

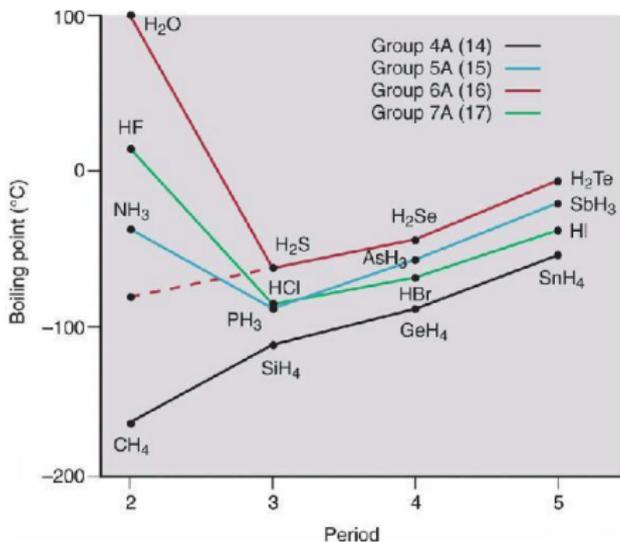
Tema 2: Fuerzas intermoleculares

- Fuerzas intermoleculares: ion–dipolo, dipolo–dipolo, dispersión de London y puentes de hidrógeno.
- Gases ideales y reales.
- Propiedades de los líquidos.
- Presión de vapor.
- Propiedades de los sólidos.

- Entre partículas cargadas (cristales iónicos): dominan las fuerzas coulombianas ion–dipolo. Ejemplo: disolución de una sal en agua.
- Entre moléculas neutras con dipolos permanentes (polares): interacciones dipolo–dipolo.
- Entre moléculas neutras apolares: fuerzas de dispersión o de London. Las fuerzas de dispersión aumentan con el tamaño de las moléculas.
- Genéricamente se denominan *fuerzas de van der Waals*.

Enlace de hidrógeno

- Se produce entre moléculas con enlaces *NH*, *OH*, *FH*.



Enlace de hidrógeno intramolecular

- Se produce dentro de una misma molécula: enlace de hidrógeno intramolecular.

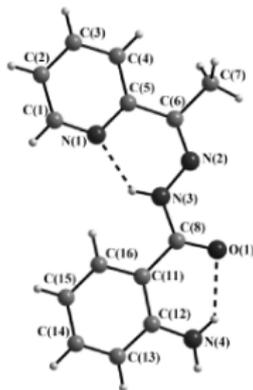


Figure 1. Graphical representation of the molecular structure of the 2-acetylpyridine-(2-aminobenzoyl)hydrazone.¹⁰

Diagrama de fases de una sustancia pura

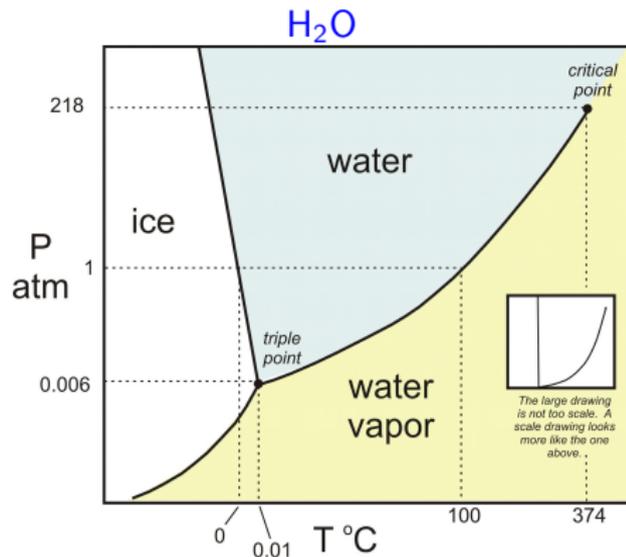
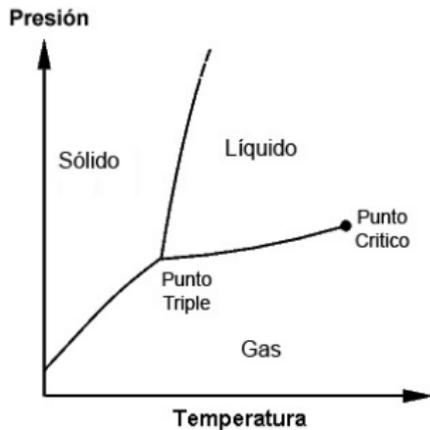
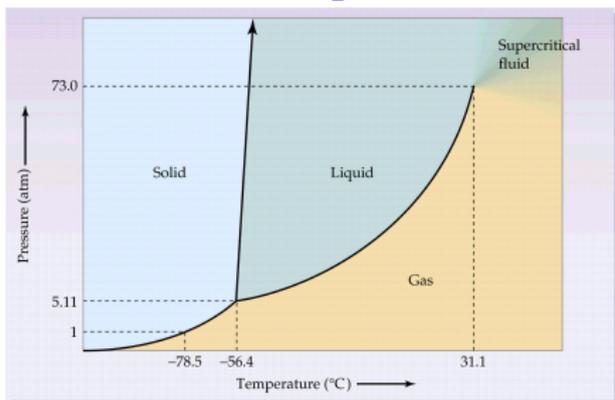


