

Fuerzas interparticulares.

Gases reales

Líquidos, Sólidos y cambios de estado.

Prof. Verónica Daier
2026
verodaier@gmail.com

Fuerzas interparticulares. Fuerzas intermoleculares.

Dentro de una molécula, los átomos están unidos mediante **fuerzas intramoleculares** (enlaces iónicos, metálicos o covalentes, principalmente). Estas son las fuerzas que se deben vencer para que se produzca un cambio químico. Son estas fuerzas, por tanto, las que **determinan las propiedades químicas** de las sustancias.



Sin embargo existen otras **fuerzas intermoleculares** que actúan sobre distintas moléculas o iones y que hacen que éstos se atraigan o se repelan. Estas fuerzas son las que **determinan las propiedades físicas** de las sustancias como, por ejemplo, el estado de agregación, el punto de fusión y de ebullición, la solubilidad, la tensión superficial, la densidad, etc.



ENLACE QUÍMICO

FUERZAS PRIMARIAS: Entre átomos para dar lugar a compuestos.
Atractivas y fuertes

ENLACE IONICO: cristales iónicos por agrupación de iones
700-1100 kJ/ mol

ENLACE COVALENTE: Compartición de electrones entre átomos
400- 1000 kJ/ mol

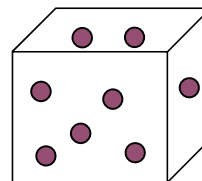
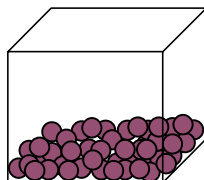
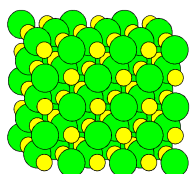
FUERZAS SECUNDARIAS: Entre moléculas formadas

Necesito menos energía para evaporar un líquido o fundir un sólido que para romper un enlace covalente

3

Propiedades de la materia

Propiedades	Estado		
	Sólido	Líquido	Gas
Densidad	alta	alta	baja
Forma	fija	toma la del recipiente	se expande como el recipiente
Comprensibilidad	baja	baja	alta
expansión térmica	muy chica	chica	Moderada

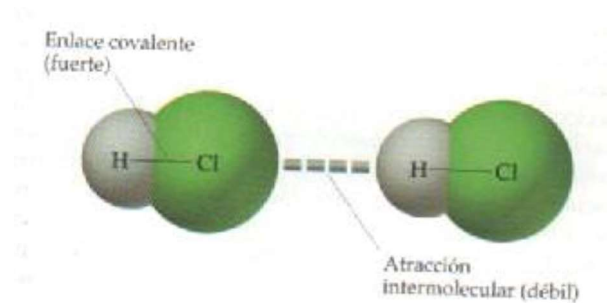


4

La intensidad la de las *fuerzas de atracción* varía dentro de un intervalo amplio, pero en general son *mucho más débiles* que las *fuerzas de los enlaces químicos*.

Ejemplo:

- Vaporización del cloruro de hidrógeno (HCl): 16 kJ/mol
- Ruptura del enlace covalente (disociación del HCl): 431 kJ/mol



5

Fuerzas intermoleculares

Para que las moléculas pasen de líquido a sólidos, existe fuerza de atracción entre ellas.

Atracción dipolo-dipolo
Dispersión de London
Puente hidrógeno

Fuerzas de Van
der Waals

En solución la mas importante es: ion- dipolo

Fuerza relativa:

Ion -dipolo > Puente hidrógeno > dipolo-dipolo > London

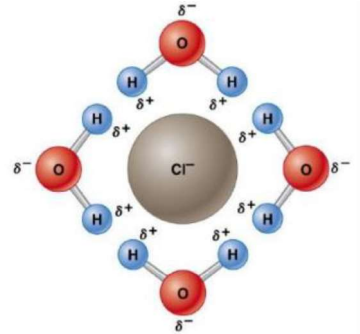
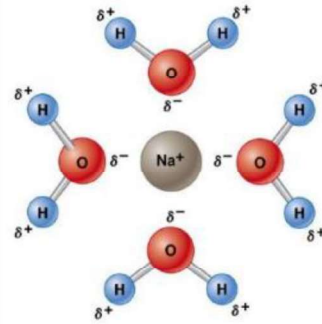
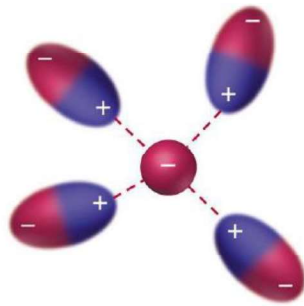
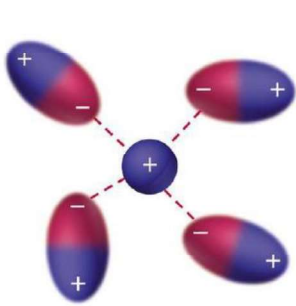
6

