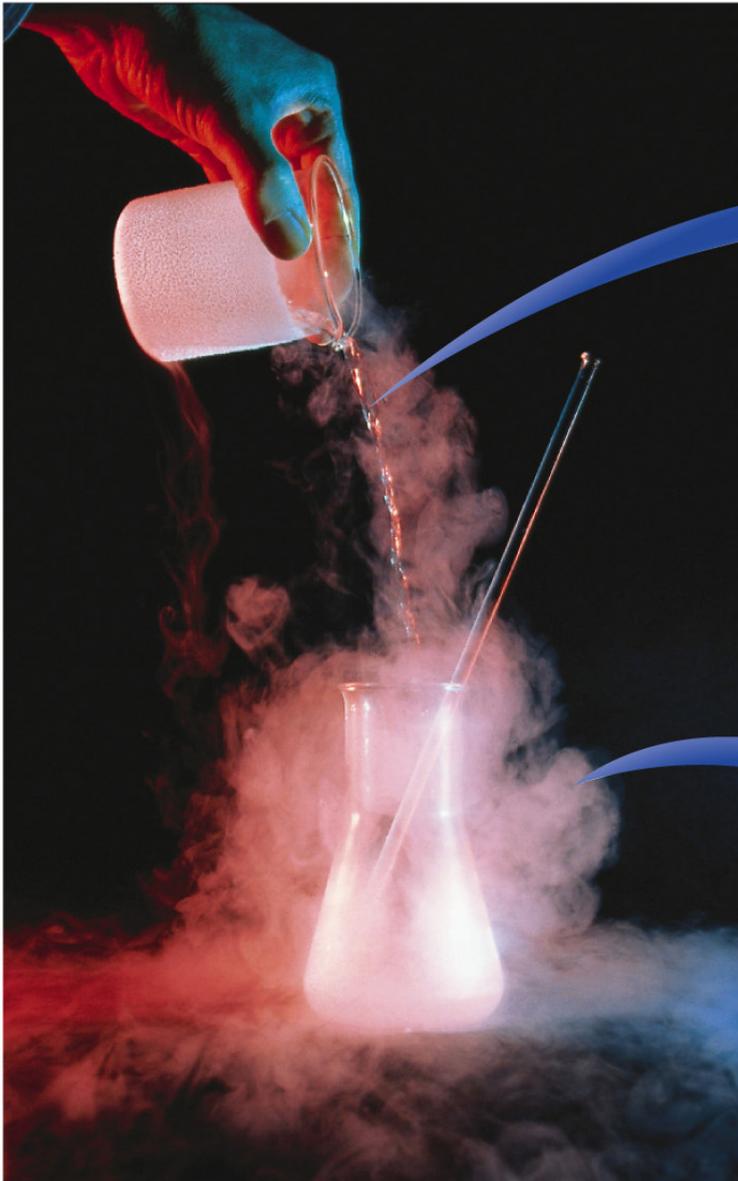
Los gases consisten en una colección de moléculas separadas por grandes distancias y en constante movimiento. La energía cinética media de las moléculas es mucho mayor que la energía media de atracciones entre ellas, la falta de fuerzas atractivas permite a un gas expandirse hasta llenar el recipiente que lo contiene.

En los líquidos las fuerzas de atracción intermoleculares son lo bastante fuertes como para mantener juntas las moléculas. Así, los líquidos son mucho más densos y mucho menos compresibles que los gases. Los líquidos tienen un volumen definido, independiente del tamaño y la forma de su recipiente.

En los sólidos las fuerzas de atracción intermoleculares son lo bastante intensas, no sólo para mantener unidas las moléculas, sino para fijarlas en determinadas posiciones de la red cristalina.

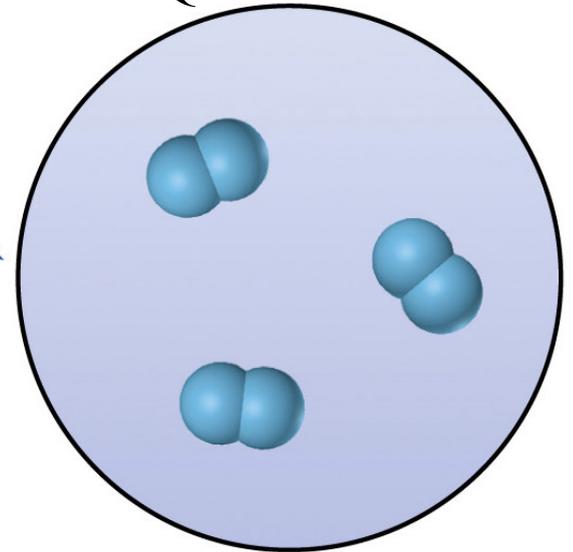
Llamamos a los sólidos y líquidos **fases condensadas**.





(a)

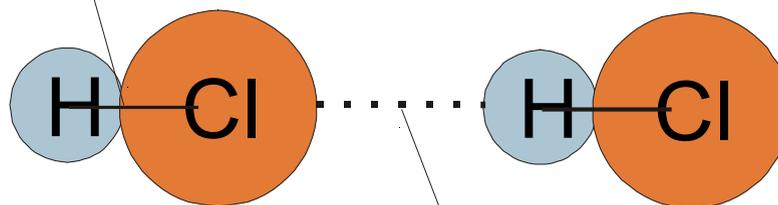
NITRÓGENO LÍQUIDO



(b)

Fuerzas Intermoleculares

Enlace Covalente(Fuerte)



16 KJ/mol

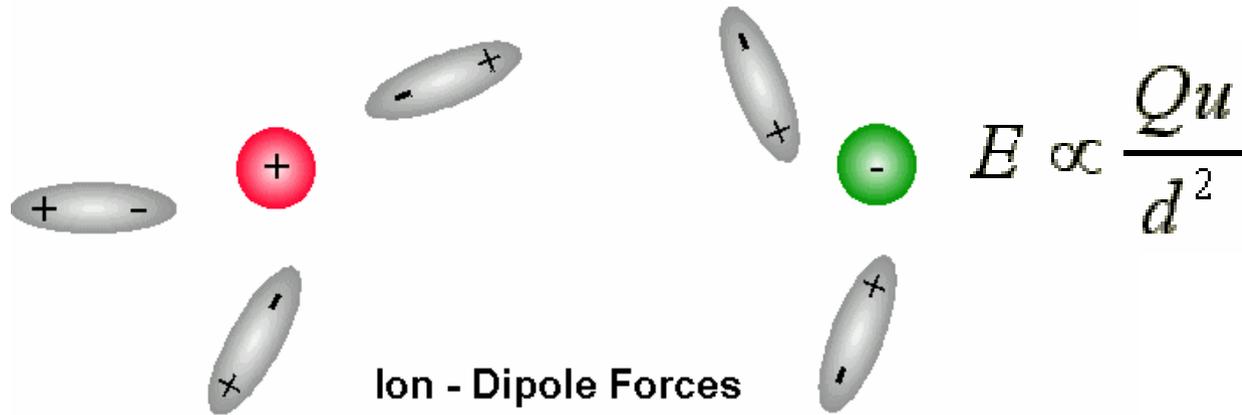
Atracción Intermolecular (Débil)

Energía de enlace = $D(\text{H-Cl}) = 431 \text{ KJ/mol}$

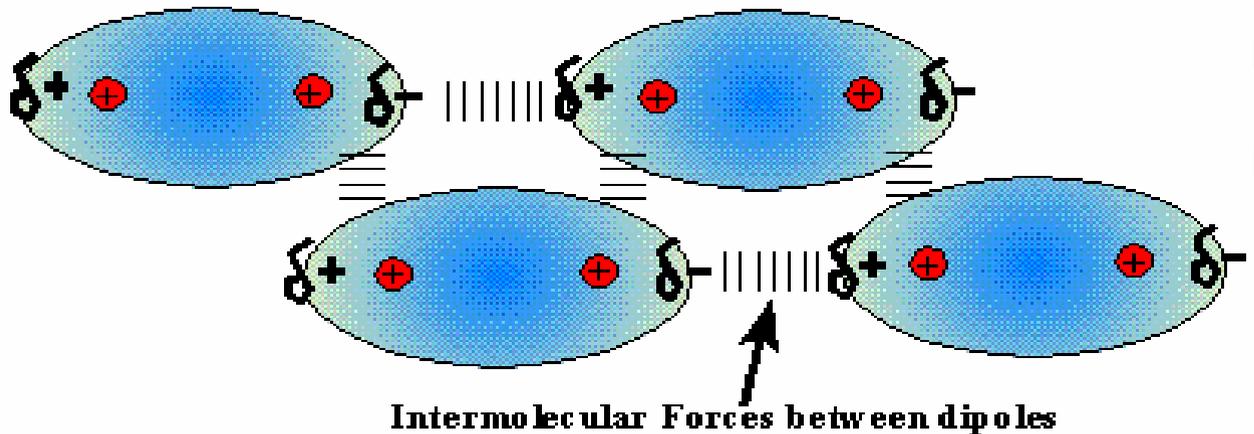


Fuerzas de Van der Waals

Fuerzas Ión-Dípulo



Fuerzas Dípolo-Dípulo: Entre moléculas neutras polares

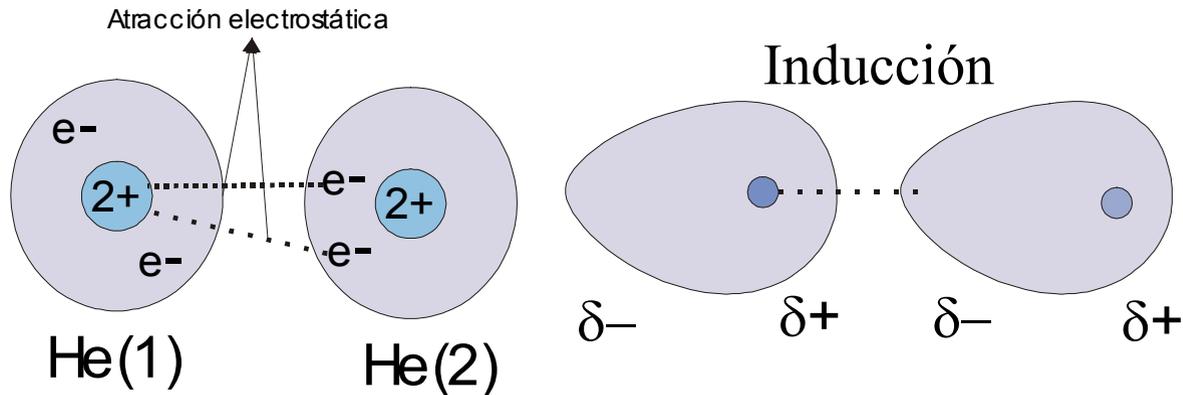


Sustancia	Masa molar(uma)	Momento dipolar μ (D)	Punto de ebullición (K)
Propano $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	44	0,1	231
Éter dimetilico CH_3OCH_3	46	1,3	248
Cloruro de metilo CH_3Cl	50	1,9	249
Acetaldehido CH_3CHO	44	2,7	294
Acetonitrilo CH_3CN	41	3,9	355

N_2	O_2	NO
$\mu = 0$ apolar masa molar 28uma pe 77,34K	$\mu = 0$ apolar masa molar 32 uma pe 90,19K	$\mu = 0,153\text{D}$ polar masa molar 30uma pe 121,39K

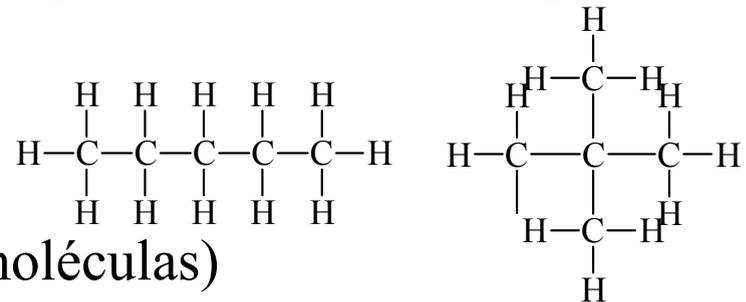
Fuerzas de dispersión de London

Dípolo Instantáneo-Dípolo Inducido: Entre moléculas neutras apolares



Polarizabilidad: Facilidad con que puede inducirse un dipolo

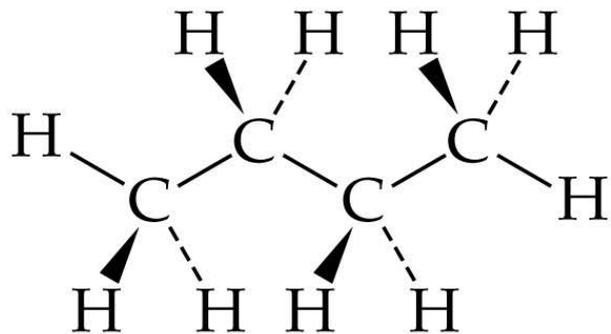
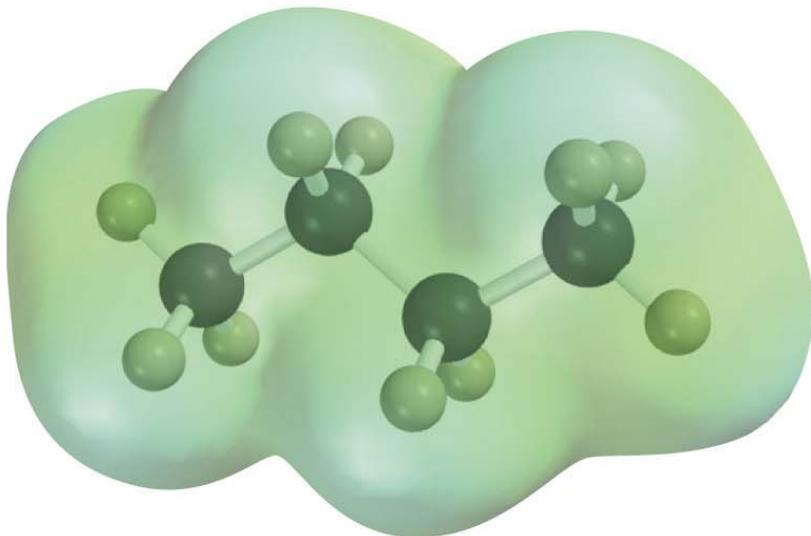
Magnitud fuerzas London



Polarizabilidad (**Tamaño** de las moléculas)

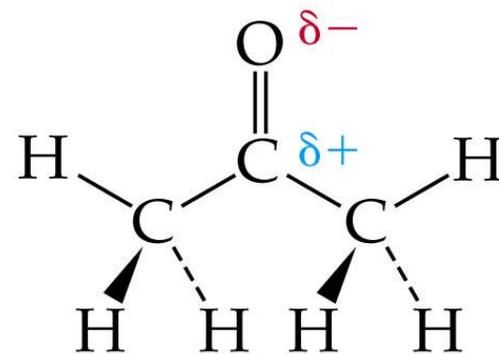
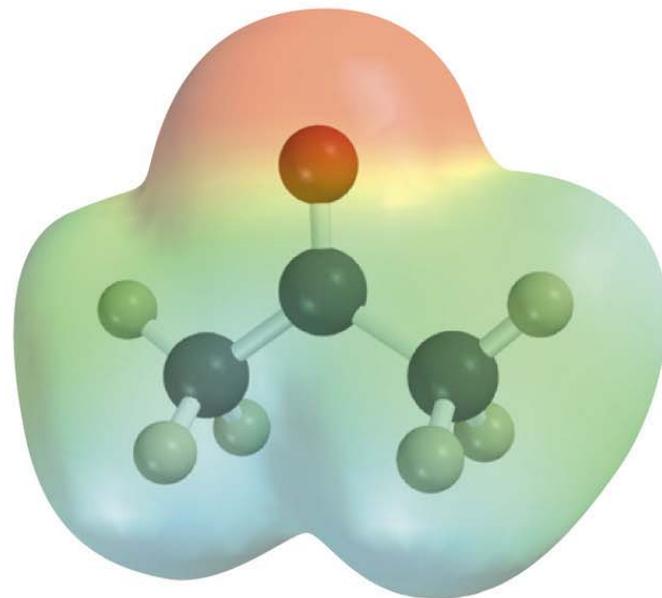
Forma de las moléculas

punto ebullición pentano 36,1 °C neopentano 9,5 °C



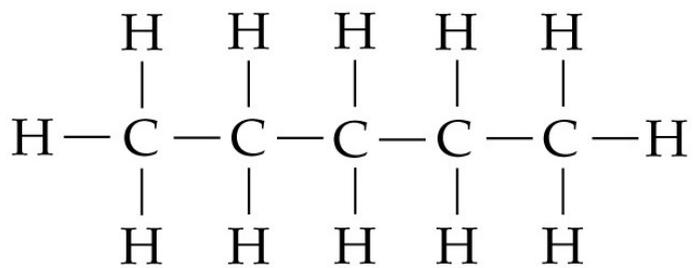
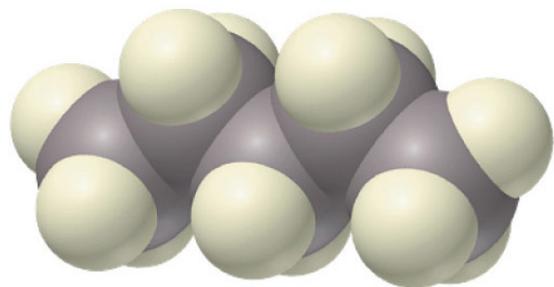
Butane (C₄H₁₀)

Mol mass = 58 amu
bp = -0.5°C

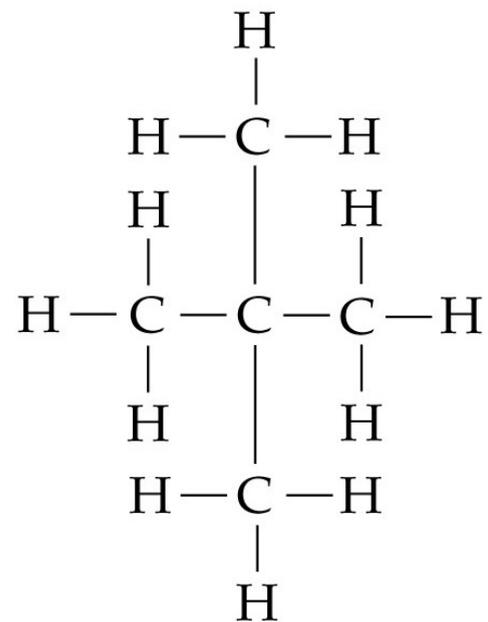
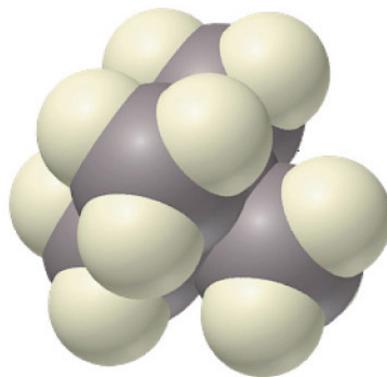


Acetone (C₃H₆O)