Diagrama de fases de una sustancia pura

CO₂



Azufre

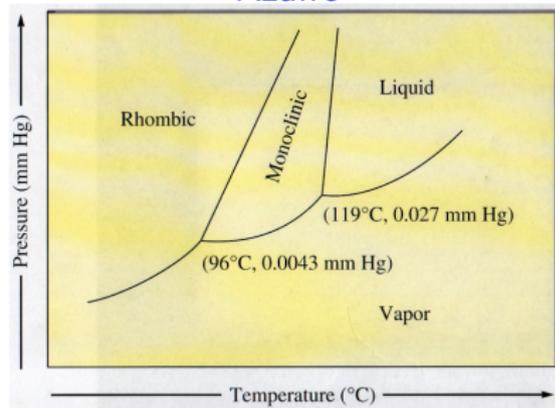
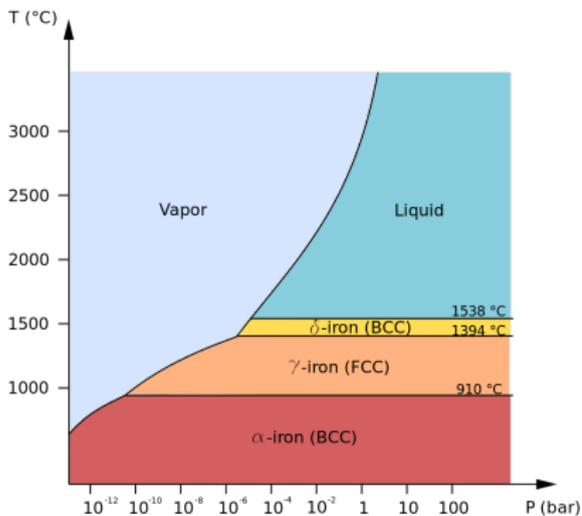
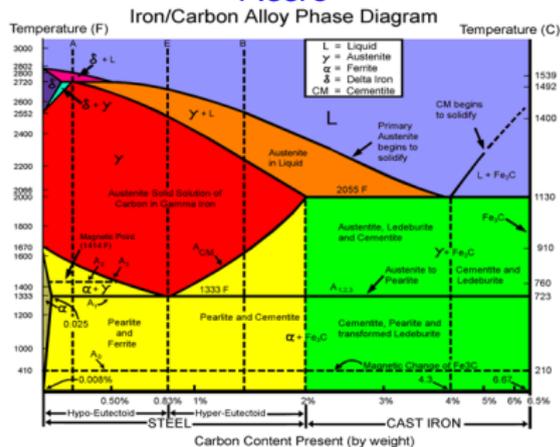