Ion-dipolo

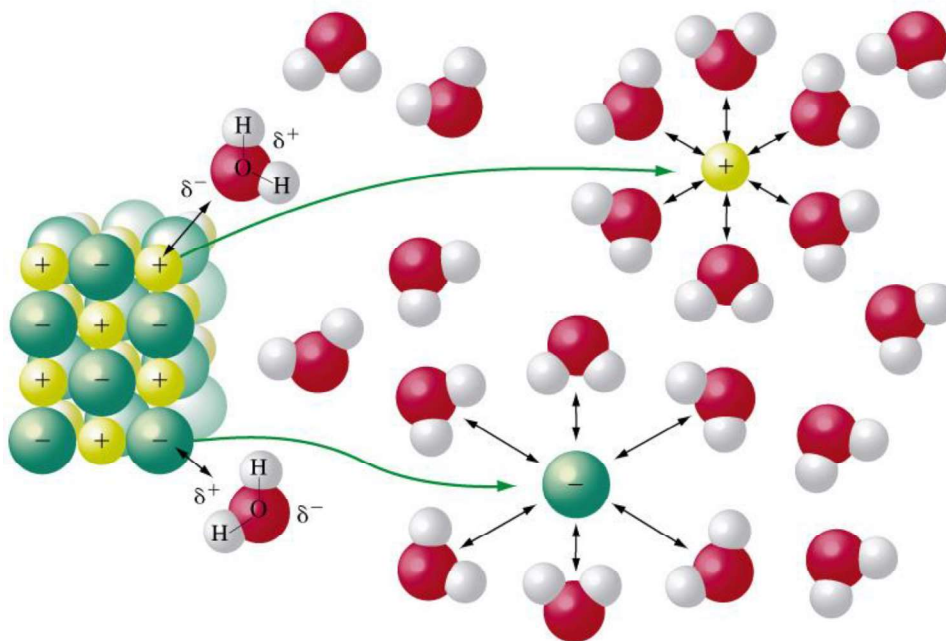
- Fuerza entre el ion y la carga parcial de un extremo de la molécula polar
- La atracción aumenta con la carga del ion o la magnitud del momento dipolar

Ej. NaCl en H₂O

Na⁺ $\delta^- \delta^+$ Cl⁻



7

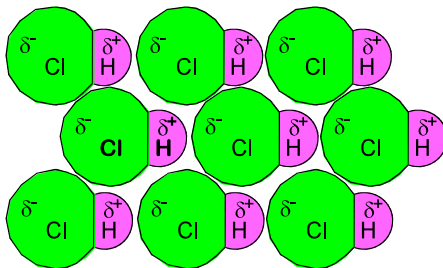


8

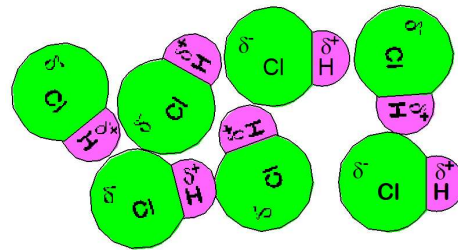
Atracción dipolo-dipolo

- Moléculas polares neutras se atraen: extremo (+) de una con el extremo (-) de la otra

δ^+ y δ^- se atraen entre sí.



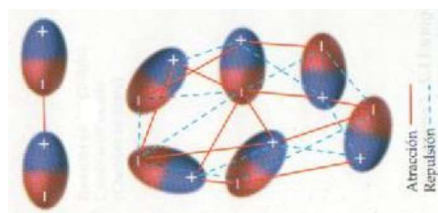
sólido



líquido

9

- Son aquellas que se generan cuando se atraen los dipolos opuestos de dos **moléculas polares**.
- Los polos opuestos se atraen y los polos similares se repelen.
- Pueden **existir** tanto en estructuras de líquidos como de sólidos.
- Un tipo especial de interacción dipolo - dipolo es el **enlace (puente) de hidrógeno**.



10

Para moléculas con masas y tamaños aproximados

A mayor polaridad $\Rightarrow$ mayor atracción

Mayor momento dipolar μ $\Rightarrow$ mayor P_{eb}

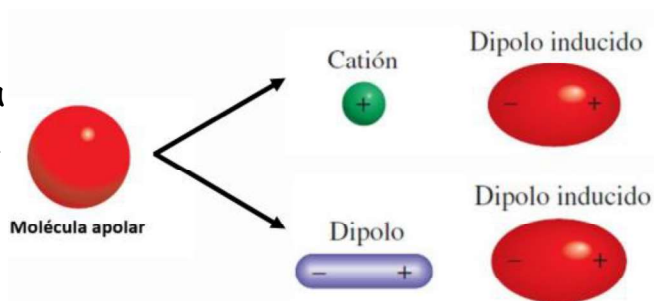
Sustancia	Masa Molar	Mom. Dipolar (μ)	Punto ebul.
Propano $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	44	0.1	231
eter CH_3OCH_3	46	1.3	248
Cloruro de metilo CH_3Cl	50	1.9	249
Acetonitrilo CH_3CN	41	3.9	355

A igual polaridad: menor volumen $\Rightarrow$ mayor atracción

11

Dipolo Inducido

Si un ion o una molécula polar se acerca a una partícula no polar, la distribución electrónica de la partícula apolar se distorsiona, dando lugar a una clase de dipolo.



La probabilidad de inducir un momento dipolar depende de la partícula polar y de la polarizabilidad del átomo o molécula (facilidad para distorsionar su distribución electrónica).

En general, un átomo o molécula tiende a ser más polarizable a medida que aumenta el número de electrones y se hace más difusa su nube electrónica.

La interacción entre un ion y el dipolo inducido se conoce como interacción ion-dipolo inducido.

La atracción entre una molécula polar y el dipolo inducido se conoce como interacción dipolo-dipolo inducido.

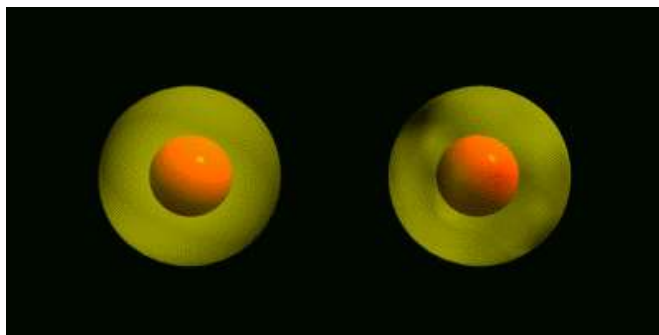
12

Fuerzas de dispersión de London

Son aquellas que se dan entre moléculas *no polares*.