Mol mass = 58 amu
bp = 56.2°C



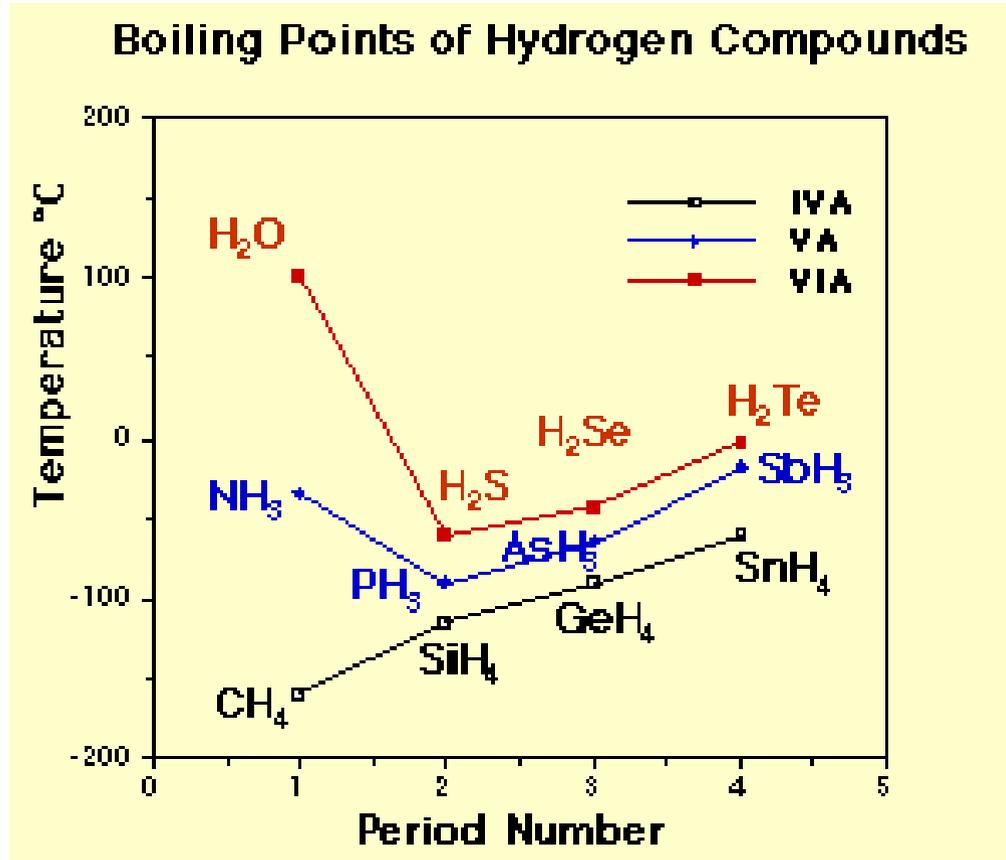
(a) Pentane (bp = 309.4 K)



(b) 2,2-Dimethylpropane (bp = 282.7 K)

Enlaces de Hidrógeno

Substance	Boiling Point
SiH ₄	-115 C
CH ₄	-160 C
GeH ₄	-90 C
SnH ₄	-60 C
NH ₃	-34 C
PH ₃	-90 C
AsH ₃	-65 C
SbH ₃	-18 C
H ₂ O	100 C
H ₂ S	-60 C
H ₂ Se	-43 C
H ₂ Te	-2 C



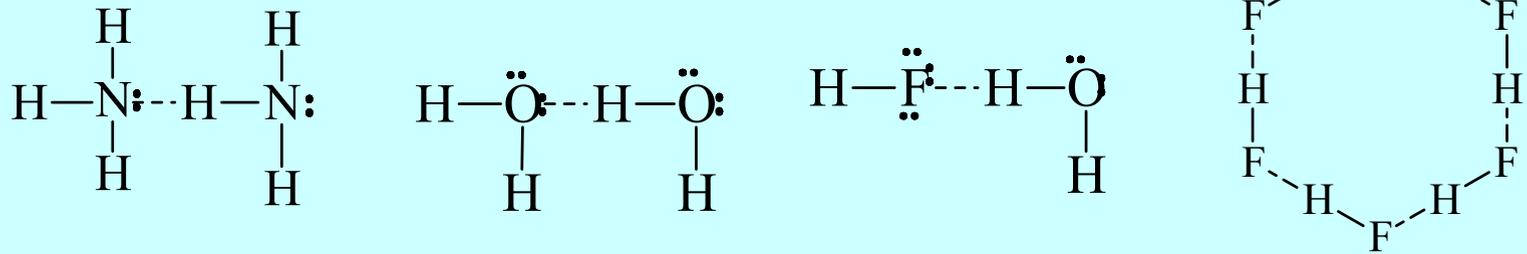
H₂O alto punto ebullición, calor específico, alto calor vaporización

Definición: Enlaces de hidrógeno

Fuerzas de atracción entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar sobre todo **H-F**, **H-O** y **H-N** y un par de electrones no compartido de un átomo electronegativo de una molécula vecina.

(**H**, **F** y **N** de otra molécula).

Energías de enlace del orden de 15 a 40 kJ/mol



Tendencias en los enlaces de hidrógeno

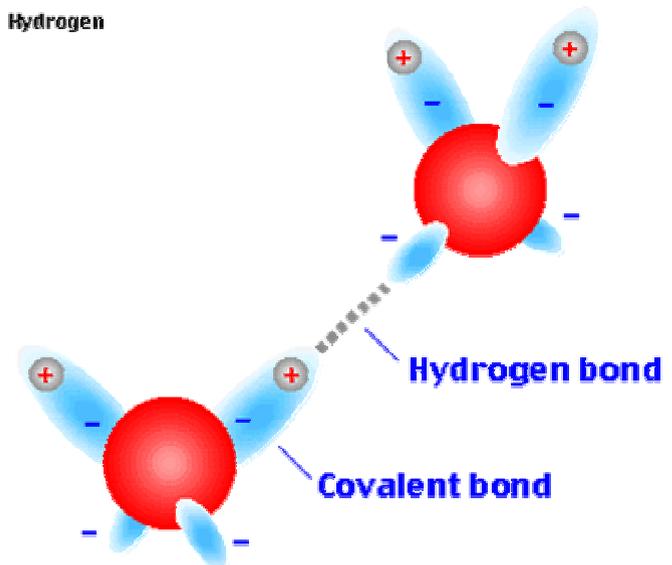
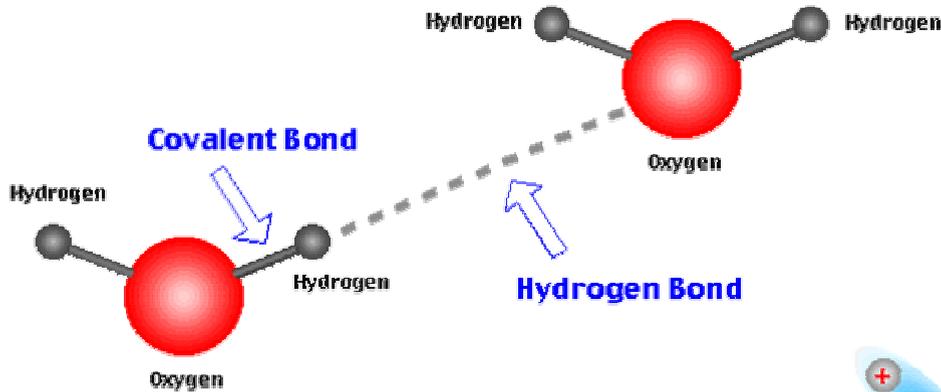
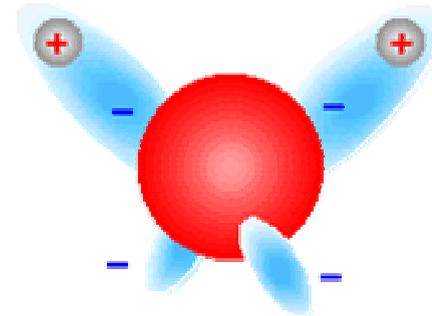
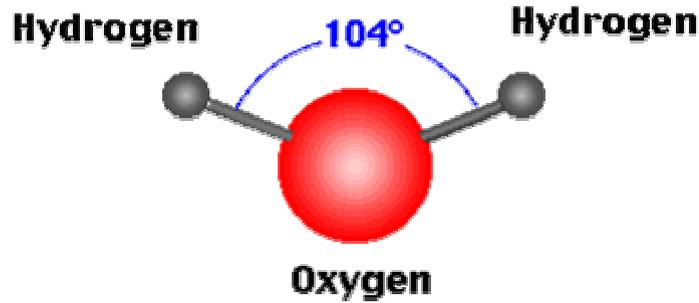
N-H :Y < **O-H** :Y < **F-H** :Y aumentan al aumentar el dipolo

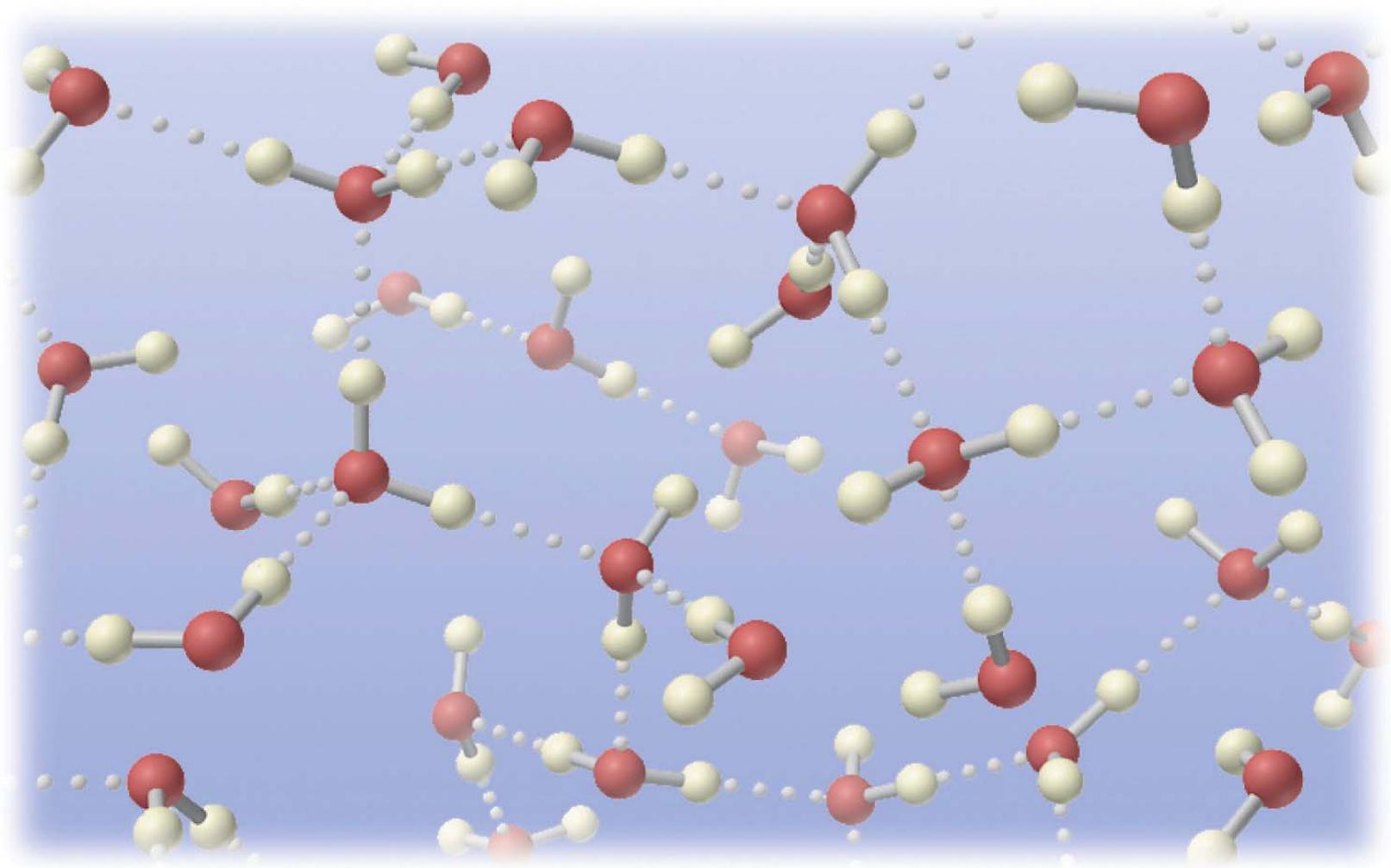
X-H :F < **X-H** :O < **X-H** :N disminuyen con la electronegatividad

N-H :N < **O-H** :O < **F-H** :F

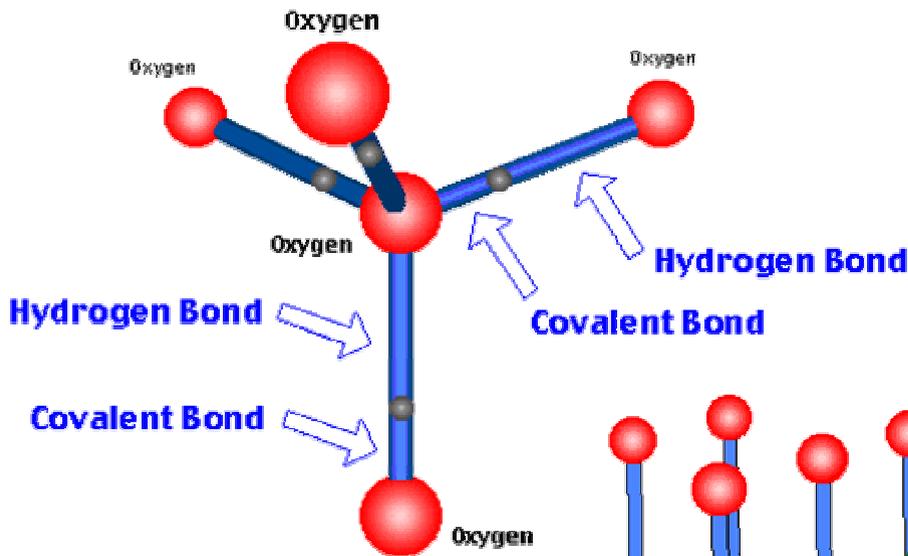


El agua

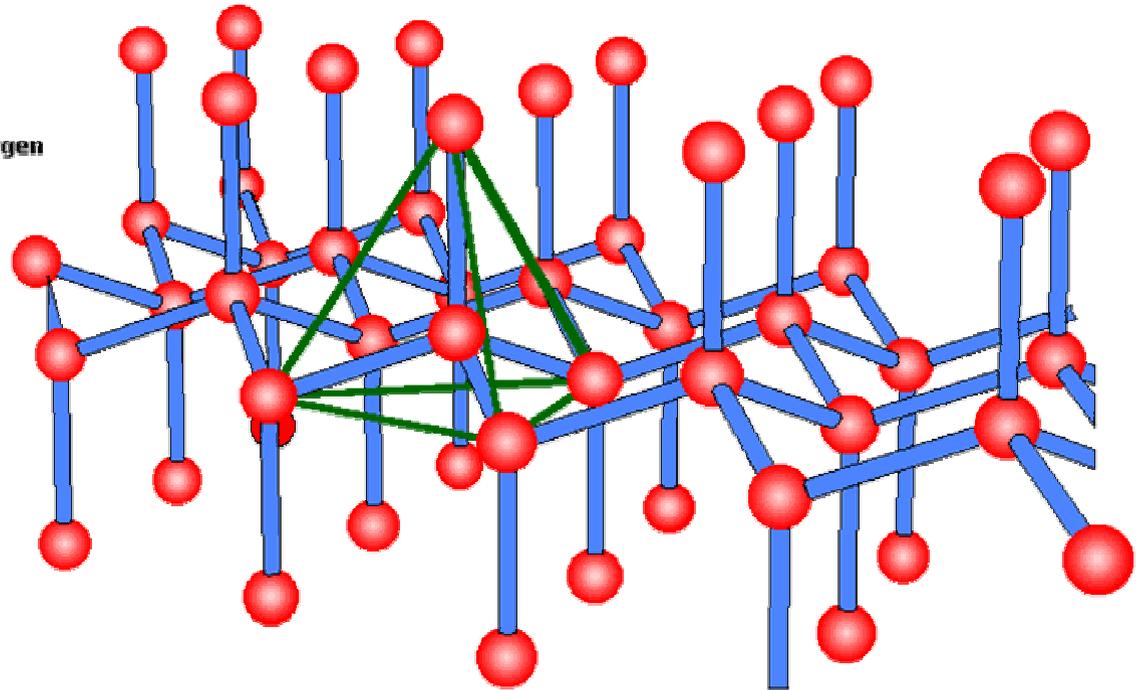




Hielo



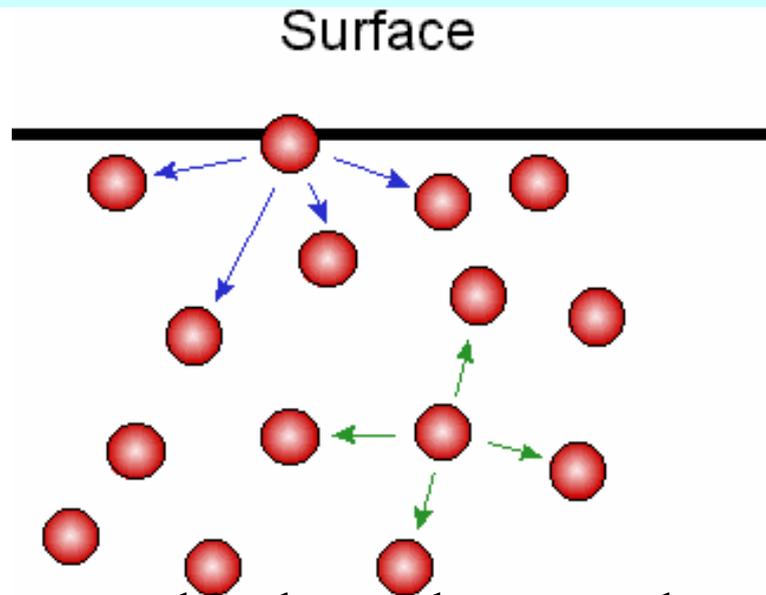
el agua alcanza su máxima densidad a 3,98°C, por encima de esta temperatura la densidad disminuye al aumentar la temperatura



Algunas propiedades de los líquidos

Viscosidad: Resistencia a fluir

Tensión Superficial: La tensión superficial se define como la energía requerida para aumentar el área superficial de un líquido en una unidad de área



Es la fuerza responsable de que las gotas de agua sean esféricas (la esfera es la forma que tiene la menor área superficial para un volumen dado)

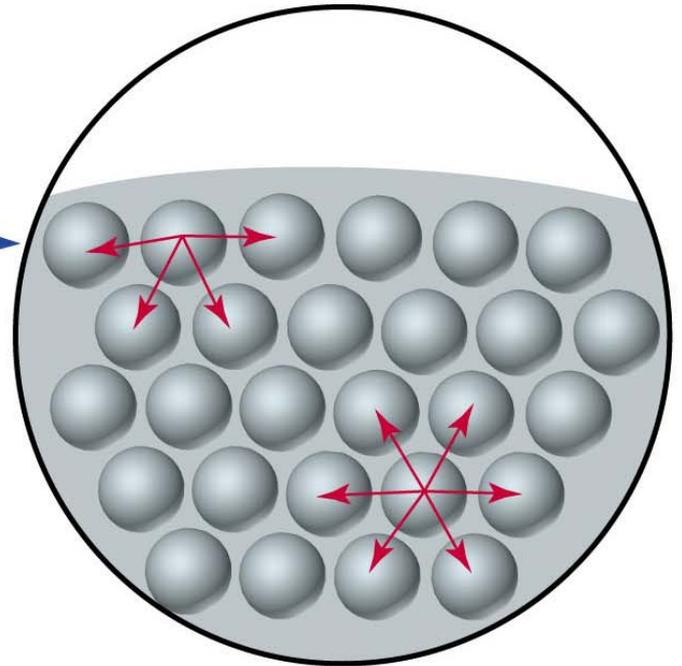
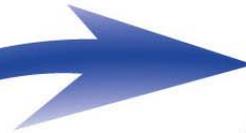
TENSIÓN SUPERFICIAL DE ALGUNOS LÍQUIDOS (a 20°C)

nombre del líquido γ en dinas/cm

Acetona	23.7
Éter etílico	17.01
Benceno	28.85
n-Hexano	18.43
Tetracloruro de carbono	26.95
Metanol	22.61
Acetato de etilo	23.9
Tolueno	28.5
Alcohol etílico	22.75
Agua	72.75

el líquido se comporta como si estuviera rodeado por una membrana invisible. La tensión superficial es responsable de la resistencia que un líquido presenta a la penetración de su superficie, de la tendencia a la forma esférica de las gotas de un líquido, del ascenso de los líquidos en los tubos capilares y de la flotación de objetos u organismos en la superficie de los líquidos