Diagrama de fases de hierro puro y acero

Fe



Acero



Gases ideales y reales

- En los gases las interacciones entre las moléculas aparte de sus colisiones, son muy pequeñas.
- En el límite en que sólo hay colisiones elásticas hablamos de *gases ideales*.
- Los gases ideales siguen la ecuación:

$$P V = n R T$$

- R es una constante universal que recibe el nombre de constante de los gases.
 $R = 0.0820574 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8.31447 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
- Una mezcla de gases ideales sigue la *ley de Dalton de las presiones parciales*:

$$p_T = \sum_i p_i = \frac{R T}{V} \sum_i n_i$$

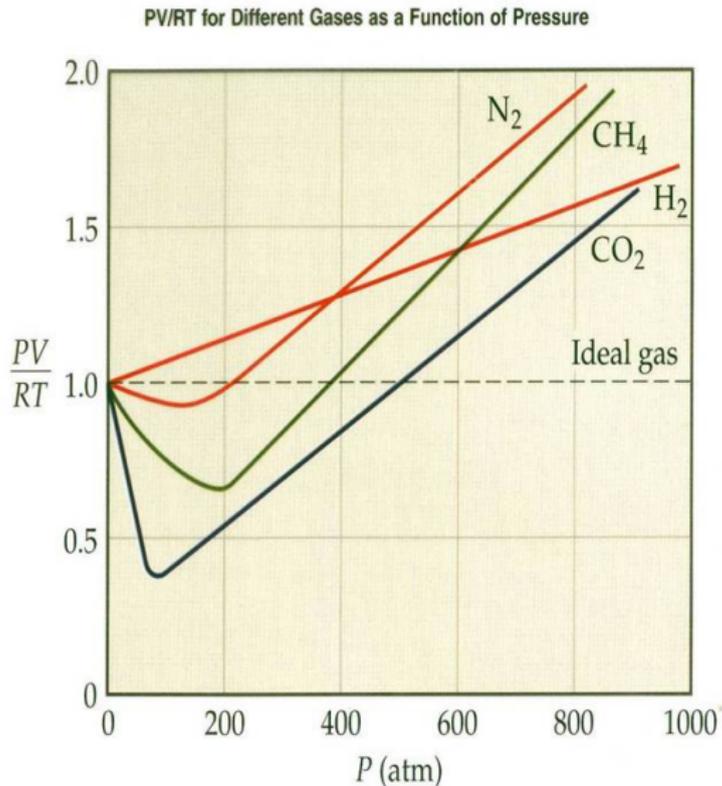
Los gases reales

- En los gases reales las interacciones entre las moléculas no son despreciables.
- La existencia de esas interacciones se hace más apreciable a presiones altas y temperaturas bajas.
- No existe una ecuación simple para todos los gases reales.
- La ecuación de *van der Waals* recoge dos características importantes de las moléculas que forman los gases reales: su tamaño finito y la atracción que experimentan a distancias medias y grandes.

$$P = \frac{R T}{(V_m - b)} - \frac{a}{V_m^2}$$

- La existencia de esas fuerzas se manifiesta por los cambios de fase que se producen a temperaturas bajas y presiones altas: licuación y solidificación.

Ejemplos de gases reales



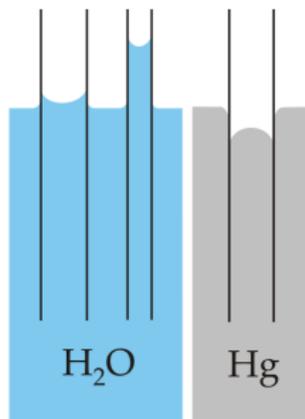
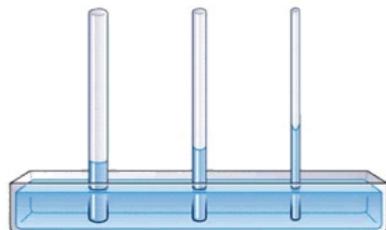
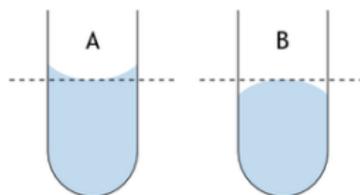
Propiedades de los líquidos

- En los líquidos las distancias intermoleculares son mucho menores que en los gases.
- Las fuerzas de interacción entre las moléculas son más importantes.
- La existencia de esas fuerzas se aprecia en la *tensión superficial* y la *viscosidad*
- La tensión superficial es la energía necesaria para aumentar la superficie de un líquido en una unidad (unidades: J m^{-2}).
- *Fuerzas cohesivas*: las que se dan entre moléculas del mismo tipo.
- *Fuerzas adhesivas*: las que se dan entre moléculas de distinto tipo.