Se generan a partir del *movimiento de los electrones* en una molécula. Como consecuencia se crea una zona de carga eléctrica INSTANTÁNEA (*dipolo*), que puede inducir a su vez a un *dipolo instantáneo* similar de una partícula adyacente.

Aunque las moléculas se polarizan formando dipolos, *conservan la neutralidad eléctrica*.



13

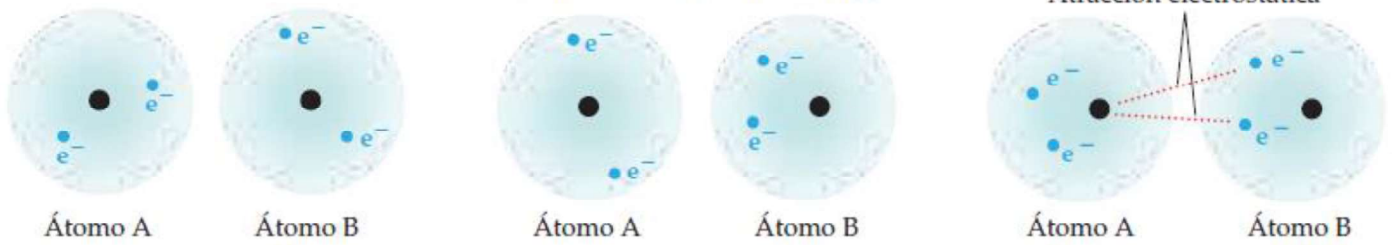
¿Cómo se polariza una molécula apolar?

Podemos considerar la polarización de las moléculas apolares en tres etapas:

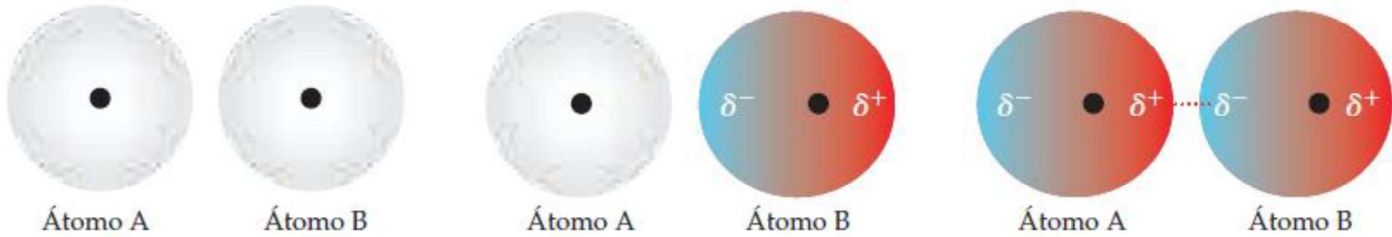
- Situación normal:** una molécula apolar tiene una distribución de carga simétrica.
- Situación instantánea:** un desplazamiento de la carga electrónica produce un dipolo instantáneo con una separación de carga representada por δ^+ y δ^- .
- Dipolo inducido:** el dipolo instantáneo de la derecha induce una separación de carga en la molécula de la izquierda.

14

Esquemas de partículas subatómicas



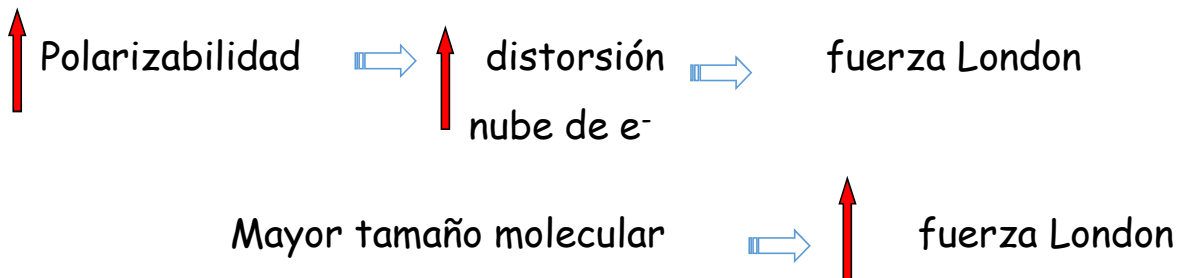
Esquema de polarización



a) Dos átomos de helio, sin polarización b) Dipolo instantáneo sobre el átomo B c) Dipolo inducido sobre el átomo A

15

Polarizabilidad: facilidad con que una molécula puede distorsionarse por un campo eléctrico externo.



	MM	Peb.
F_2	38	85
Cl_2	71	239
Br_2	160	332
I_2	254	458

16

Generalmente:

Forma y peso molecular comparable:

similares F. London

se diferencian en dipolo- dipolo:

mas polar----- mas atracción

Difieren en el peso molecular:

a mayor PM----- mayor F. London

17

Puente de hidrógeno

Peb. aumenta con el PM.

Excepción H_2O que tiene un Peb mas alto de lo esperado

Atracción dipolo- dipolo inusual.

Átomo de hidrógeno unido a un par de e- libres de fluor, oxígeno y nitrógeno (los tres más electronegativos).