MERCURIO: TENSIÓN SUPERFICIAL

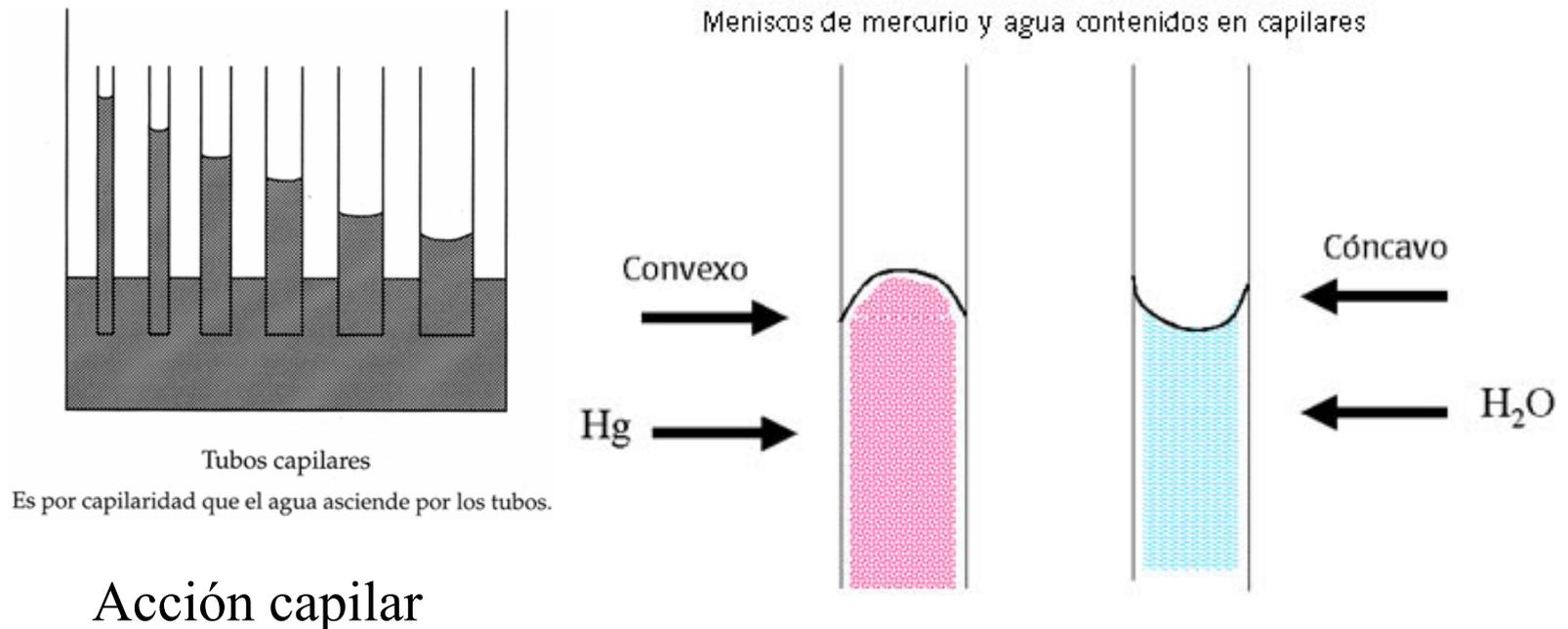


Fuerzas de cohesión y adhesión

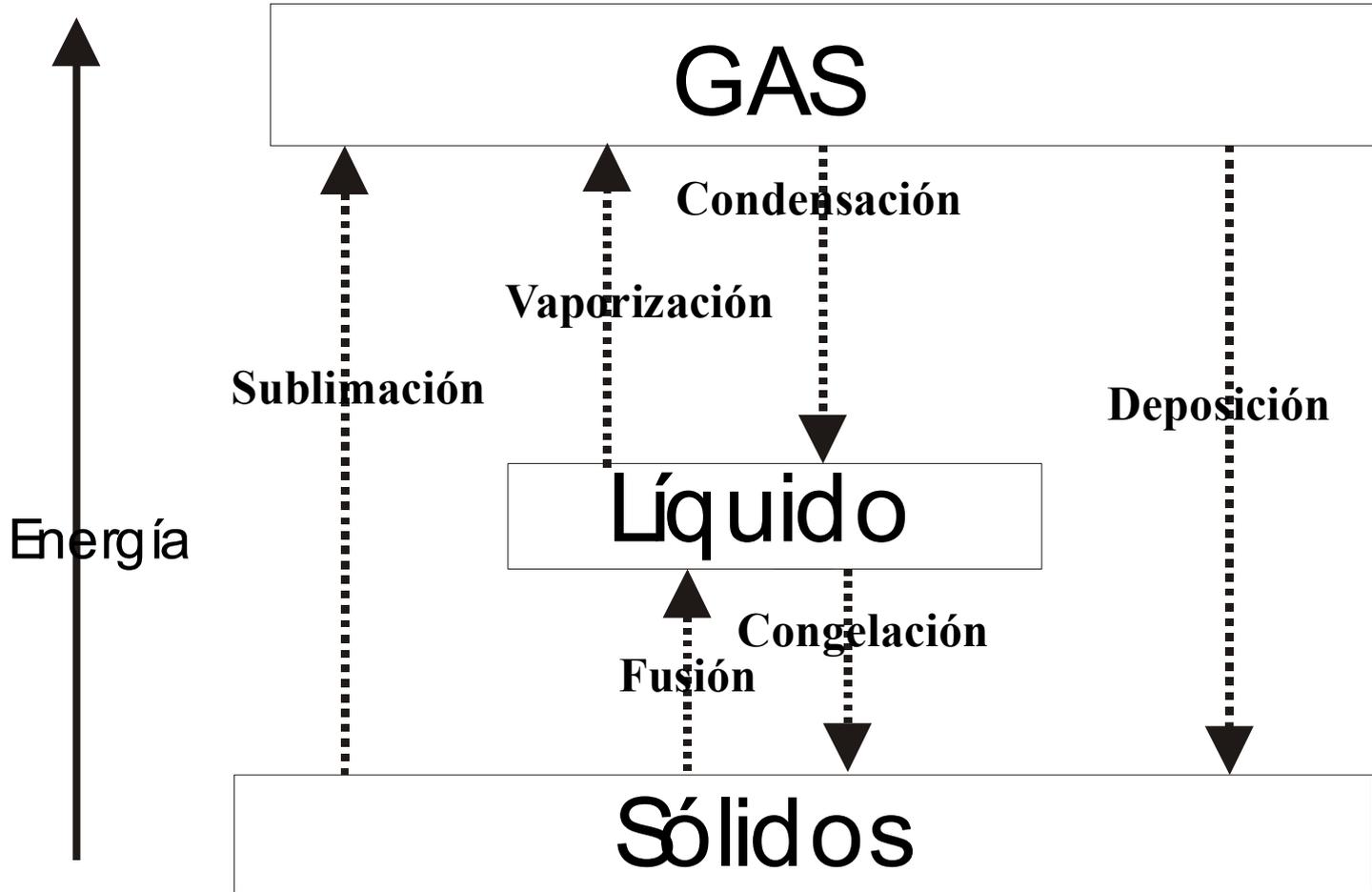
En los líquidos

Las Fuerzas intermoleculares que unen unas moléculas a otras son fuerzas de cohesión.

Las Fuerzas intermoleculares que unen una sustancia líquida a una superficie se denominan fuerzas de adhesión.



Cambios de fase



Cada cambio de fase va acompañado por un cambio de energía

Cuando el cambio de fase implica pasar a un estado menos ordenado se consume energía en vencer las fuerzas intermoleculares

Fusión-Cambio de entalpía asociado-Entalpía de fusión, ΔH_f

Vaporización-Entalpía de vaporización, ΔH_v $\Delta H_f < \Delta H_v$

Se requiere menos energía para permitir a las moléculas moverse que para separarlas.

Fusión, evaporación, sublimación son procesos endotérmicos

Congelación, condensación, deposición son procesos exotérmicos

Los gases se pueden licuar, presentan temperatura y presión críticas

T_c Máxima temperatura a la que pueden licuarse. Presión crítica es la P que debe aplicarse para lograr la licuefacción a $T_c \rightarrow$ Fluidos supercríticos

Fluidos Supercríticos

Dióxido de carbono para el proceso del descafeinado

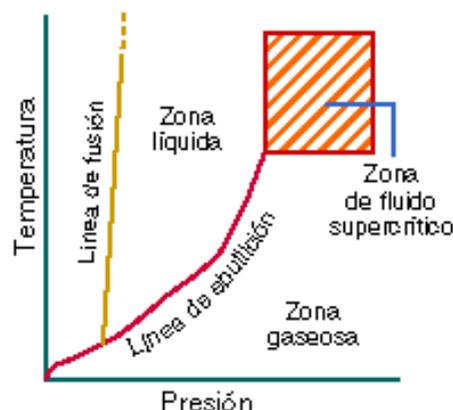
La cafeína

La 1,3,7-trimetilxantina es el alcaloide que le da el típico sabor amargo al café. Está compuesto por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno.



Las fases del CO₂

Como disolvente en el proceso se usa el dióxido de carbono en el especial estado supercrítico.



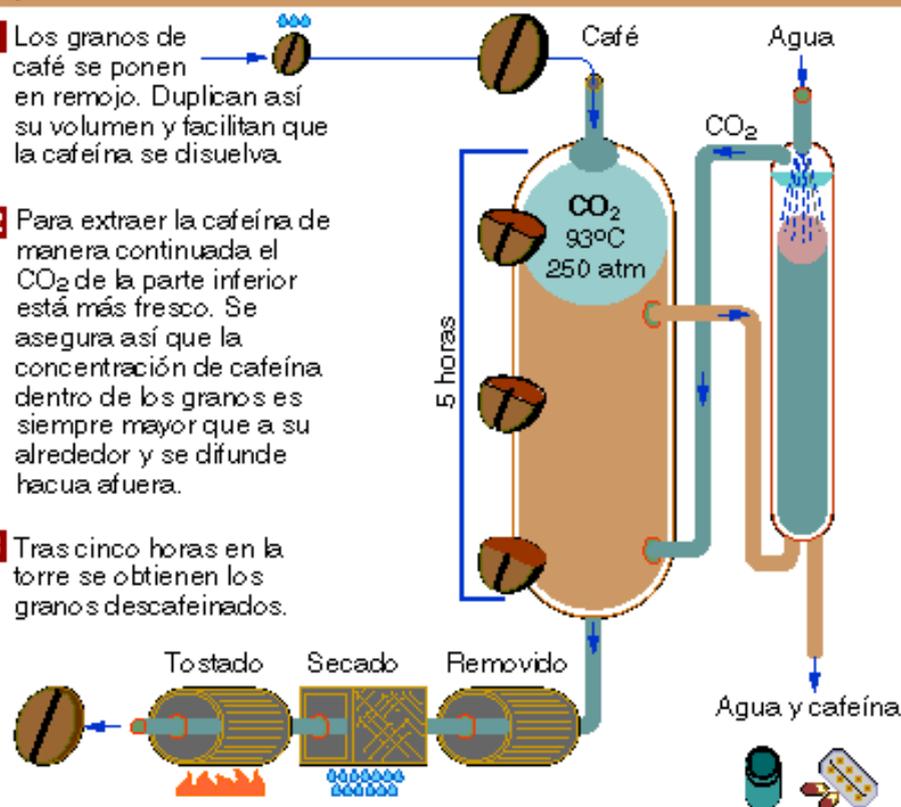
El procedimiento de extracción

1 Los granos de café se ponen en remojo. Duplican así su volumen y facilitan que la cafeína se disuelva.

2 Para extraer la cafeína de manera continuada el CO₂ de la parte inferior está más fresco. Se asegura así que la concentración de cafeína dentro de los granos es siempre mayor que a su alrededor y se difunde hacia afuera.

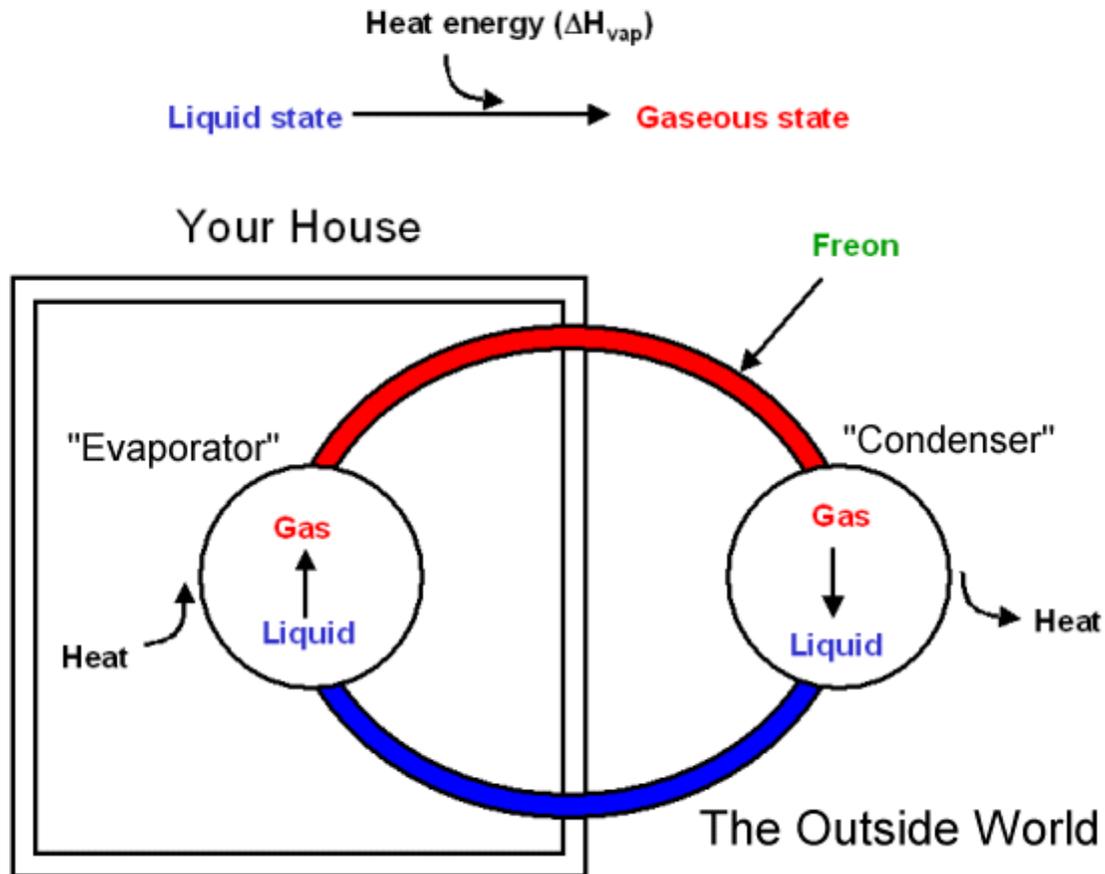
3 Tras cinco horas en la torre se obtienen los granos descafeinados.

4 La solución sobrante se vende para refrescos y fármacos. El CO₂ se recicla.

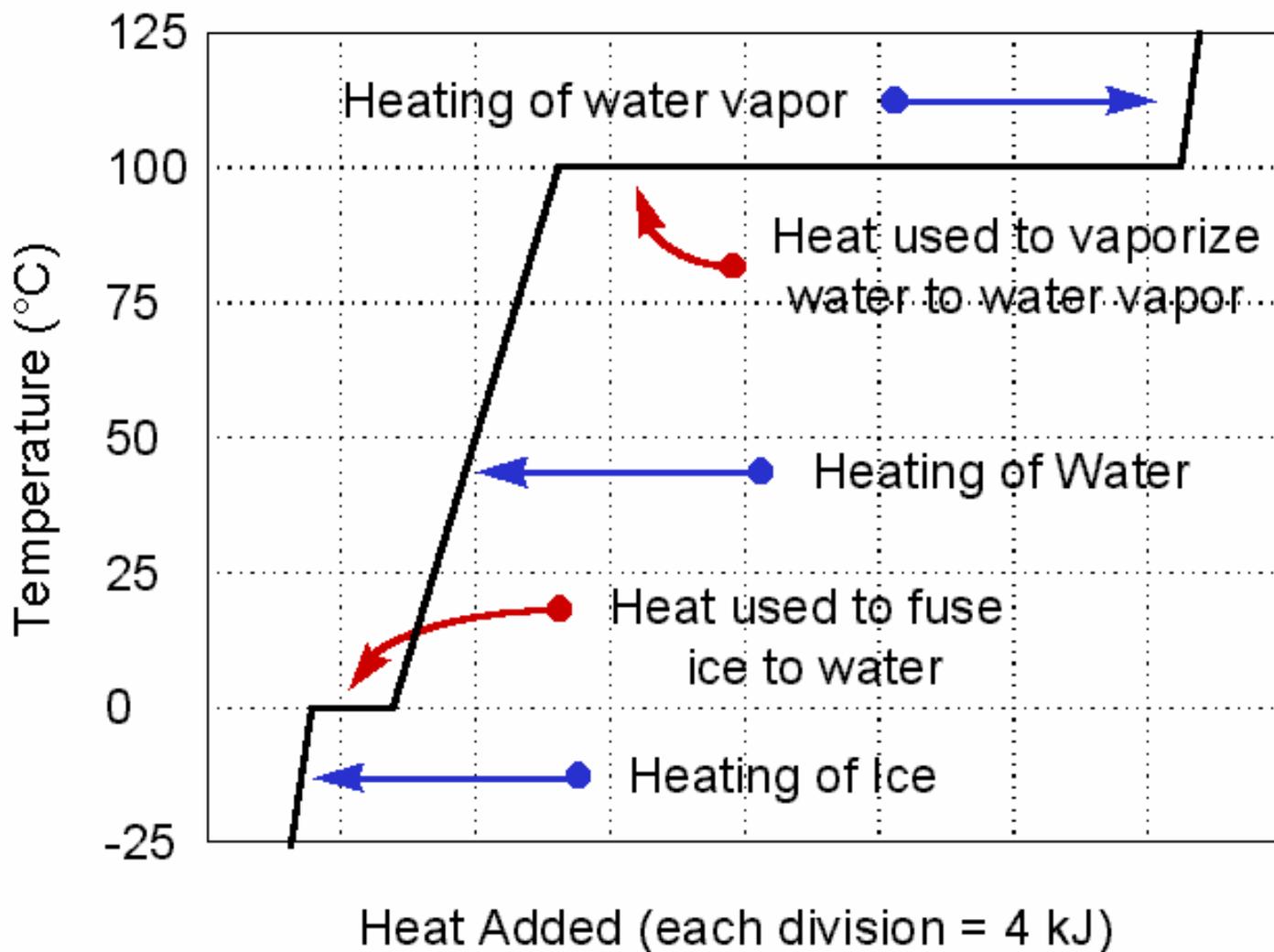


Refrigerators use the evaporation of Freon (CCl_2F_2) to remove heat inside the fridge. The Freon is condensed outside the cabinet (usually in coils at the back) in a process which releases heat energy (the coils will be warm)

The Basis of Air Conditioning



Heating Curve for H₂O from -25°C to 125°C



Heating ice, water and water vapor

In the region of the curve where we are not undergoing a phase transition we are simply changing the temperature of one particular phase of water (either solid, liquid or gas) as a function of heat input

The slope of the lines relates temperature to heat input

The greater the slope, the greater the temperature change for a given unit of heat input

The amount of heat needed to change the temperature of a substance is given by the *specific heat* or *molar heat capacity*

- Specific heat of ice = $2.09 \text{ J/g } ^\circ\text{K}$
- Specific heat of water = $4.18 \text{ J/g } ^\circ\text{K}$
- Specific heat of water vapor = $1.84 \text{ J/g } ^\circ\text{K}$

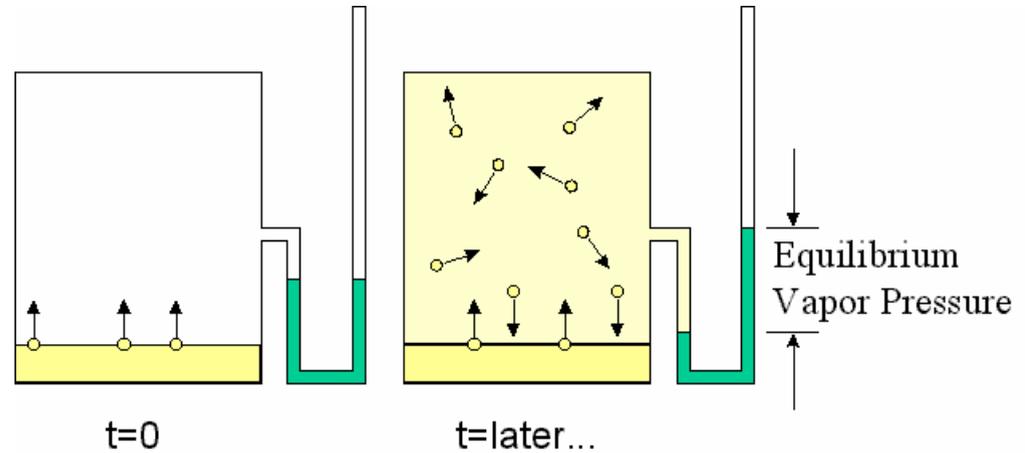
In the regions of the curve where we are undergoing a phase transition, the heat energy input is not raising the temperature of the sample, rather it is being used to disrupt the intermolecular forces

$$\bullet \Delta H_{fus} = 6.01 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H_{vap} = 40.67 \text{ kJ/mol}$$

Vaporización de los líquidos.