Propiedades de los líquidos

Meniscos

- Consecuencia de la existencia de esas fuerzas son la existencia de *meniscos* y los fenómenos de capilaridad.



Viscosidad

- Es la resistencia que opone un líquido a fluir.
- Cuanto mayores son las fuerzas intermoleculares, mayor es la viscosidad.



Presión de vapor

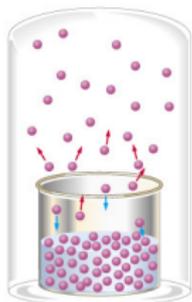
- Las moléculas en la superficie de un líquido sufren fuerzas de atracción por el resto que tienden a mantenerlas unidas a él.
- Algunas moléculas pueden obtener energía (térmica) suficiente para escapar de la superficie.
- El equilibrio (dinámico) se alcanza cuando el número de moléculas que abandonan la superficie por unidad de tiempo iguala al de las que se depositan sobre la superficie.
- La consecuencia es que si se deposita un líquido en un recipiente cerrado sin ocuparlo completamente, parte de él se evapora hasta que la presión alcanza un cierto valor de equilibrio: su *presión de vapor*.
- La presión de vapor aumenta con la temperatura.
- Los líquidos con presiones de vapor relativamente altas a temperaturas ordinarias se denominan *volátiles*.

Presión de vapor

↑ Molecules undergoing vaporization ↓ Molecules undergoing condensation



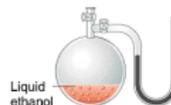
(a) Vaporization



(b) Vaporization rate > condensation rate



(c) Vaporization rate = condensation rate



(a)



(b)

Puntos de ebullición y crítico

- El **punto de ebullición** de un líquido es la temperatura a la que su presión de vapor iguala la presión externa.
- Si la presión externa es la presión normal (antes 1 atm, actualmente 1 bar), se denomina *punto de ebullición normal*.
- El **punto crítico** es aquél a partir del cual no se distinguen el líquido y el vapor.



Propiedades de los sólidos

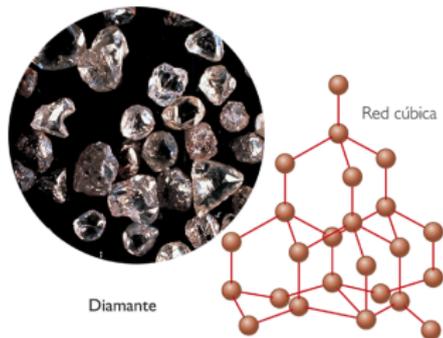
- En los sólidos, las moléculas o iones que los forman tienen la movilidad muy reducida: sus movimientos se reducen a vibraciones en la red.
- *Punto de fusión*: es la temperatura a que se produce el paso de sólido a líquido.
- *Punto de congelación*: es la temperatura a que se produce el paso de líquido a sólido.
- *Sublimación*: es el paso de sólido a gas o de gas a sólido.
- Para una sustancia, pueden existir varias fases sólidas distintas.

Tipos de sólidos cristalinos

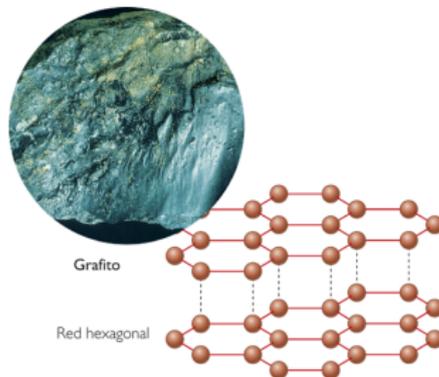
- Sólidos de red covalente: los átomos que forman la red están unidos entre sí por enlaces covalentes (ej. diamante, grafito).
- Sólidos iónicos: la red está formada por cationes y aniones.
- Sólidos moleculares: la red está formada por moléculas neutras.