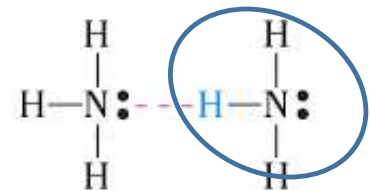
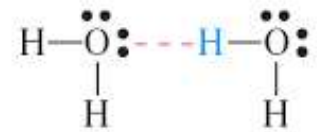
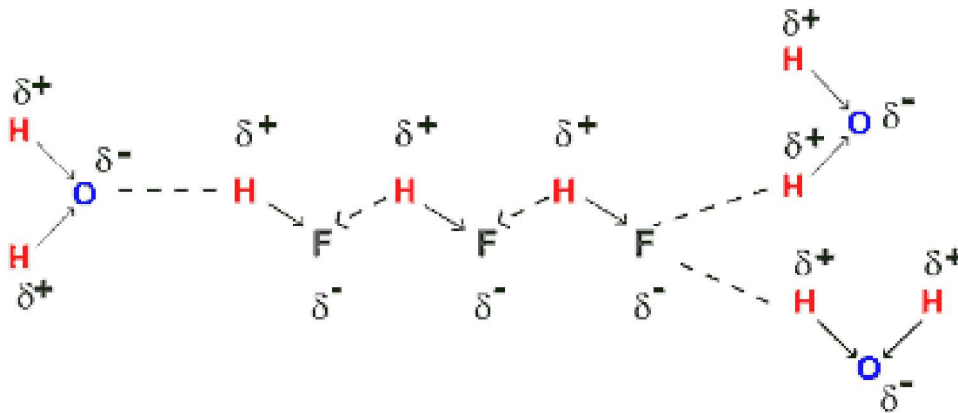
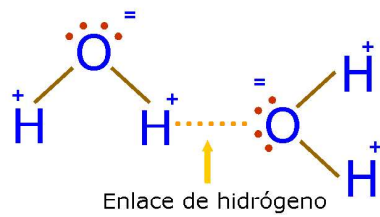
El pequeño tamaño, implica alta electronegatividad, con grandes valores de δ^+ y δ^- .

Se representan como líneas de puntos.

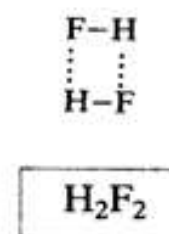
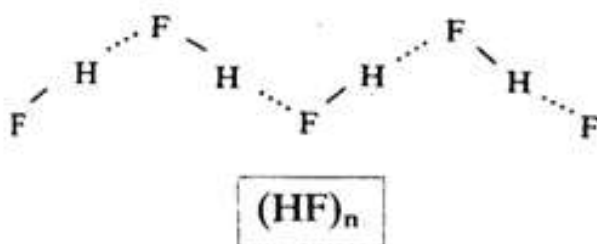
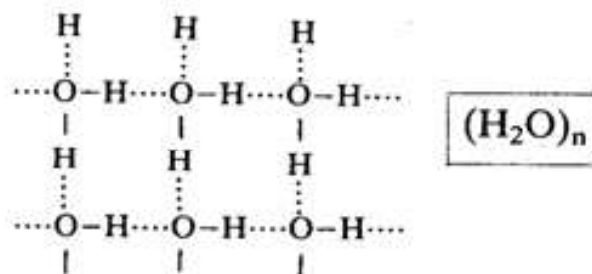
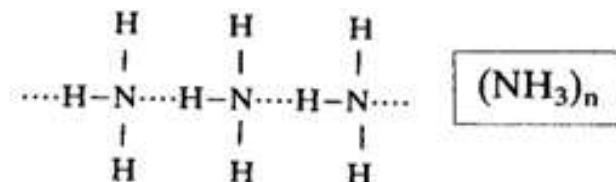
18

Son mas débiles que un enlace químico.

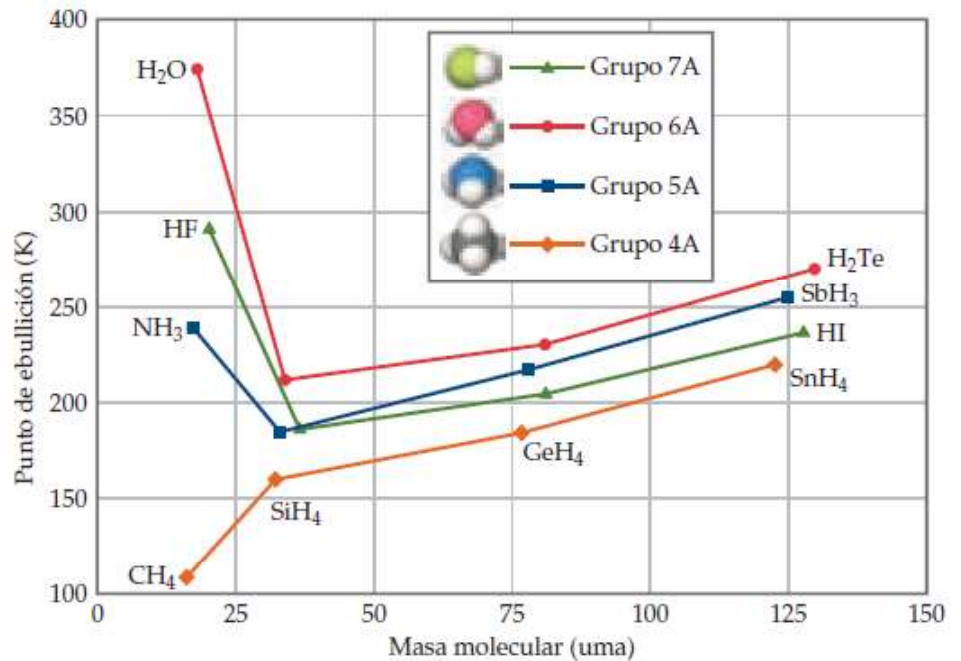
Son mas fuertes que interacción dipolo-dipolo y London.