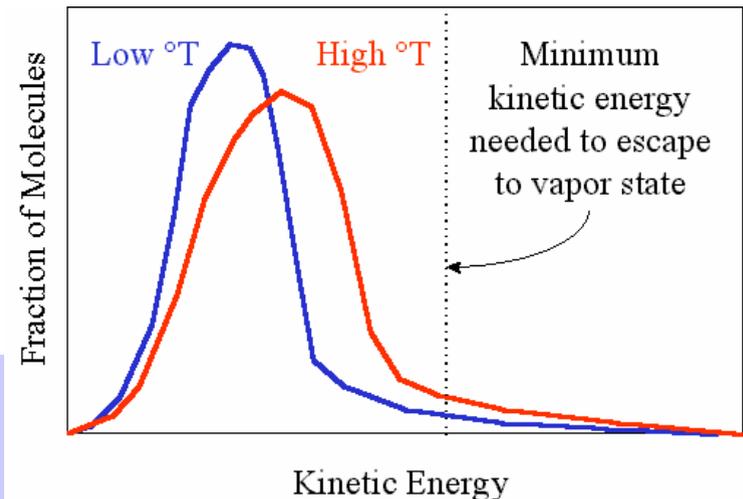
Presión de vapor

Las moléculas pueden escapar de la superficie de un líquido hacia la fase gaseosa. En un recipiente cerrado y evacuado las moléculas del líquido se evaporarán generando una presión sobre la superficie, tras un tiempo alcanzará un valor constante: Presión de vapor



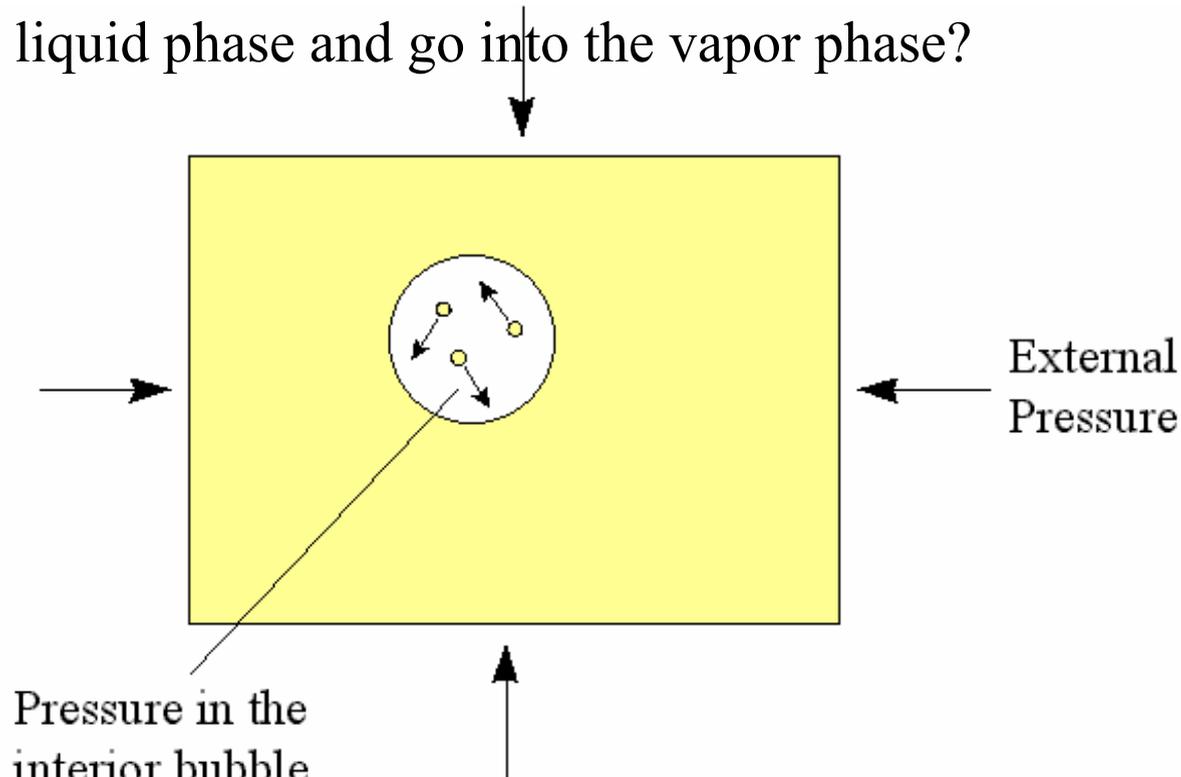
Presión de vapor de un líquido es la presión ejercida por su vapor cuando las fases líquidas y gaseosa se encuentran en equilibrio dinámico

Distribución de las energías cinéticas de dos líquidos



Un líquido hierve cuando su presión de vapor iguala a la P externa
Punto de ebullición normal, temperatura de ebullición a 1 atm

What if molecules in the interior of the liquid decides to leave the liquid phase and go into the vapor phase?



Pressure in the interior bubble will be at the vapor pressure

This interior bubble will rapidly collapse if the external pressure is greater than the vapor pressure

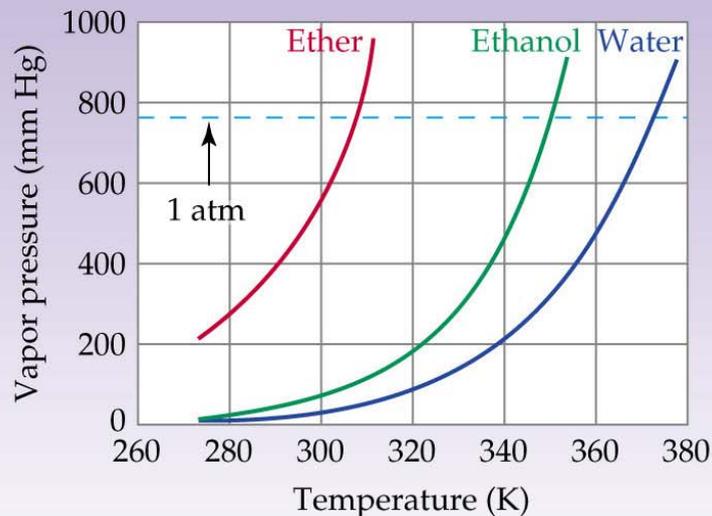
If the external pressure is equal to, or lower than the vapor pressure then the bubble will remain or expand and the liquid boils

Efectos de la presión y temperatura sobre la presión de vapor

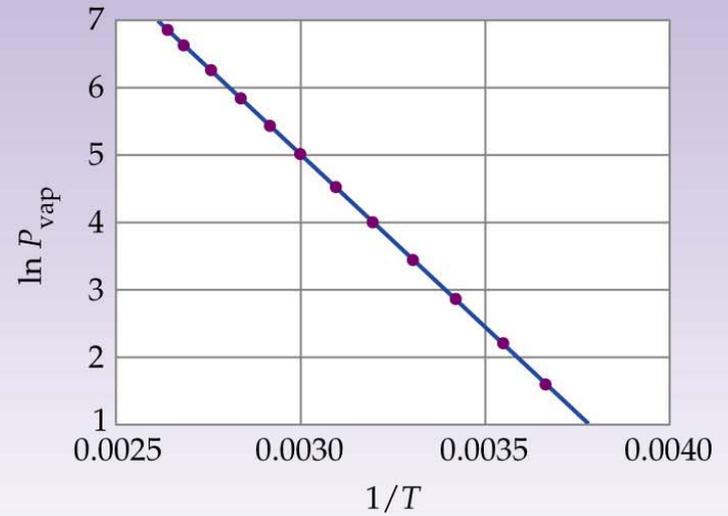
Vapor pressure increases with increasing temperature

At 100°C the vapor pressure of water is 760 torr (1 atm or equal to the atmospheric pressure on the liquid (in an open container))

At this temperature, interior bubbles will not collapse and the water **boils**. At high altitudes (i.e. up in the Mountains) the air pressure is less than at sea level. Thus, water will boil at a lower temperature (the vapor pressure needed to support a bubble is lower at high altitude). Therefore, cooking times are longer for things that need to be boiled (e.g. boiled eggs take longer to cook at high altitudes).



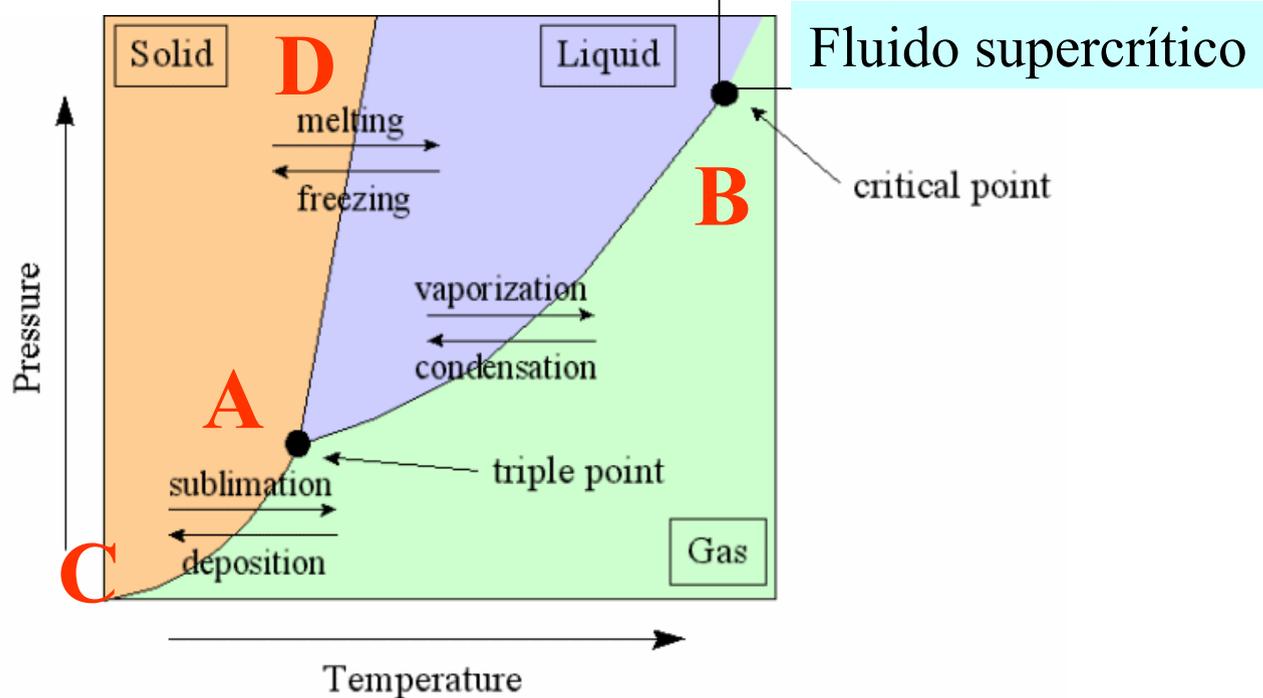
(a)



(b)

Diagramas de fase

Equilibrios dinámicos líquido-gas, sólido-líquido y sólido-gas



Un diagrama de fases es la forma gráfica de resumir las condiciones en las que existen equilibrios entre los distintos estados de la materia. Nos permite predecir la fase de una sustancia a determinados valores de presión y temperatura

Diagrama de fases del agua

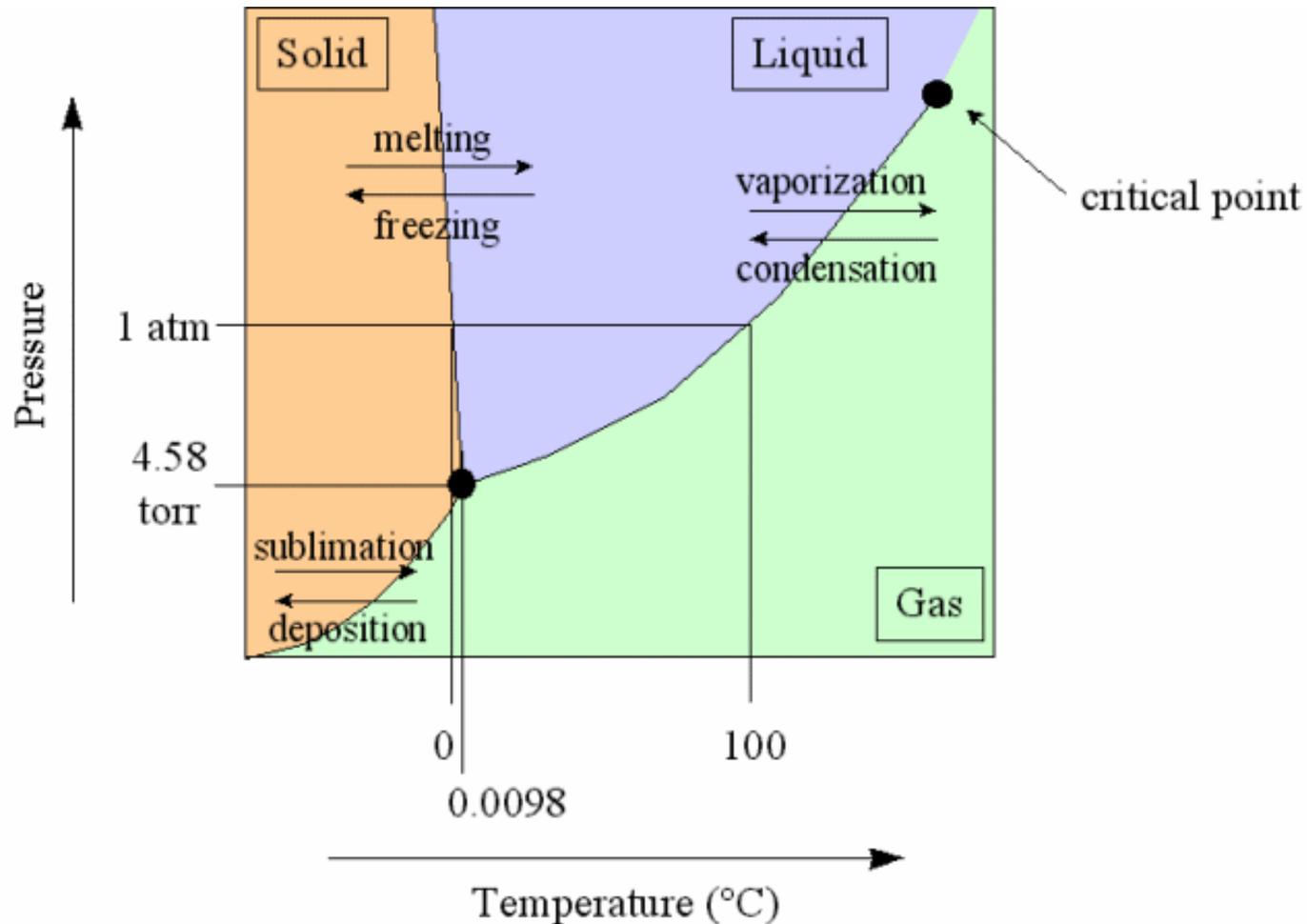
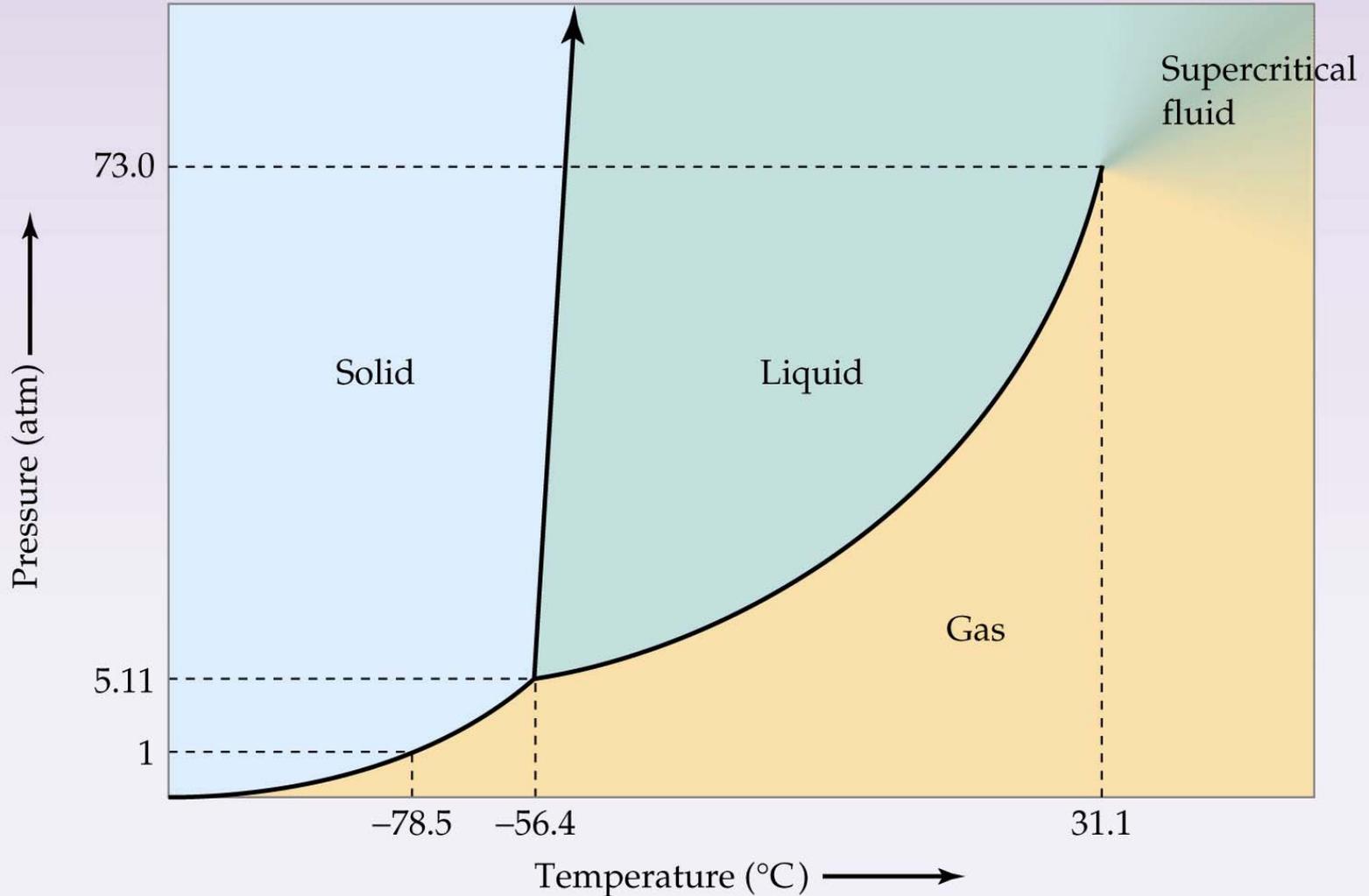
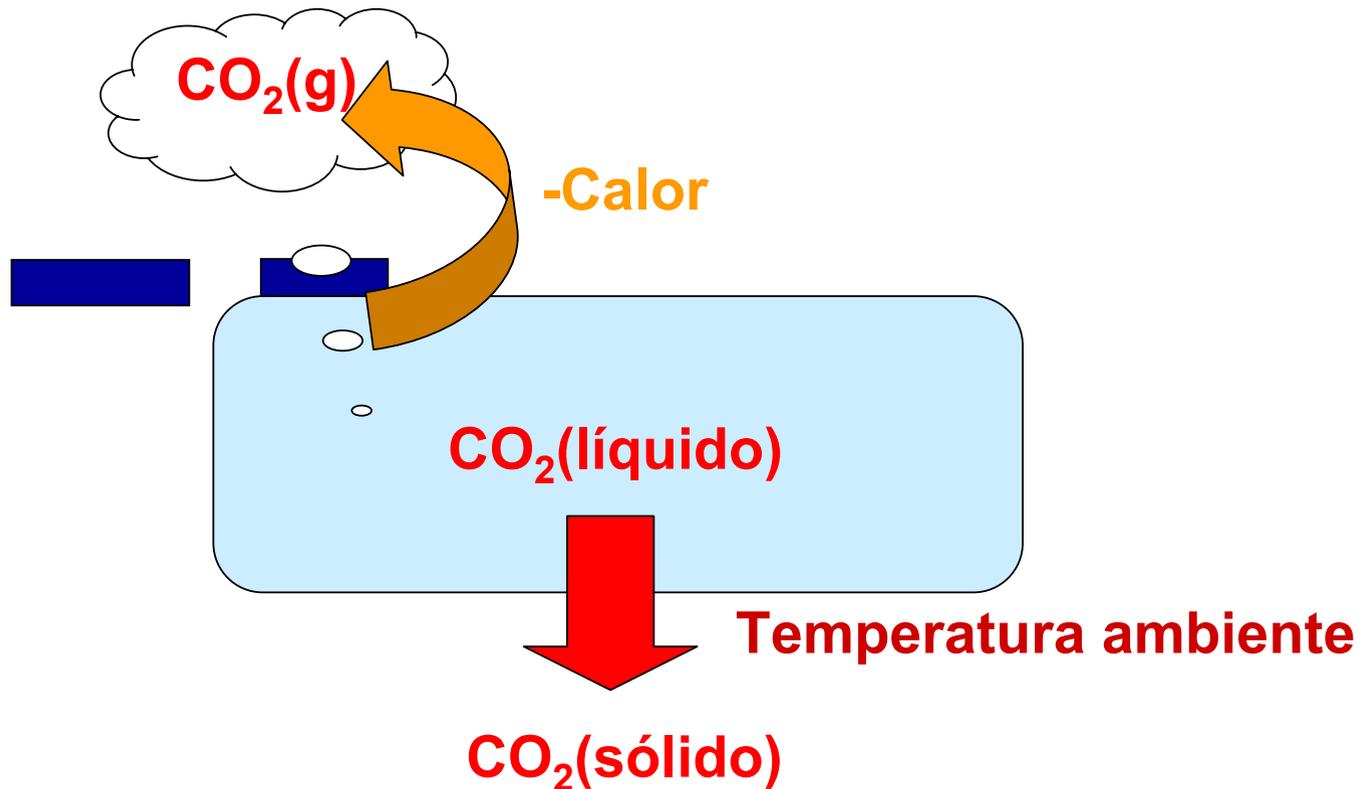