Sólidos de red covalente

Diamante

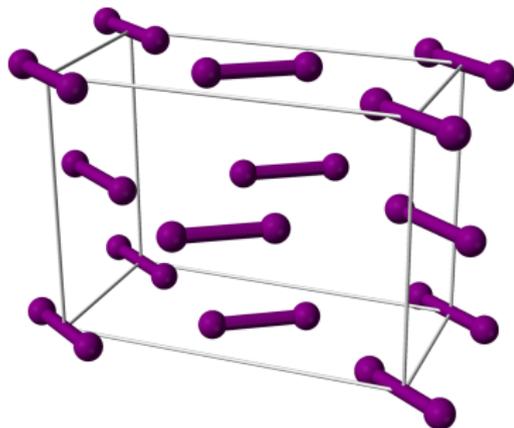


Grafito

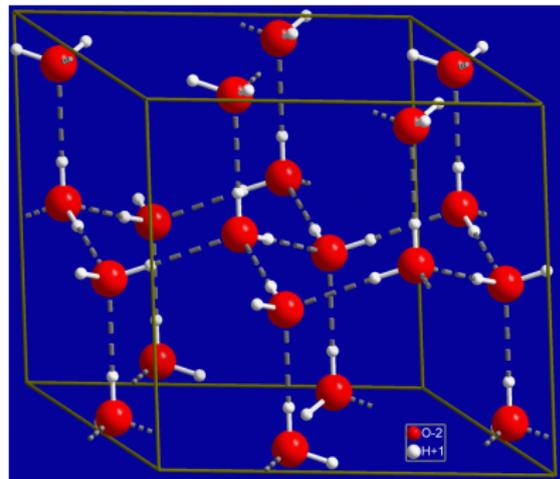


Sólidos moleculares

I_2

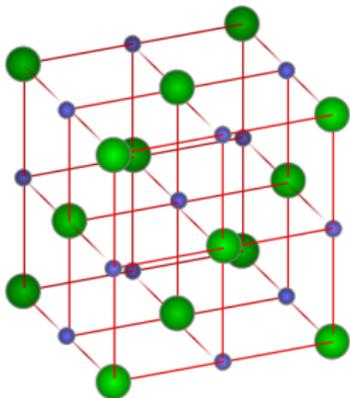


H_2O (hielo)

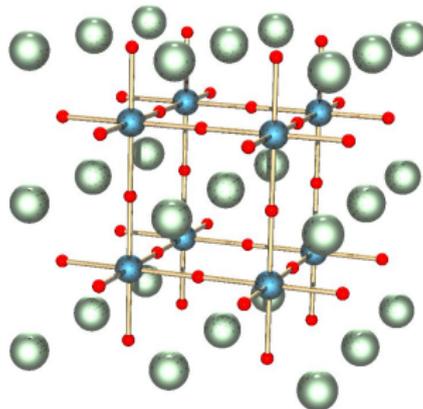


Sólidos iónicos

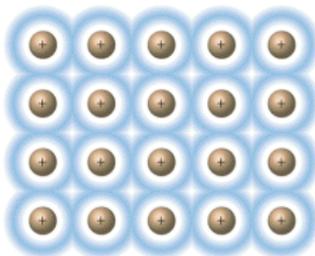
NaCl



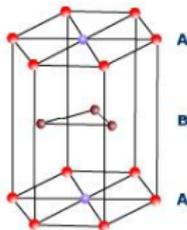
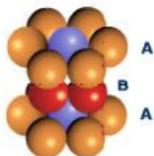
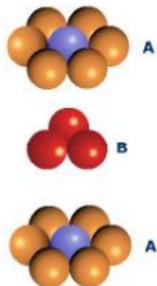
CaTiO₃ (Perovskita)



Sólidos metálicos



Empaquetamiento hexagonal compacto: Mg, Zn, Cd



Empaquetamiento cúbico compacto: Na, K, Fe, Cr