19



A partir de éstas se explican que los puntos de ebullición de sustancias como H_2O , NH_3 y HF sean altos

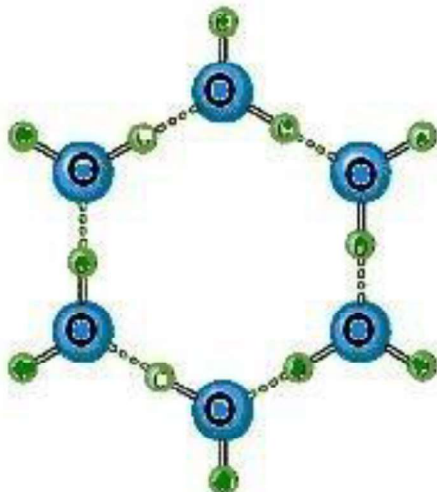


21

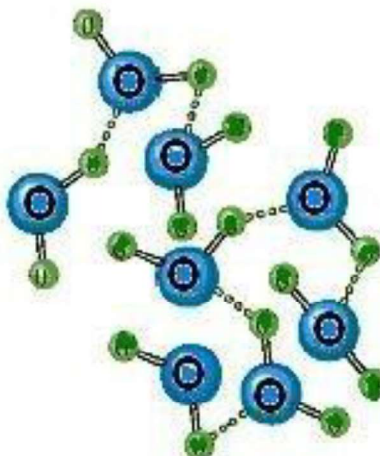
Porqué el hielo flota en el agua?