Diagrama de fases del CO₂



Transporte de CO₂

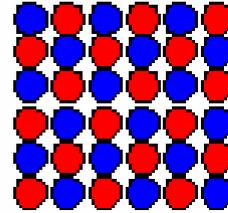
El dióxido de carbono se transporta normalmente en camiones cisterna y en cilindros en forma líquida



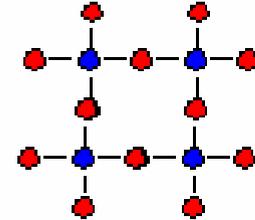
Estructuras de los Sólidos

Tipos de sólidos

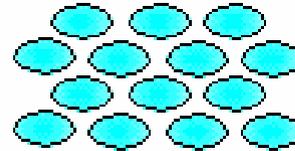
1. Ionic Solids
2. Covalent Solids
3. Polar Molecular Solids
4. Nonpolar Molecular Solids
5. Metallic Solids



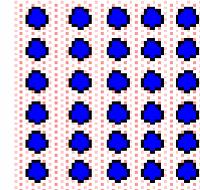
Ionic solid



Covalent solid



Molecular solid



Metallic solid

Solid Type	Bond Type	Intermolecular Force
Ionic Solid	Ionic Bonding	None
Covalent Solid	Covalent Bonding	None
Polar Molecular Solid	Covalent Bonding	Hydrogen Bonding/Dipole-dipole
Nonpolar Molecular Solid	Covalent Bonding	London Dispersion Forces
Metallic Solid	Metallic Bonding	None

Características

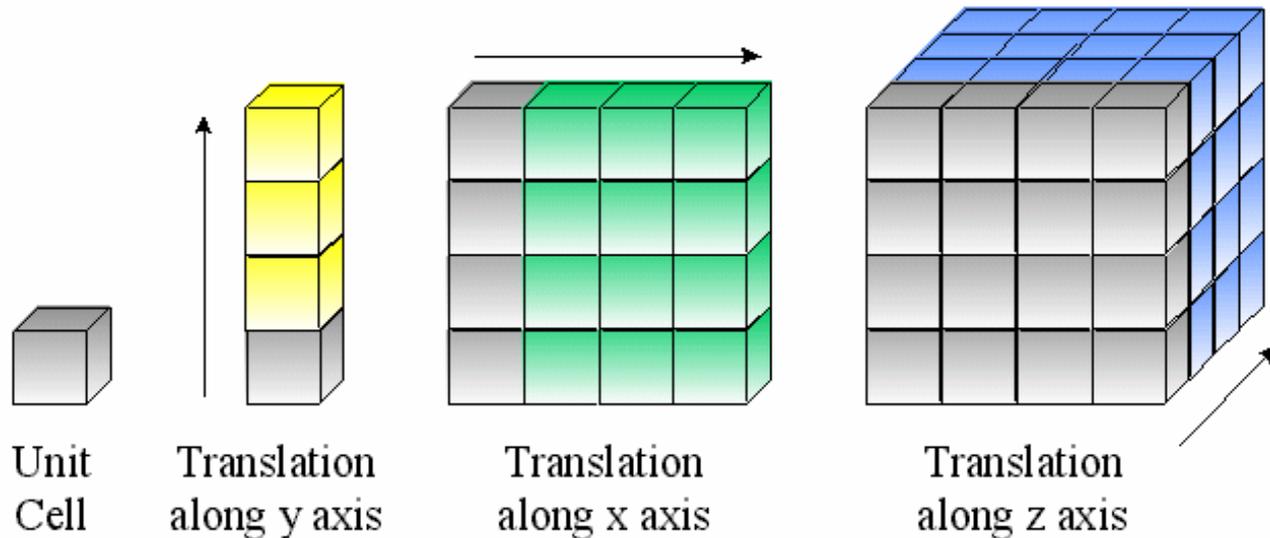
Solid	Molecule	B.P./M.P	Hardness	Electrical Conductivity	Water Solubility
Ionic	None	Very High	Brittle, Cleave on Plane	Only in Water solution	Generally
Covalent	None	Very High	Very Hard, Fractures Erratically	Not usually	No
Polar Molecular	Yes	Moderate	Soft, Waxy	Not usually	Frequently
Nonpolar Molecular	Yes, unless Noble Gas	Moderate to low	Very soft, Waxy	Not usually	Slightly to not at all
Metallic	None	Varies	Malleable, Ductile	Highly	No, may react

Tipos de sólidos

Cristalinos
Amorfos

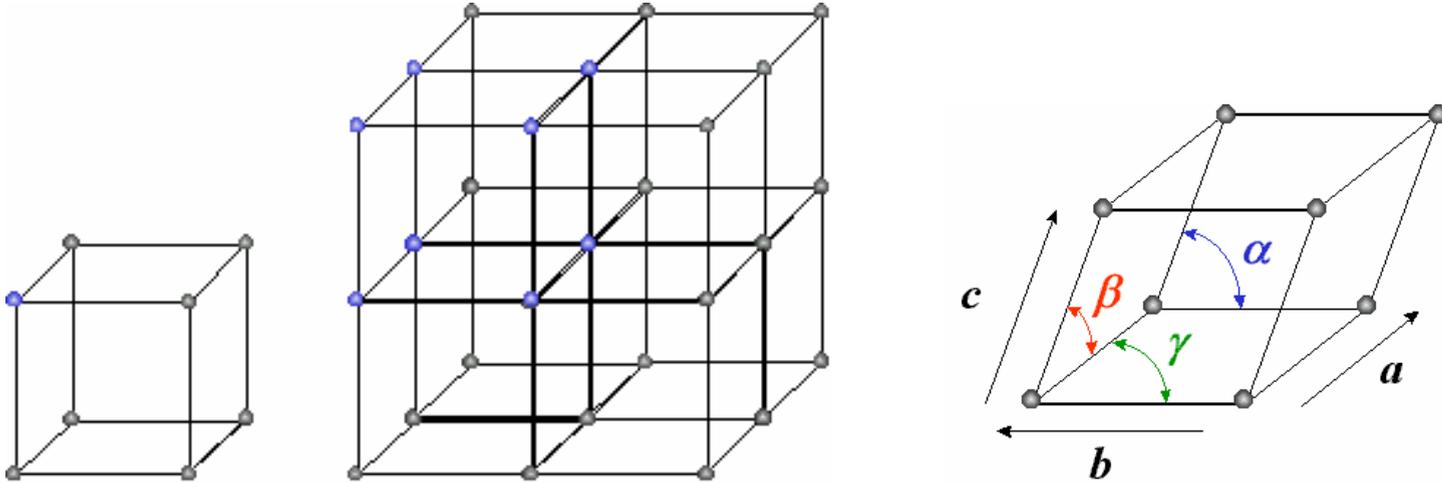
Sólidos Cristalinos

A Crystalline Solid Can Be Constructed From
A “Unit Cell” Plus Translational Operators



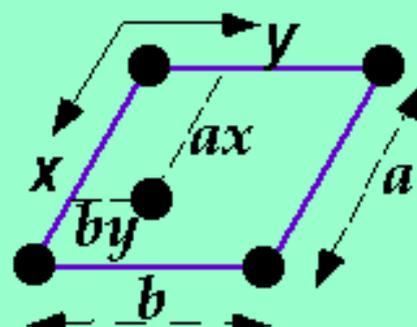
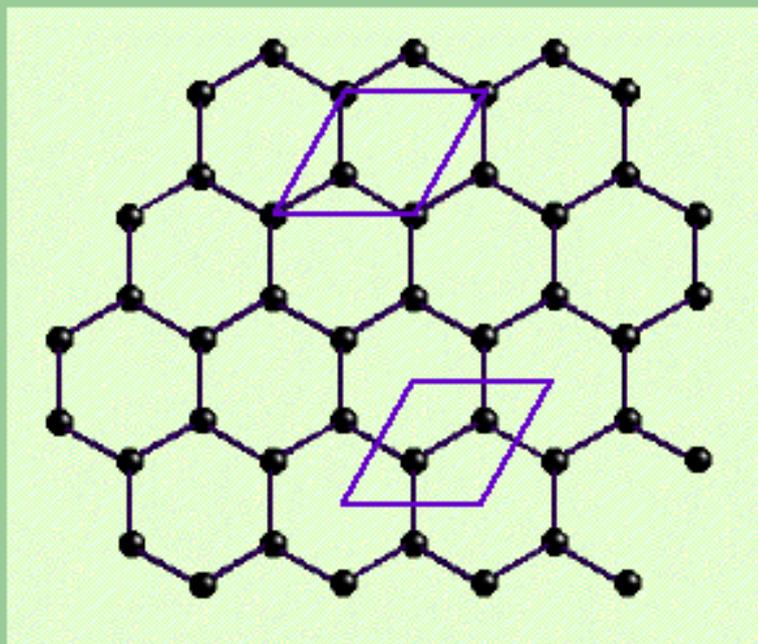
Since the crystal is made up of an arrangement of identical unit cells, then an identical point on each unit cell represents an identical environment within the crystal. The array of these identical points is termed *the crystal lattice*.

Celdilla unidad



- The unit cell lengths along the x , y , and z coordinate axes are termed
- the a , b and c unit cell dimensions
- The unit cell angles are defined as:
 - α , the angle formed by the b and c cell edges
 - β , the angle formed by the a and c cell edges
 - γ , the angle formed by the a and b cell edges

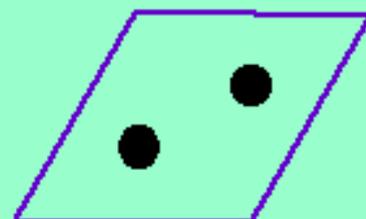
2D LATTICE



Atom 1: $(0, 0)$

Atom 2: $(\frac{2}{3}, \frac{1}{3})$

Unit Cells



Atom 1: $(\frac{2}{3}, \frac{1}{3})$

Atom 2: $(\frac{1}{3}, \frac{2}{3})$

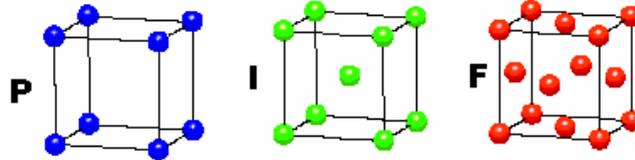
FRACTIONAL Atomic (x, y) coordinates
(As a fraction of unit cell dimension)
i.e. true dimensions are ax and by

REDES DE BRAVAIS

CUBIC

$$a = b = c$$

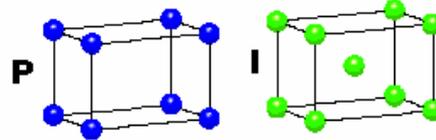
$$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$$



TETRAGONAL

$$a = b \neq c$$

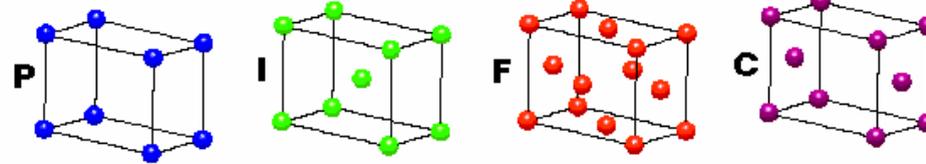
$$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$$



ORTHORHOMBIC

$$a \neq b \neq c$$

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

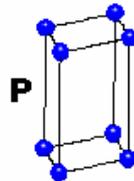


HEXAGONAL

$$a = b \neq c$$

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

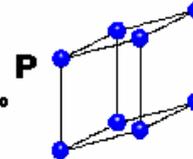
$$\gamma = 120^\circ$$



TRIGONAL

$$a = b = c$$

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

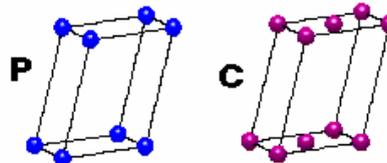


MONOCLINIC

$$a \neq b \neq c$$

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

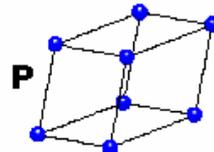
$$\beta \neq 120^\circ$$



TRICLINIC

$$a \neq b \neq c$$

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



4 Types of Unit Cell

P = Primitive

I = Body-Centered

F = Face-Centered

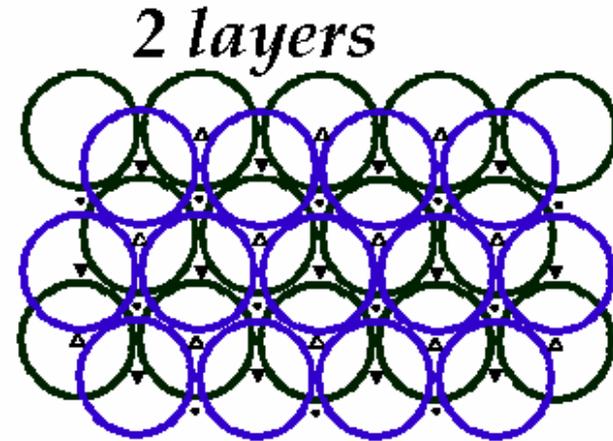
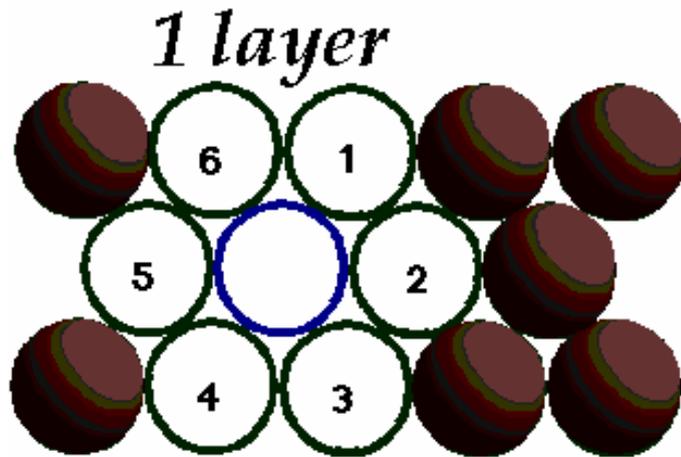
C = Side-Centered

+

7 Crystal Classes

→ 14 Bravais Lattices

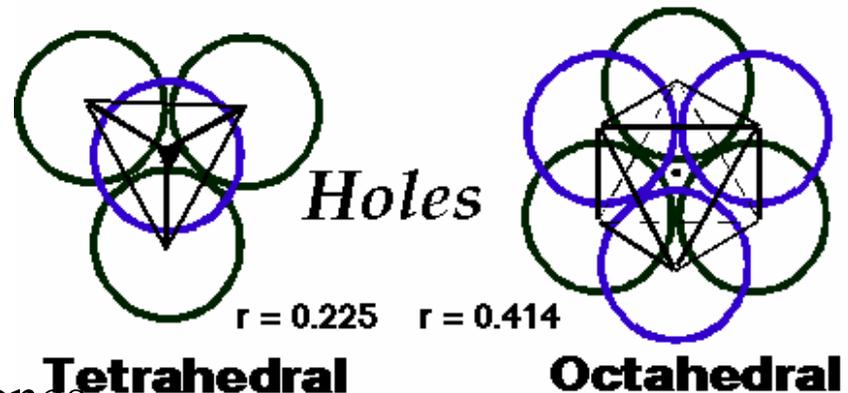
Empaquetamiento de esferas



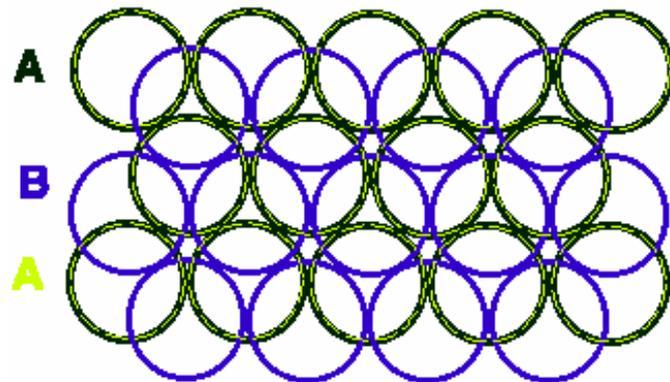
Dos tipos de huecos:

Muchas estructuras se pueden considerar formadas por disposiciones con empaquetamiento compacto en

las que los átomos o iones adicionales ocupan estos espacios vacíos

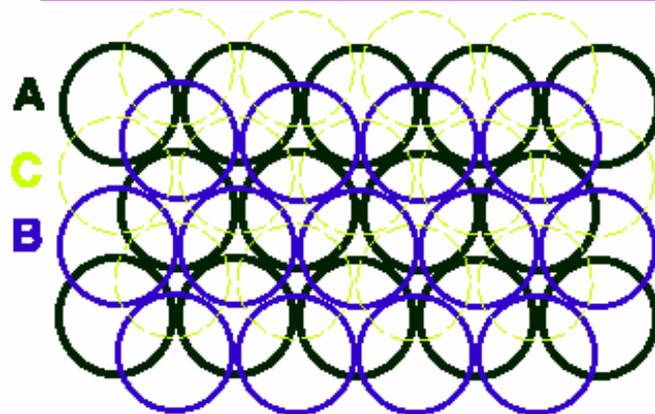


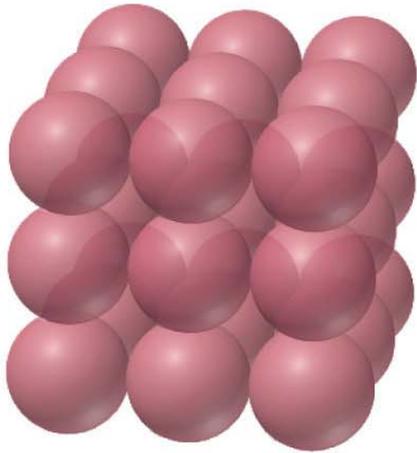
3 Layers



ABA Hexagonal Close-Packing (HCP)

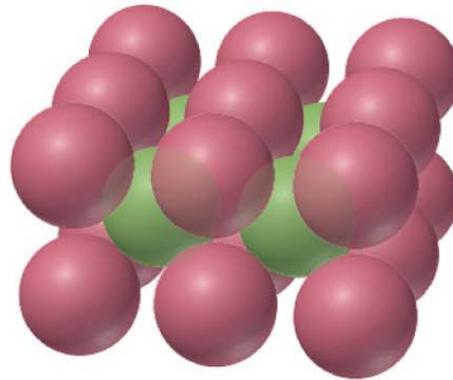
ABC Cubic Close-Packing (CCP)





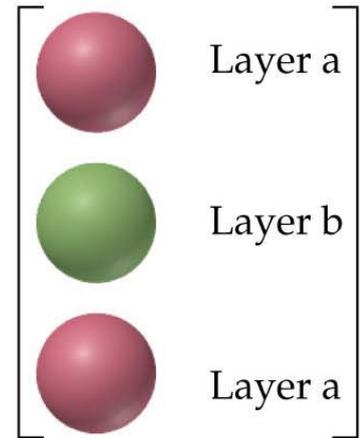
Simple cubic

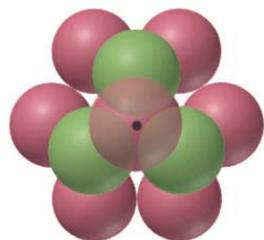
(a)



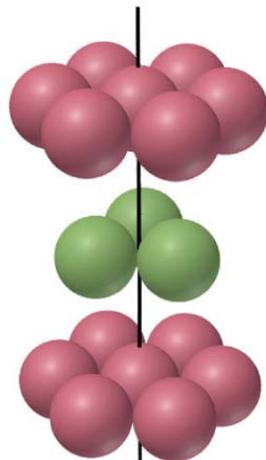
Body-centered cubic

(b)

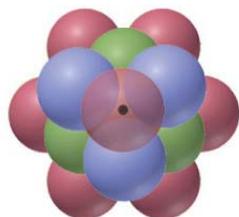
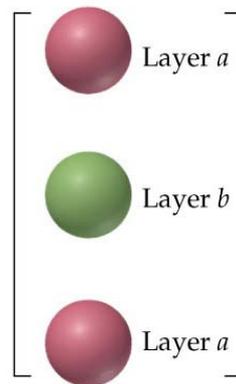




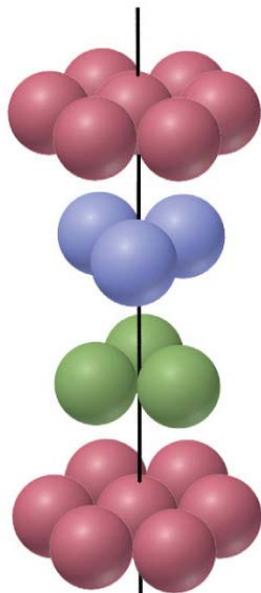
Top view



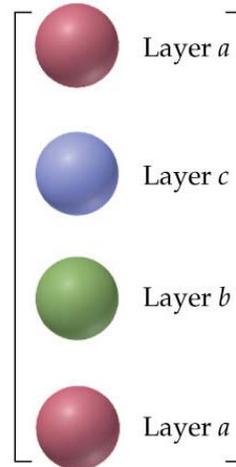
(a)

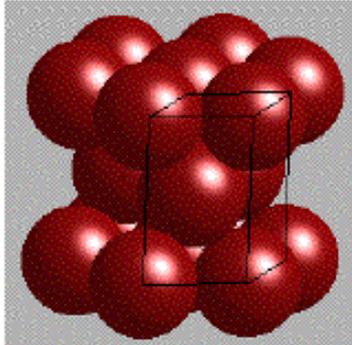


Top view

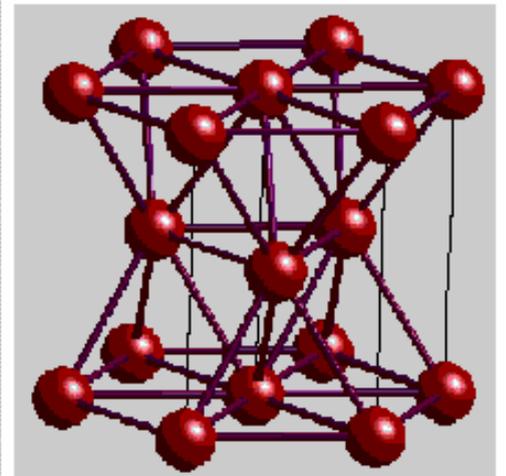
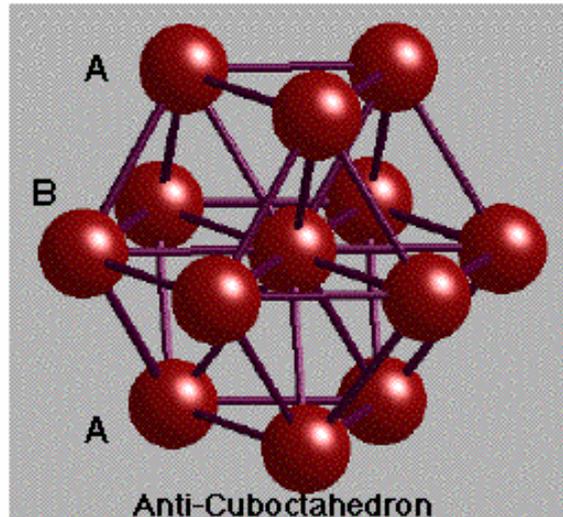
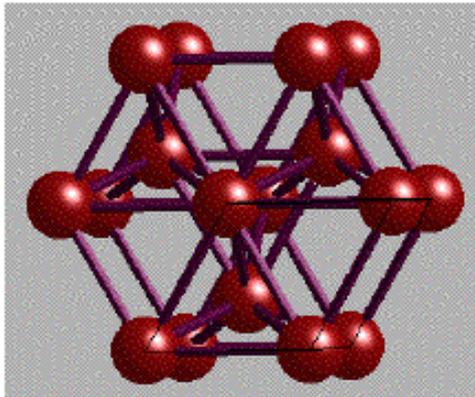
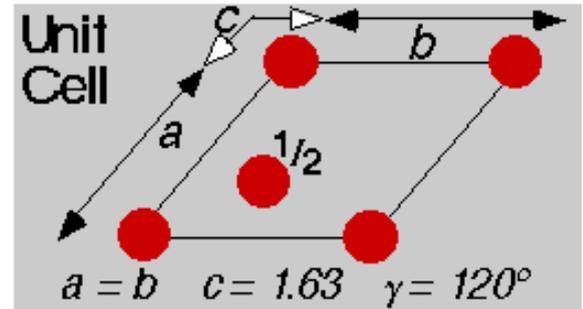


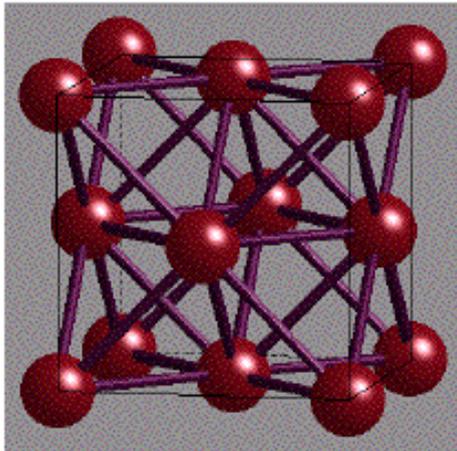
(b)





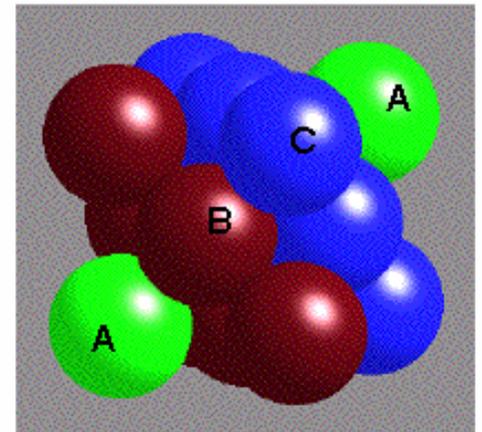
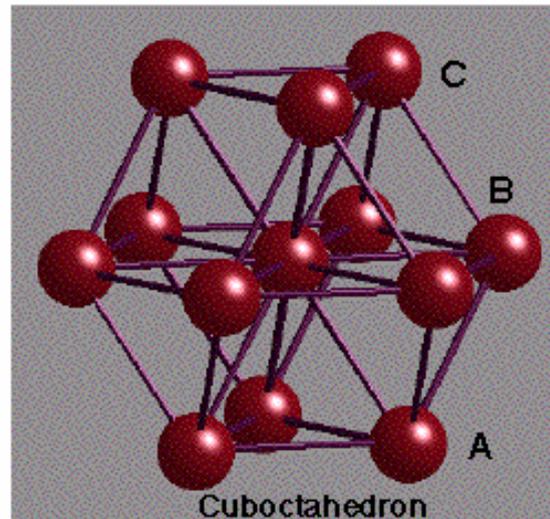
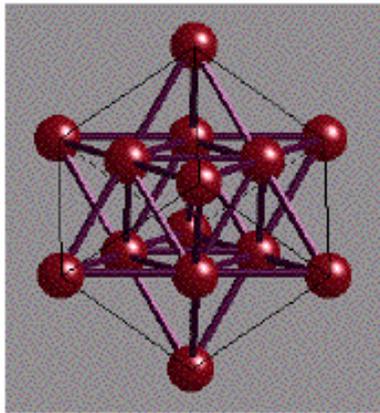
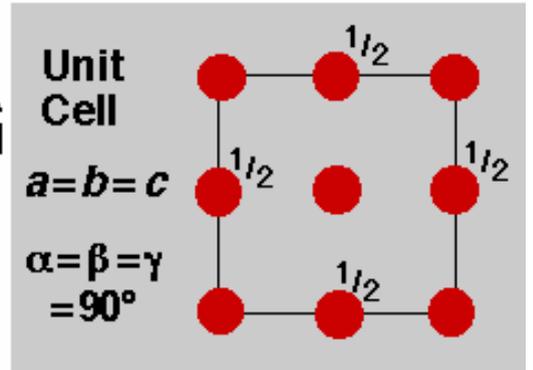
HEXAGONAL CLOSE-PACKING





CUBIC CLOSE-PACKING

Face-Centred Cubic
(FCC) Unit Cell

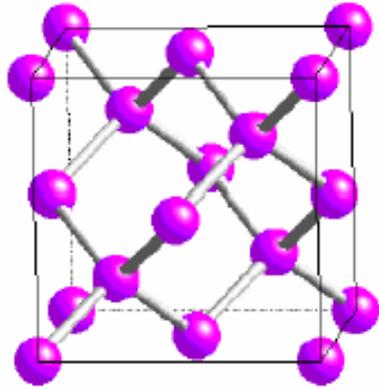


Tipos de sólidos Cristalinos

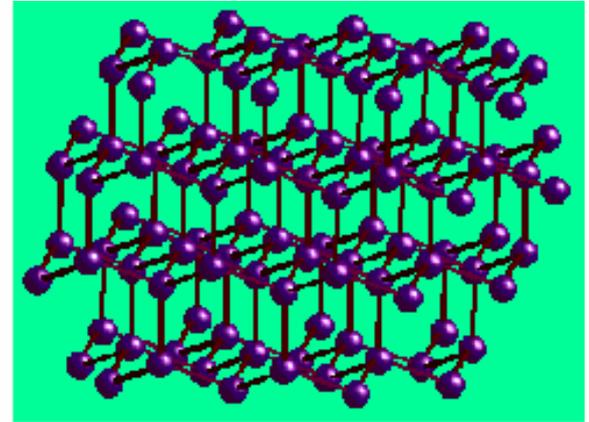
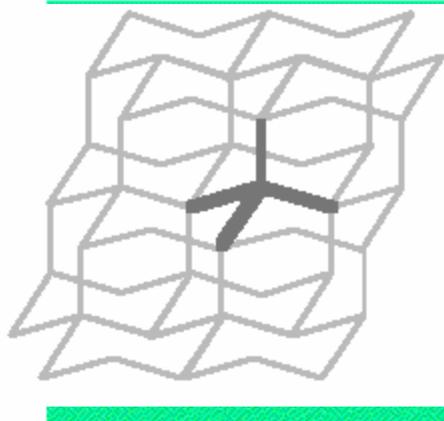
Tipo de sólido	Forma de las partículas unitarias	Fuerzas entre las partículas	Propiedades	Ejemplos
Molecular	Átomos o moléculas	Dispersión de London, fuerzas dipolo-dipolo, puente de hidrógeno	Blandos, puntos de fusión de bajo a moderadamente altos, baja conductividad térmica y eléctrica.	Argón, metano, sacarosa, hielo seco (CO ₂)
De red Covalente	Átomos conectados en una red de enlaces covalente	Enlaces covalentes	Muy duros, punto de fusión muy alto, comúnmente baja conductividad térmica y eléctrica.	Diamante (C), cuarzo SiO ₂
Iónico	Iones positivos y negativos	Atracciones Electroestáticas	Duros y quebradizos, alto punto de fusión, baja conductividad térmica y eléctrica	NaCl, Ca(NO ₃) ₂
Metálico	Átomos	Enlaces metálicos	Desde blandos hasta muy duros, punto de fusión desde el alto a bajo, excelente conductividad térmica y eléctrica, maleables y dúctiles.	Elementos metálicos Cu, Fe, Al, W.

Sólidos de red covalente

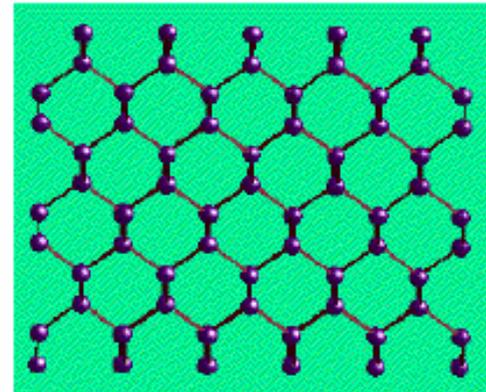
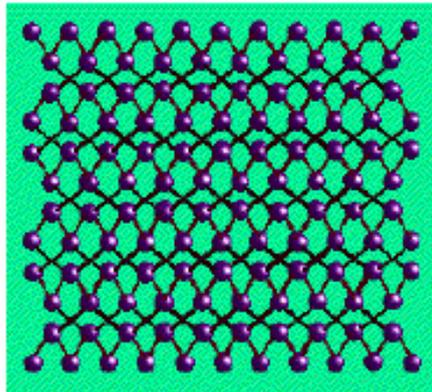
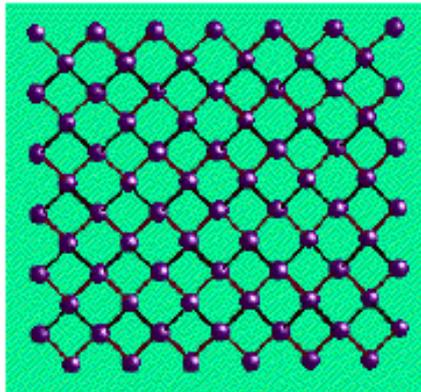
Celdilla unidad: cúbica semejante al ZnS



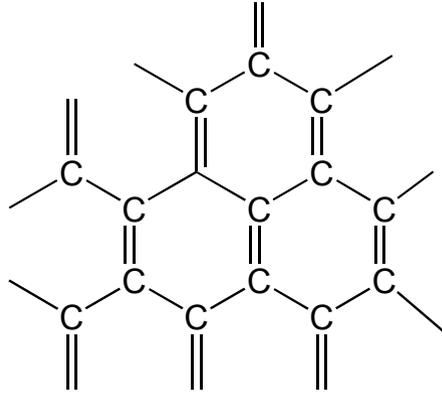
Diamante d(C-C 1.54Å), densidad = 3.51 g/cc



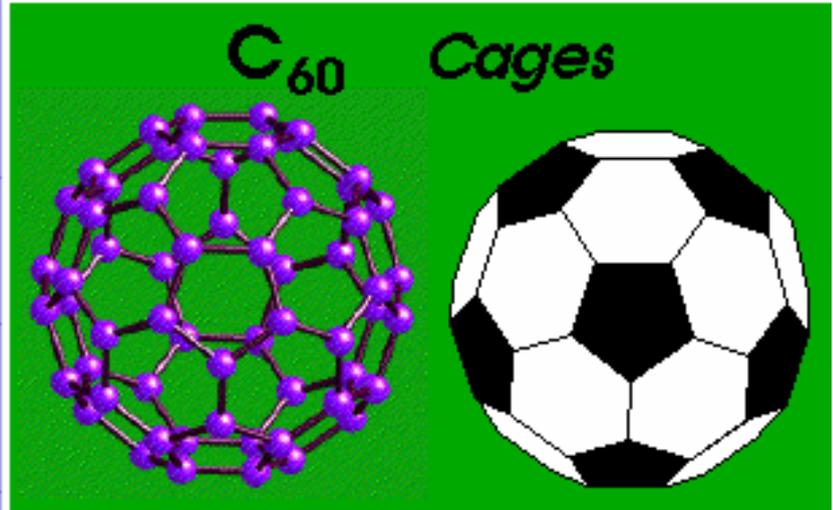
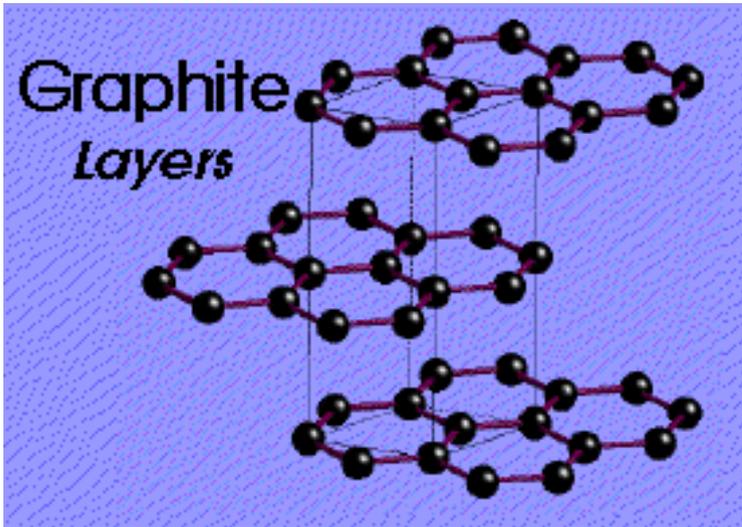
Views of the Diamond Network