ESTADOS DEL AGUA

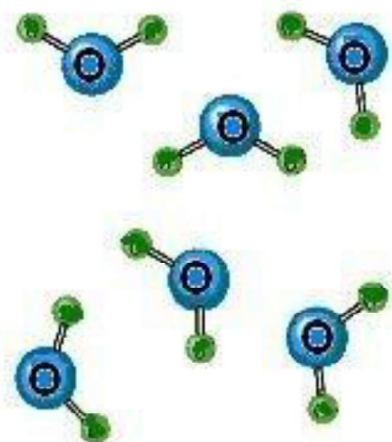
SÓLIDO



LÍQUIDO

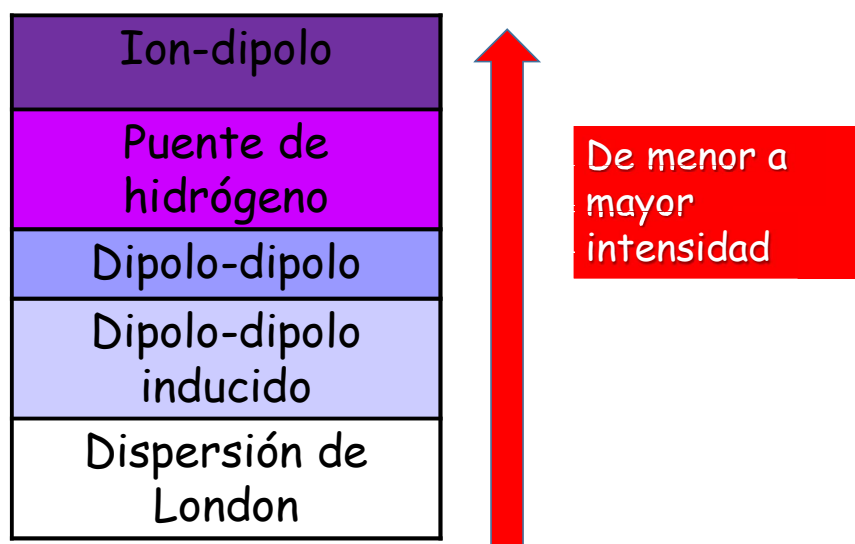


GASEOSO

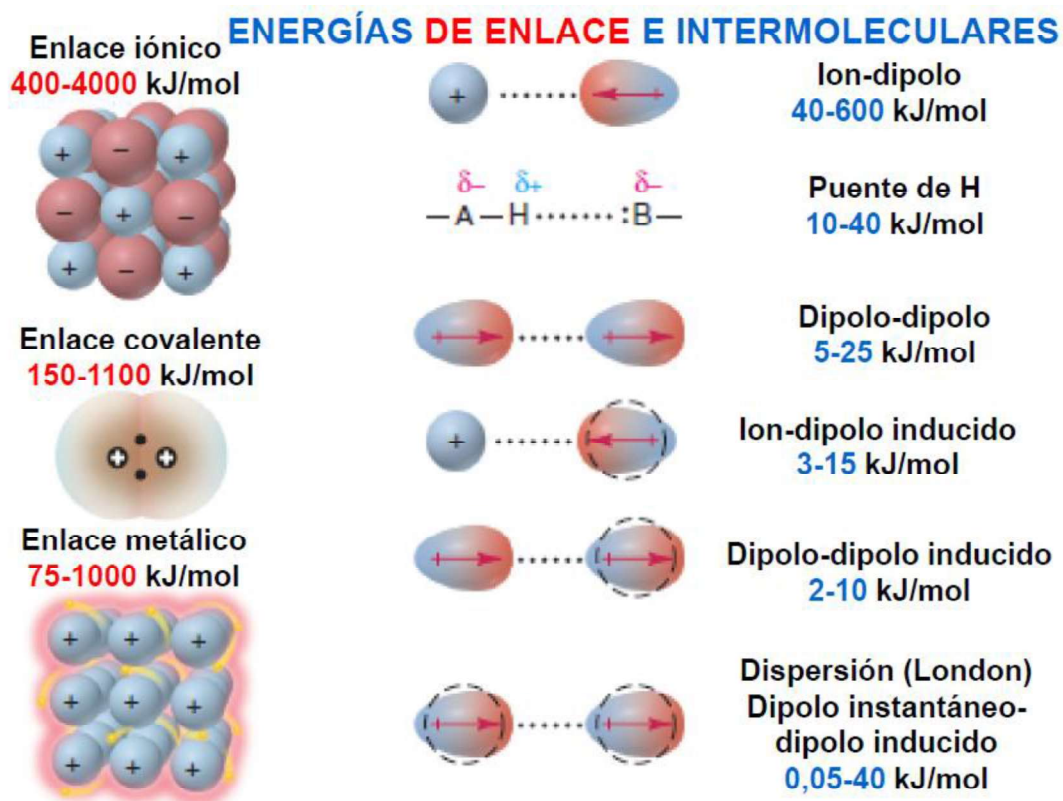


22

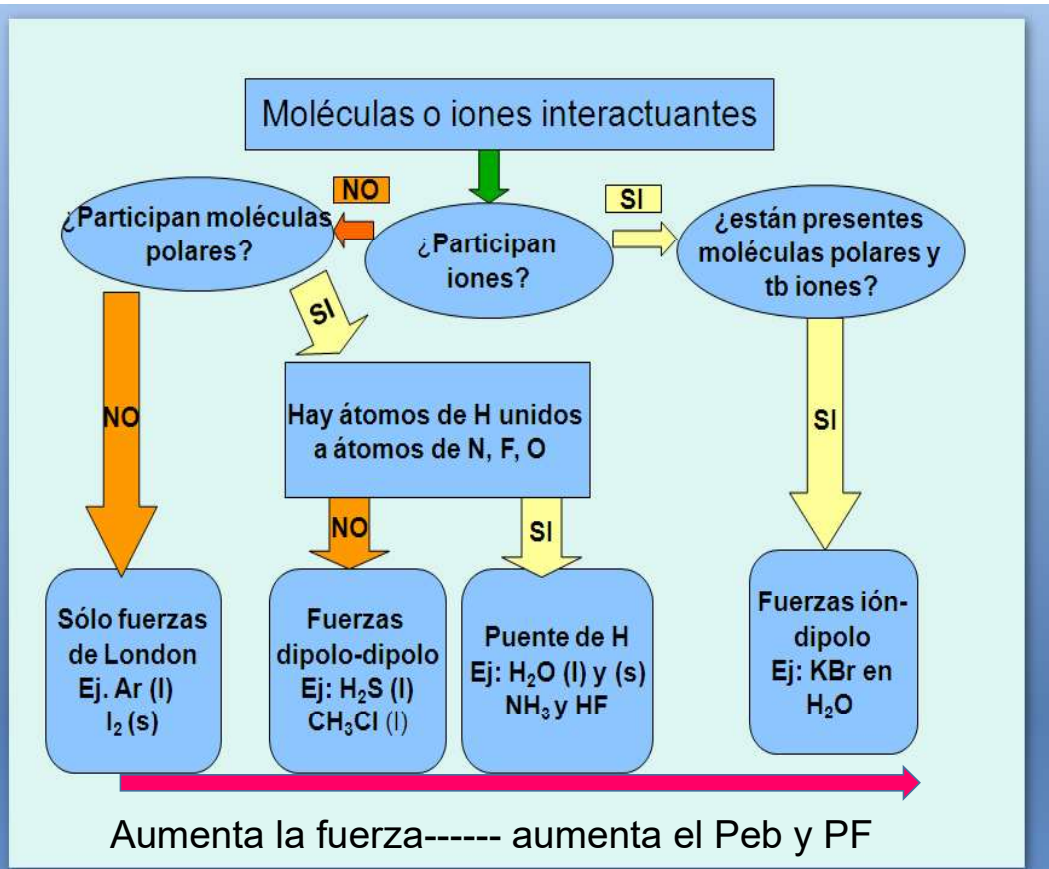
Intensidad de las fuerzas intermoleculares



23

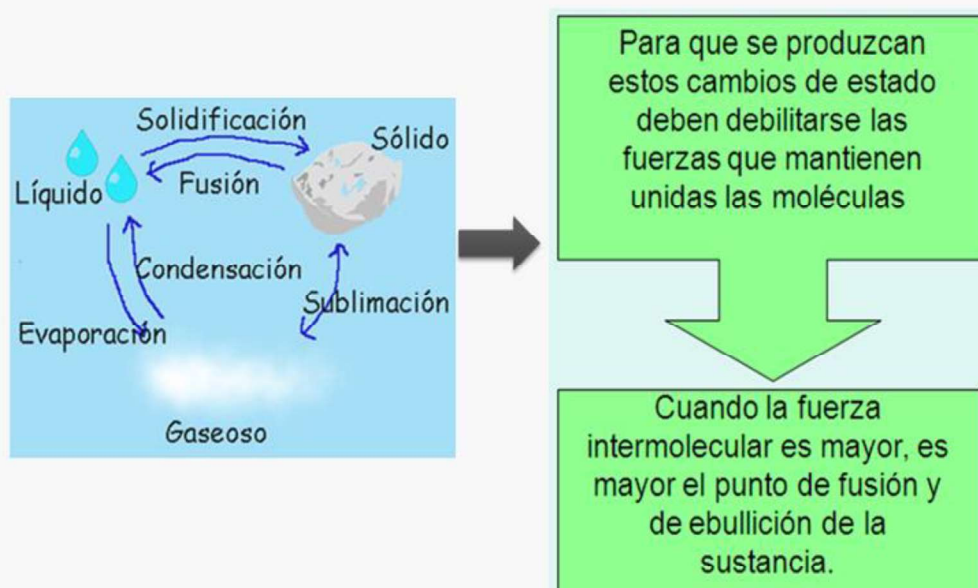


24



25

Relación entre los puntos de fusión y de ebullición y las fuerzas intermoleculares



26

Cuando aumentan los PF. Peb ??