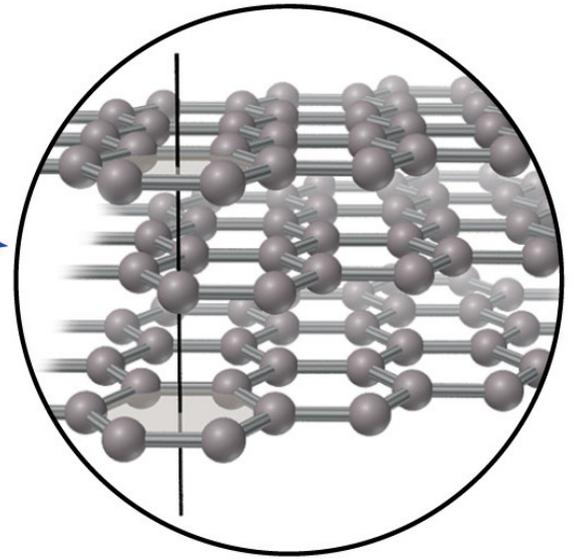
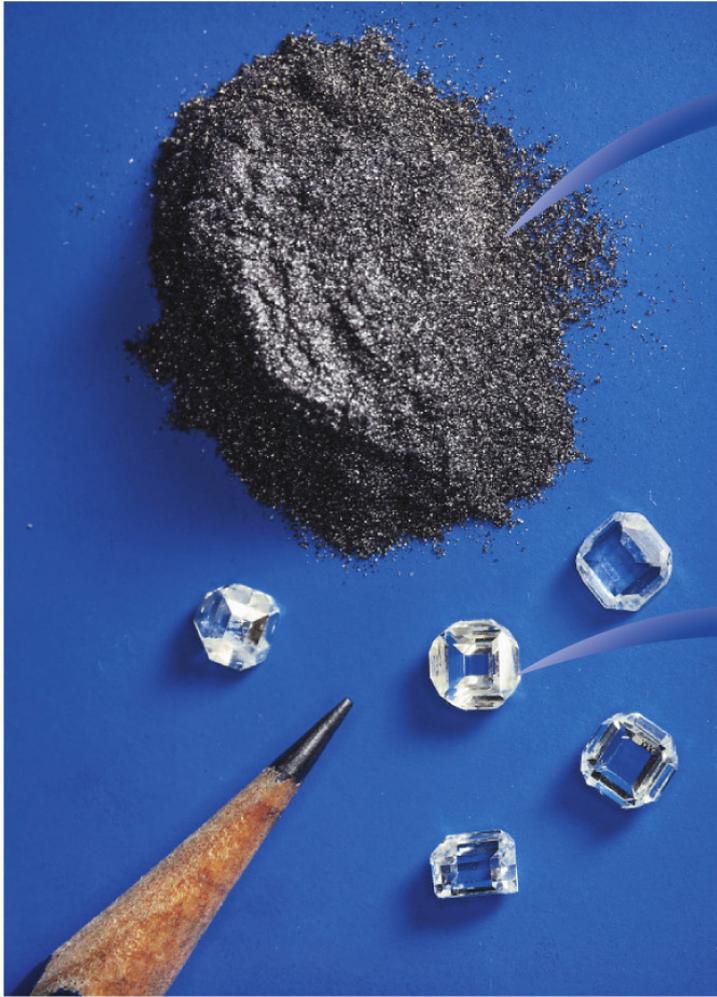
Aislante eléctrico pero muy buen conductor térmico, inerte químicamente



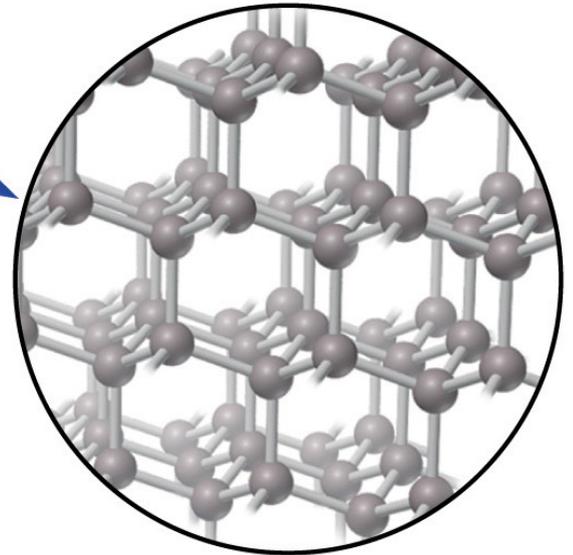
Conductor de la electricidad y el calor, con brillo metálico fácilmente exfoliable y blando.
Usos: lubricante



ALOTROPOS DEL CARBONO

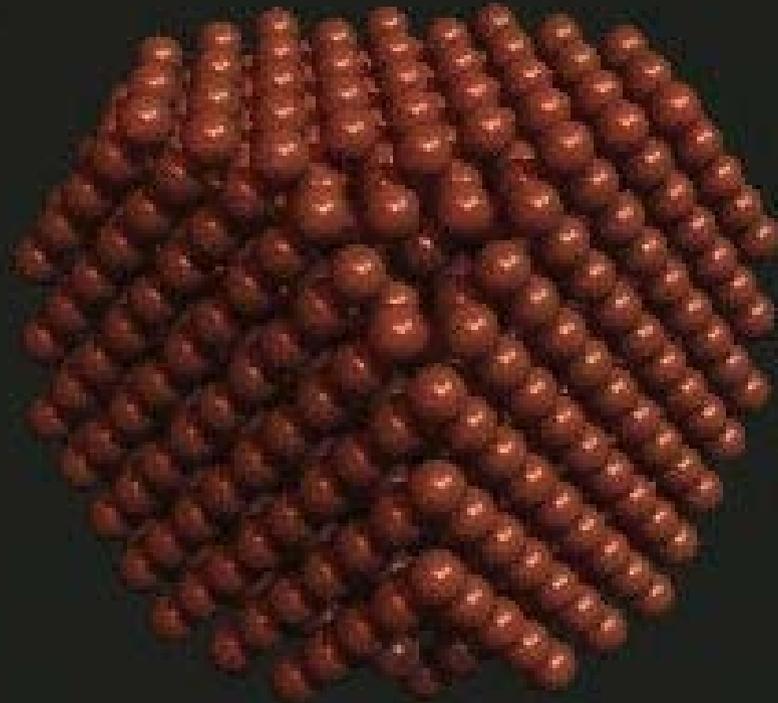


(a)



(b)

Metales



Metales

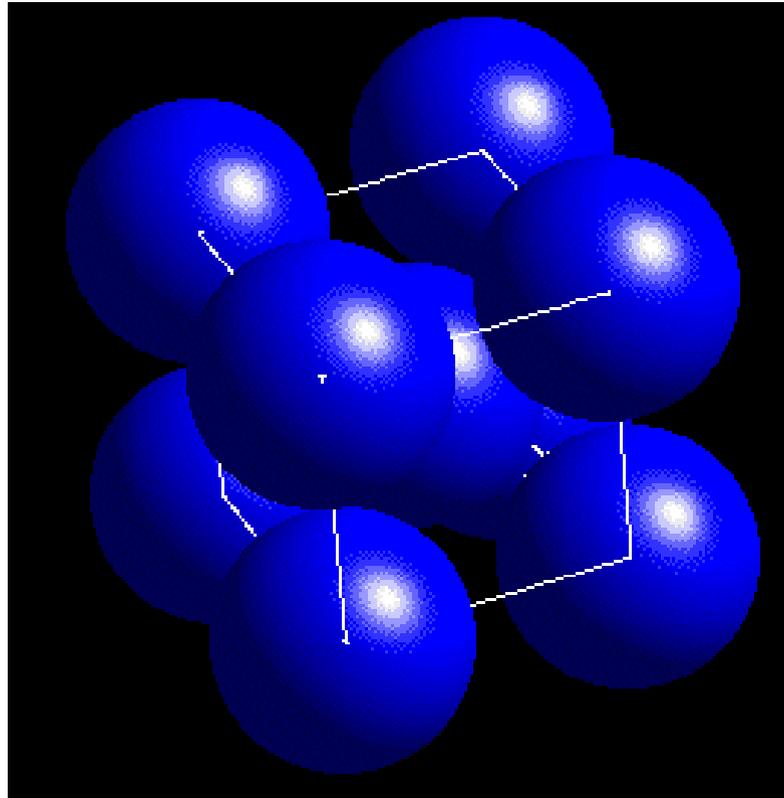
Estructuras cristalinas de los elementos metálicos a 25°C y 1 bar

Estructura cristalina	Elemento
Empaquetamiento hexagonal compacto (ehc)	Be, Cd, Co, Mg, Ti, Zn.
Empaquetamiento cúbico compacto (ecc)	Ag, Al, Au, Ca, Cu, Ni, Pb, Pt
Cúbica centrada (cc)	Ba, Cr, Fe, W, metales alcalinos
Cubica primitiva (cúbica-P)	Po

El tipo de empaquetamiento de un metal va a depender del elemento, de la interacción con los átomos vecinos y del carácter direccional de sus orbitales atómicos.

no todos los metales poseen estructuras compactas algunos modelos de empaquetamiento distintos utilizan el espacio con la misma eficacia. Incluso metales de empaquetamiento compacto sufren con frecuencia transiciones de fase a estructuras menos compactas al calentarlos haciendo que sus átomos vibren.

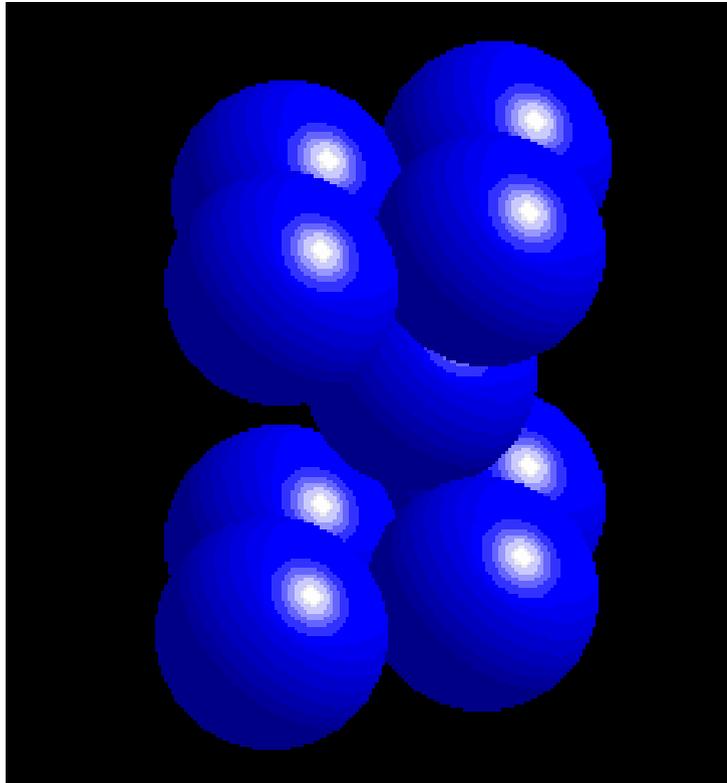
Cúbica centrada en el cuerpo



Li Na K Rb Cs Ba V Cr Fe Nb Mo Ta W Eu

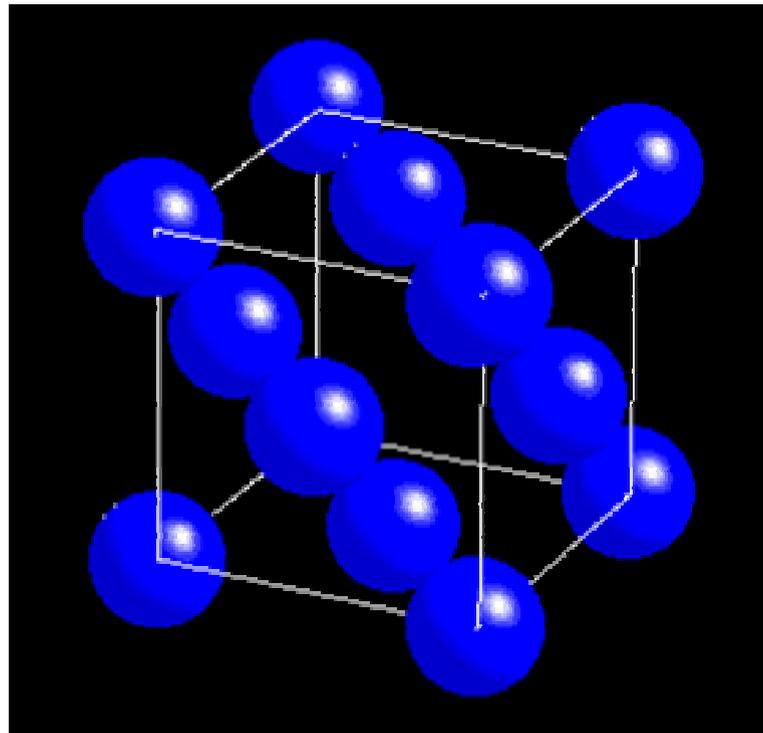
Hexagonal compacto

Be Mg Sc Ti Co Zn Y Zr Tc Ru Cd Lu Hf Re Os Tl Gd Tb Dy Ho Er Tm



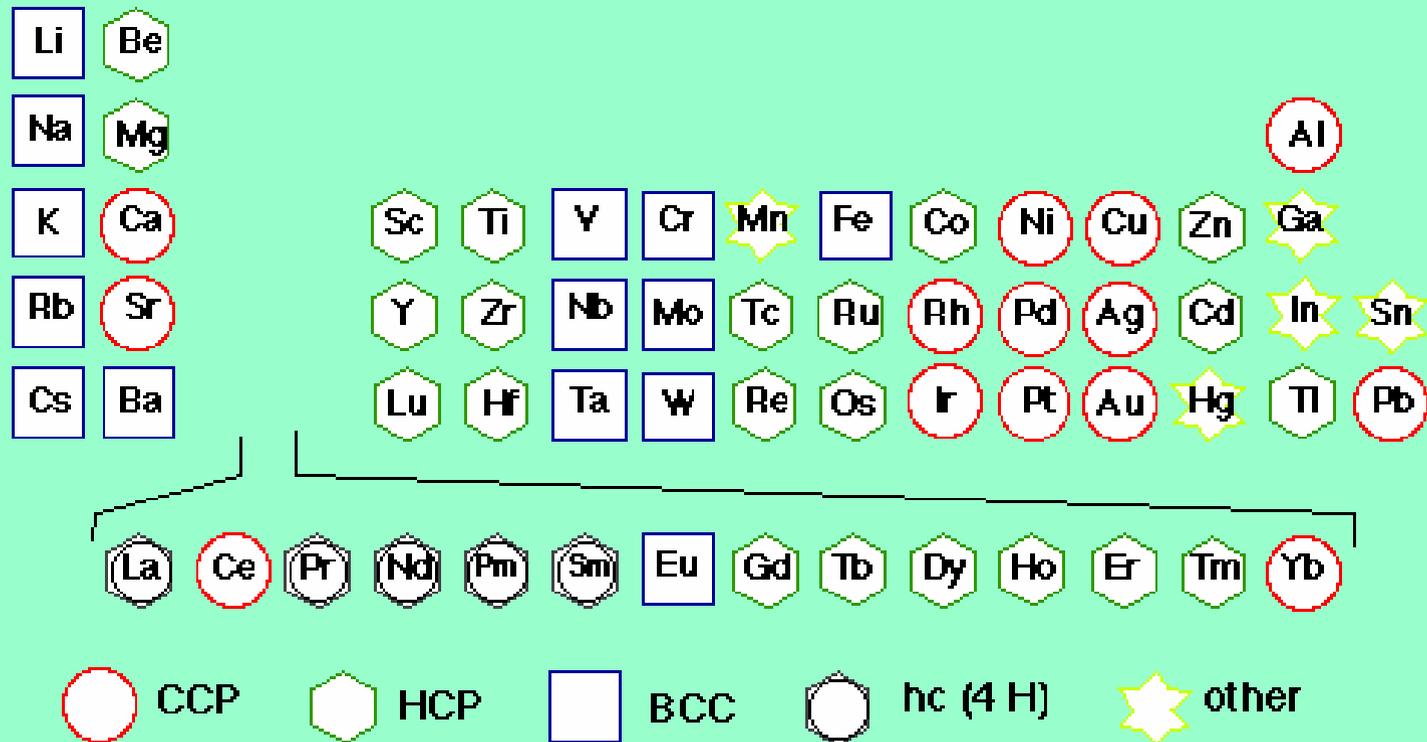
Cúbico Compacto

Ca Sr Al Ni Cu Rh Pd Ag Ir Pt Au Pb Yb



Metales

Periodic Table of Metal Structures



Polimorfismo

La baja direccionalidad de los enlaces que forman los átomos metálicos explica que sea frecuente el polimorfismo en diversas condiciones de presión y temperatura, es decir, distintos empaquetamientos, cumpliéndose en general, aunque no siempre, que la fase de empaquetamiento más compacto es la estable a bajas temperaturas y las de menor empaquetamiento estables a temperaturas más altas

Los polimorfos se representan α , β , γ , ... en el orden de temperatura creciente

Estaño gris Sn- α (14,2°C) \longrightarrow Estaño blanco Sn- β (T.a)

diamante

Cada átomo rodeado de 4 a \uparrow distancias

α -Fe (900°C) \longrightarrow γ -Fe(1041°C) \longrightarrow α -Fe(1530°C) \longrightarrow Fe(líquido) (aumento P) \longrightarrow β -Fe
cubica centrada cubica centrada hexagonal
en el cuerpo en las caras compacta

Radio metálico

Se puede considerar como la mitad de la distancia internuclear entre dos átomos vecinos del sólido a temperaturas y presión ordinarias. Sin embargo, dicha distancia aumenta al aumentar el índice de coordinación, el mismo átomo en redes con números de coordinación diferentes puede presentarse con radios diferentes. En un estudio amplio de las distancias internucleares de una gran variedad de aleaciones y elementos polimórficos Goldschmidt encontró que los radios relativos medios son los que aparecen en la tabla.