Ion dipolo: (ion + molécula polar) mayor carga ion. Mayor momento dipolar

Dipolo- dipolo: (molecular polares) mayor momento dipolar

Puente H: (molécula polar con F, O, N + H de otra molécula)

London: (moléculas apolares y polares) mayor Peso molecular

Dipolo- dipolo inducido (polar + apolar) mayor momento dipolar + mayor peso molecular

27

<u>Sustancia</u>	<u>Tipo de sustancia</u>	<u>Interacción predominante</u>	<u>Punto de fusión (°C)</u>	<u>Punto de ebullición (°C)</u>
NaCl	Iónica	Iónica	801	1465
H ₂ S	Covalente polar	Dipolo-dipolo	- 83	- 62
H ₂ O	Covalente polar	Puente de Hidrógeno	0	100
CH ₄	Covalente no polar	London MM= 16,0 u	- 182,5	- 161,6
CCl ₄	Covalente no polar	London MM = 154 u	-23	77
Ne	Atómica	London MA = 20 u	- 249	-246

28

1- Qué tipos de fuerzas intermoleculares existen entre los siguientes pares:

HBr / H₂S dipolo- dipolo-
Cl₂ / CBr₄ London -
I₂ / NO₃⁻ ion- dipolo inducido
NH₃ / C₆H₆ dipolo- dipolo inducido

2- Señale el (los) tipo(s) de fuerzas intermoleculares que existen entre las moléculas (o unidades básicas) en cada una de las siguientes especies:

LiF iónico

CH₄ London

SO₂ dipolo- dipolo

3-De las siguientes especies:

Br₂, Ne, HCl, HBr, N₂

Cuál presentará mayores fuerzas de dispersión intermoleculares?

Cuál tendrá mayores fuerzas de atracción dipolo-dipolo?

4- Ordene las siguientes sustancias por su punto de ebullición creciente:

BaCl₂, CO, HF, Ne, H₂

29

Gases Reales

A medida que la P se aproxima a cero, todos los gases se aproximan al valor ideal.

A altas presiones los gases se desvía significativamente del comportamiento ideal.

Por qué?

Existen fuerzas de atracción.

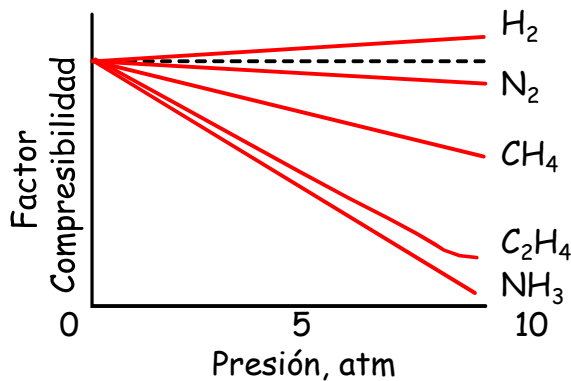
Las moléculas no son puntos, poseen volumen.

30

Gases Reales

Ninguno de los gases se comporta idealmente
Para gases ideales: factor de compresibilidad
(PV/nRT) = 1

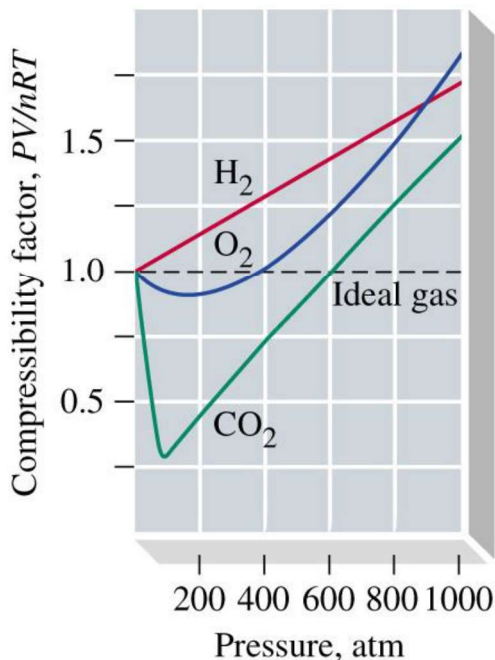
$$\frac{1 \cancel{\text{atm}} \times 22,4 \cancel{\text{L}}}{1 \text{ mol} \times 0,082 \cancel{\text{atm}} \cancel{\text{L}} \cancel{\text{mol}^{-1}} \cancel{\text{K}^{-1}} 273 \cancel{\text{K}}} = 1$$



Gas ideal:
 $PV/nRT = 1$

Gas real:
 $PV/nRT \neq 1$

31



A presión cercana a cero,
todos los gases se
aproximan al
comportamiento ideal

A mayor presión, se desvian
significativamente

Porqué?

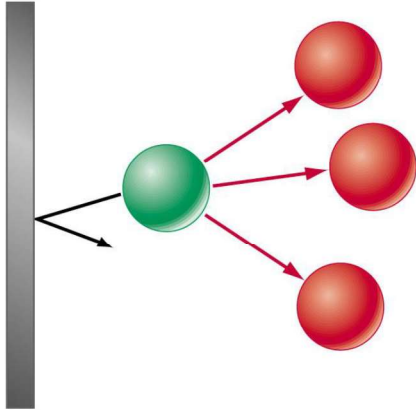
- No existen fuerzas atractivas entre las moléculas
- Moléculas no son puntos, tienen volumen

32

A presión baja volumen de moléculas es insignificante comparado con el recipiente

Al aumentar la presión espacio libre es menor

$Vol_{real} > Vol_{ideal}$



Al disminuir la distancia mayor fuerza de atracción

Al aumentar la fuerza de atracción entre moléculas, disminuye la presión sobre las paredes del recipiente

$P_{real} < P_{ideal}$

33

Ecuación de Van der Waals

Dada por las fuerzas atractivas y el volumen que tienen los gases reales

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

Corrección por fuerzas
atractivas entre las moléculas

La magnitud de a refleja la fuerza con que las moléculas del gas se atraen entre sí

Corrección por
Volumen molecular

El factor nb reduce el volumen, la constante b es una medida del volumen real ocupado por un mol de moléculas del gas y tiene unidades de L/mol