Número de coordinación	Radio relativo
12	1
8	0,97
6	0,96
4	0,88

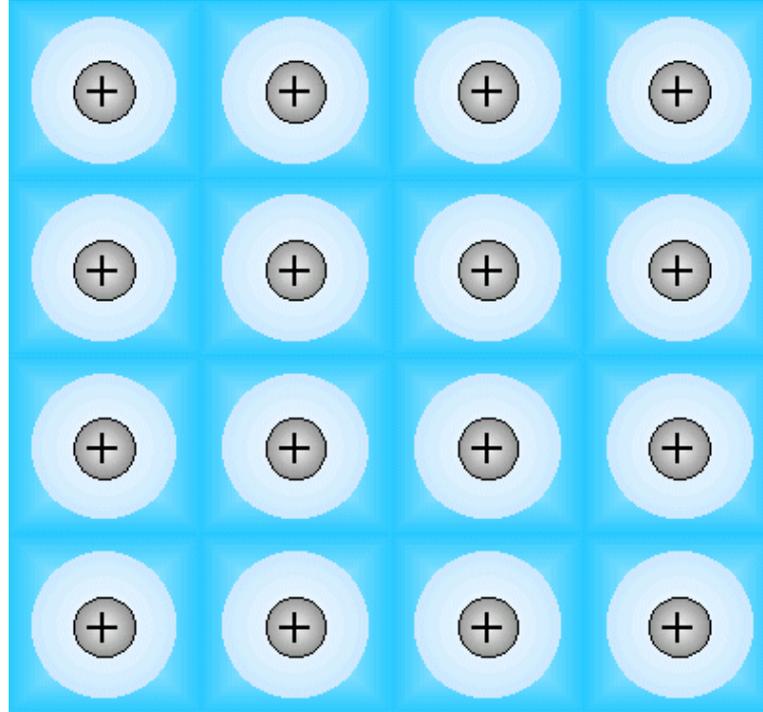
Al comparar propiedades intrínsecas de los átomos metálicos es deseable considerar los valores de los radios referidos a escalas equivalentes.

$$\text{Radio exp Na} = 1,85\text{Å con ic}=8$$

$$1/0,97=1,03$$

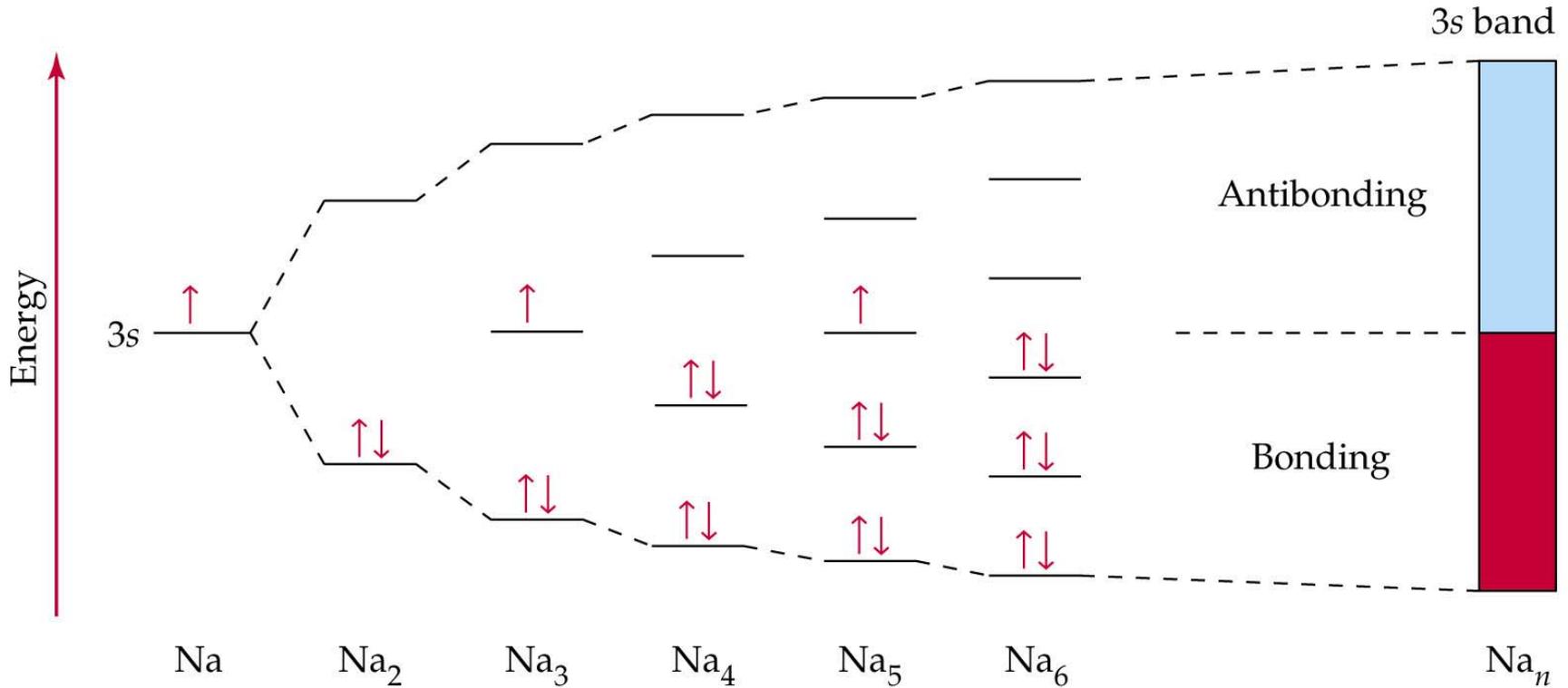
$$1,03*1,85 = 1,91\text{Å}$$

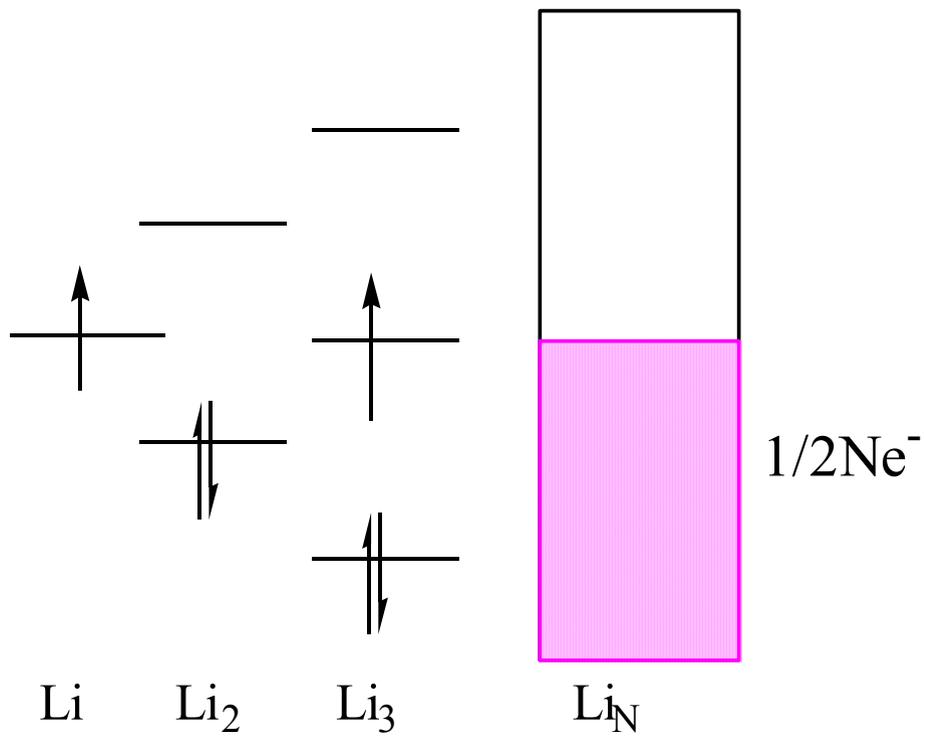
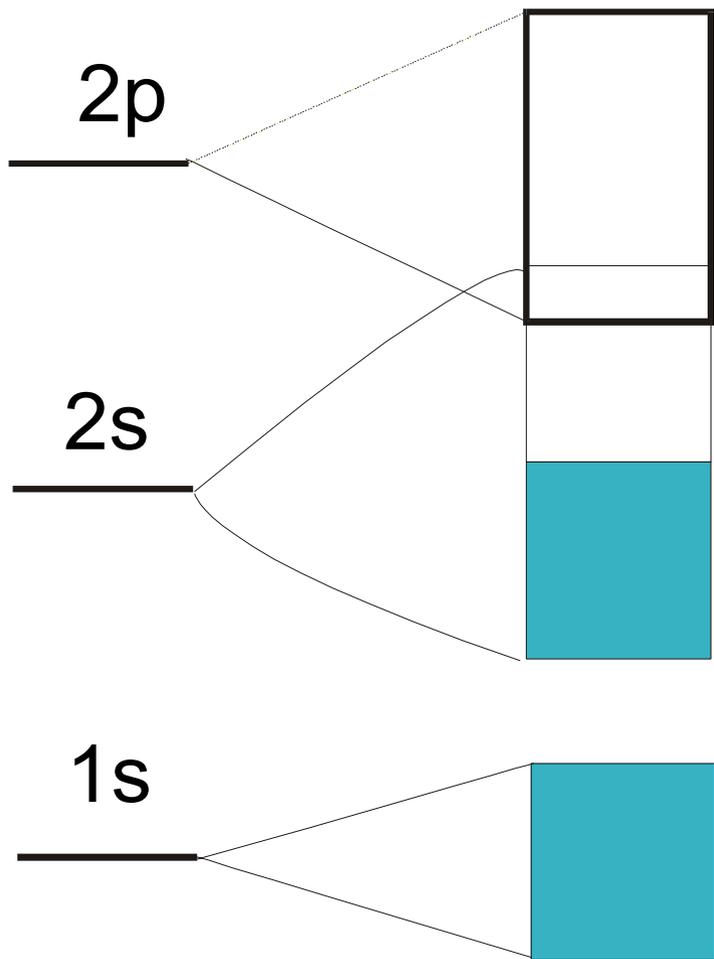
El modelo del mar de electrones

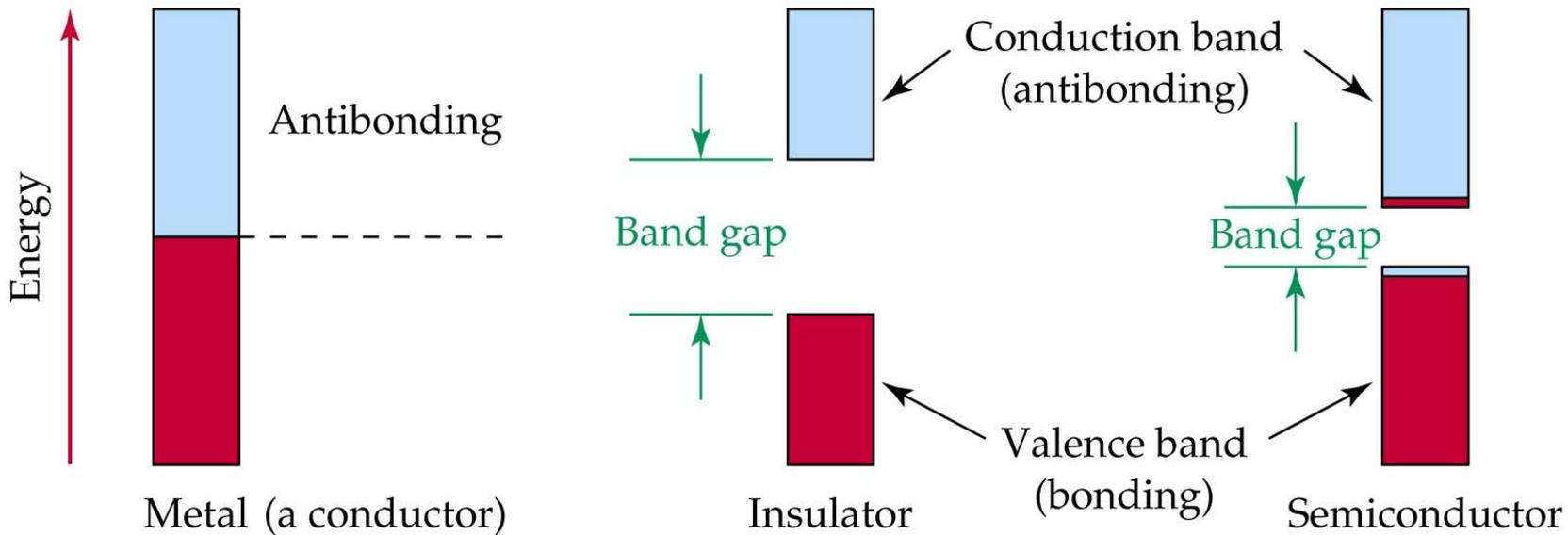


representa al metal como un conjunto de cationes ocupando las posiciones fijas de la red y los electrones móviles, ningún electrón en particular está confinado a un ion metálico específico

Teoría de orbitales moleculares



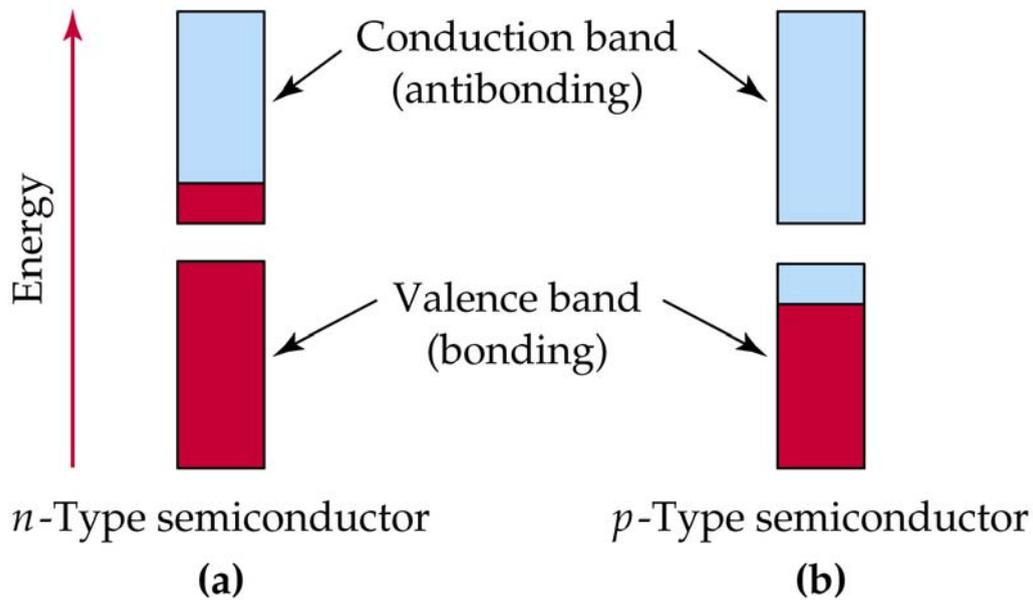




(a)

(b)

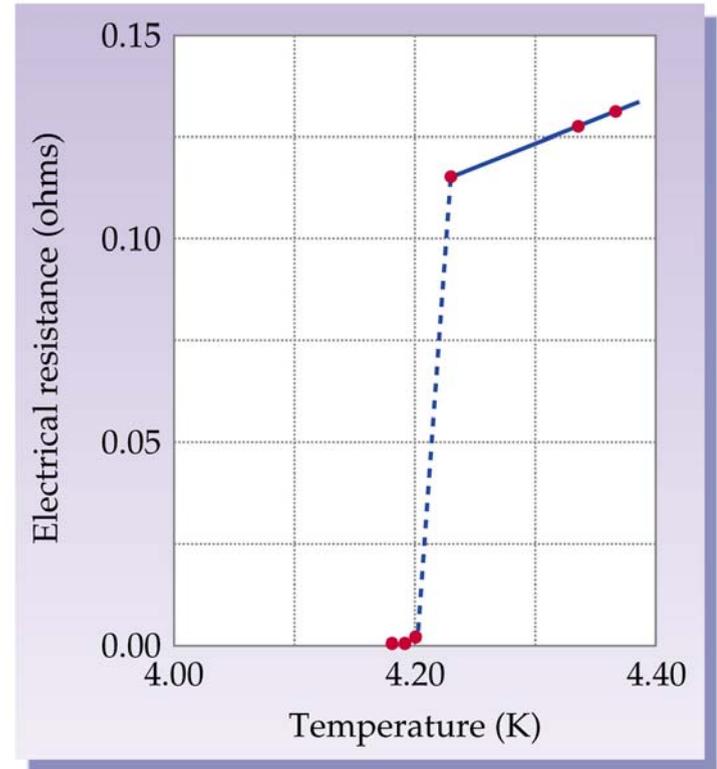
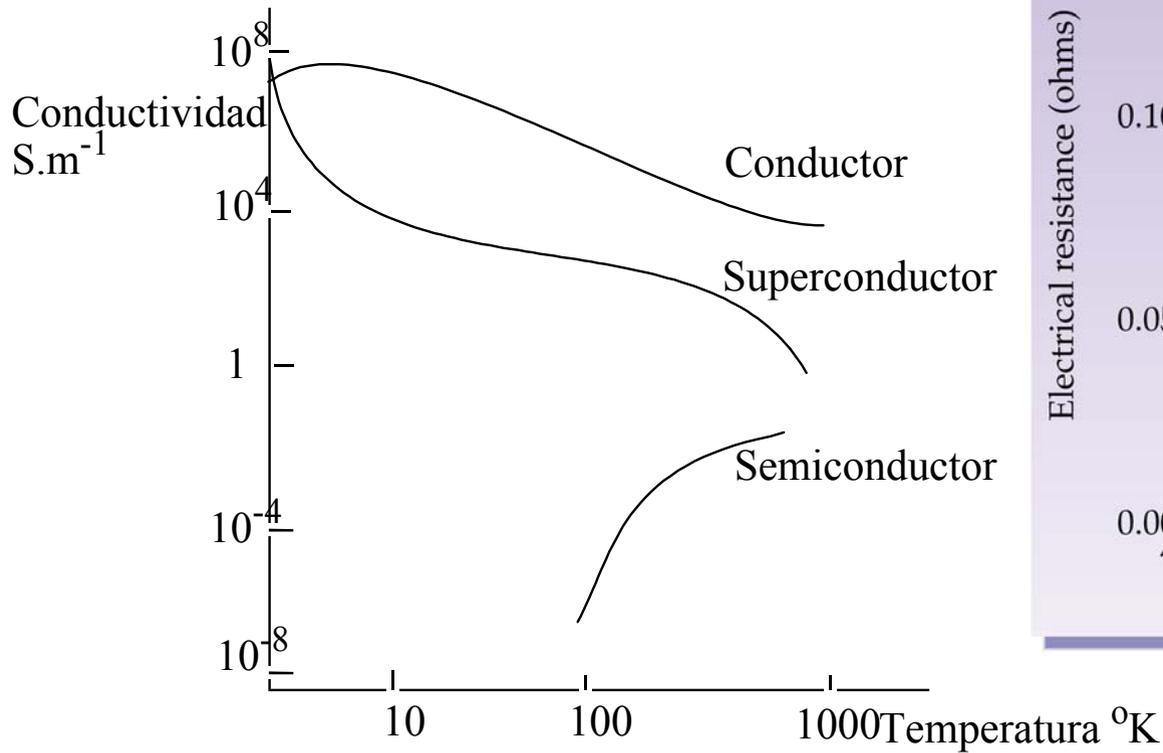
(c)



(a)

(b)

Superconductores



Aleaciones

Una aleación es una mezcla de metales que se prepara mezclando los componentes fundidos y enfriando entonces la mezcla.

Tienen composiciones muy variables y las reglas de estequiometría que gobiernan otras combinaciones no tienen validez.

Disoluciones sólidas homogéneas: los átomos de un metal se distribuyen al azar entre los átomos del otro. Compuestos con una composición y estructura interna bien definida.

Disoluciones sólidas de sustitución: los átomos del metal soluto ocupan algunas de las posiciones de los átomos del metal disolvente

Disoluciones sólidas intersticiales los átomos del metal soluto ocupan los lugares vacíos o intersticios que hay entre los átomos de disolvente

Otro posible criterio es considerar que la disolución sólida es una nueva estructura y que su relación con la red original es fortuita

Aleaciones de sustitución. En general se forman si:

- Los radios atómicos de los elementos no se diferencian en más de un 15%
- Las estructuras cristalinas de los metales puros son las mismas.
- El carácter electropositivo de los dos componentes es semejante

Las disoluciones sólidas intersticiales las forman solutos no metálicos de tamaño suficientemente pequeño como para alojarse en los intersticios de la estructura del metal disolvente, de modo que los átomos pequeños entran en los huecos sin modificar la red cristalina original del metal, bien sea con una relación entera de átomos del metal y del no metal como por ejemplo en el acero Fe_3C bien sea con los átomos pequeños distribuidos aleatoriamente en los huecos disponibles del retículo metálico.

Ejemplos

Au puro es demasiado blando para ser usado en joyería, se trata de Au de 24 quilates, sin embargo las aleaciones de oro y cobre son mucho más duras, en joyería se usa oro de 14 quilates, es decir, $(14/24 \times 100)\% = 58\%$ de oro

El acero es una aleación de hierro con hasta un 3% de carbono, el acero es mucho más duro y resistente que el hierro puro, los aceros dulces contienen menos de un 0,2% son maleables y se usan para la fabricación de cables, cadenas, clavos. Aceros medianos de 0,2 a 0,6% para fabricar vigas, el acero al alto carbono de 0,6 a 1,5 usado para la fabricación de cuchillos.

Aceros de aleación, se añade además vanadio lo que aumenta la resistencia a la fatiga y la corrosión.

Acero inoxidable con 0,4%C, 1% de níquel y 18% de Cromo

Compuestos intermetálicos

En contraste con las disoluciones sólidas intersticiales de metales y no metales hay una clase de disoluciones sólida formadas por dos metales que es mejor considerar también como compuestos reales, a pesar de la semejanza entre las electronegatividades de los metales

Por ejemplo, cuando se enfrían algunas mezclas líquidas de metales se forman fases con estructuras definidas que con frecuencia no guardan relación con la estructura de los metales componentes. Estas fases se denominan compuestos intermetálicos, entre ellos por ejemplo el latón CuZn y compuestos como MgZn_2 , Cu_3Au , fórmulas que muestran las composiciones límite en las fronteras de la fase y no son necesariamente aplicables a una muestra específica del compuesto.