34

$$P_{ideal} = P_{real} + \frac{an^2}{V^2}$$

Corrección por las
atracciones intermoleculares

$$V_{ideal} = V - nb$$

Corrección por el volumen de las
moléculas

$$\underbrace{P} \underbrace{V} = nRT$$

$$\left(\underbrace{P}_{real} + \frac{n^2 a}{V^2}\right) \left(\underbrace{V}_{real} - nb\right) = nRT$$

35

Constantes de Van der Waals

A y b aumentan con la masa molar y la complejidad de las moléculas

Gas	Formula	a L ² atm mol ⁻²	b L mol ⁻¹
Amoniaco	NH ₃	4.170	0.0307
Argon	Ar	1.345	0.03219
Cloro	Cl ₂	6.493	0.05622
Helio	He	0.034	0.02370
Hidrogeno	H ₂	0.244	0.02661
Nitrogeno	N ₂	1.390	0.03913
Agua	H ₂ O	5.464	0.03049
Xenon	Xe	4.194	0.05105

36

Ejercicio de aplicación

Calcular los valores de presión real y presión ideal para 8 moles de Cl_2 gaseoso a una temperatura de 27°C , contenidos en un volumen de 4 L. Discutir la diferencia entre ambos valores.

$$P V = n R T \quad \text{Rta : } P_{\text{ideal}} = 49,2 \text{ atm. } P_{\text{real}} = 29,5 \text{ atm}$$

$$P = n R T / V = 8 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 300 \text{ K} / 4 \text{ L} = 49,2 \text{ atm}$$

$$\left(P + \frac{a n^2}{V^2} \right) (V - n b) = n R T$$

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

$$P = \frac{8 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{(4 \text{ L} - 8 \text{ moles} \times 0,0566 \text{ L mol}^{-1})} - \frac{6,493 \text{ L}^2 \text{ atm mol}^{-2} \times 64 \text{ moles}^2}{16 \text{ L}^2}$$

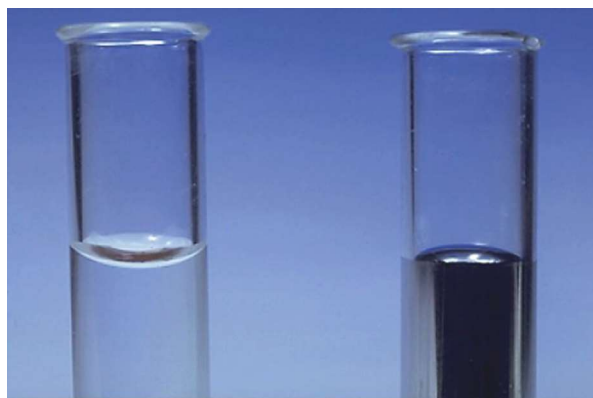
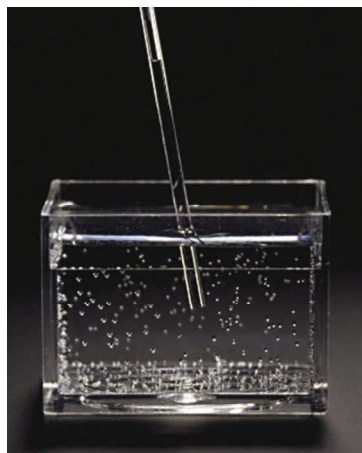
$$P = 29,5 \text{ atm}$$

37



LÍQUIDOS

PROPIEDADES



38

Algunas propiedades de los líquidos

Viscosidad

Resistencia al flujo

- * Un líquido fluye porque las moléculas que lo integran se deslizan unas sobre otras
 - * Aumenta con el incremento de la atracción intermolecular.
 - * También los líquidos compuestos por moléculas largas y flexibles pueden entrelazarse aumentando la viscosidad; ej el aceite de los motores.
 - * La viscosidad de los líquidos disminuye con la temperatura
- A mayor T, menor viscosidad

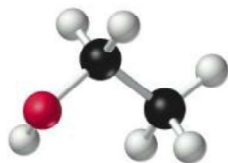
39

Viscosidad

La miel es un líquido viscoso.

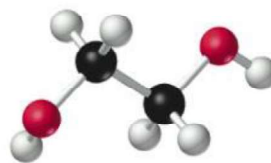


Aceites de motor: la viscosidad viene dada por números, por ejemplo: 10, 20, 30, 40 o 15W-30, 15W-50, 10W-50, 5W-40, 20W-40, 20W-50, entre otros. A menor número, menor es la viscosidad.



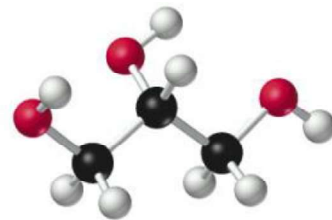
Ethyl alcohol
(ethanol)

at 20 °C: 1.20 cP



Ethylene glycol
(1,2-ethanediol)

at 20 °C: 19.9 cP



Glycerol
(1,2,3-propanetriol)

at 20 °C: 1490 cP

cP: centipoise

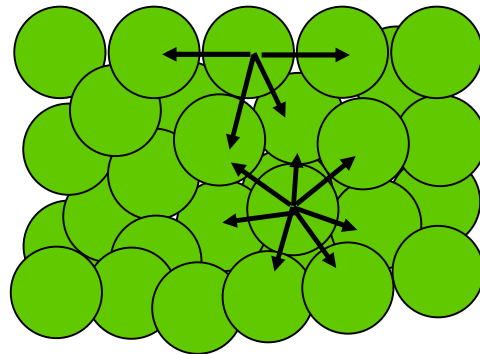
40

Tensión superficial

energía requerida para aumentar el área superficial de un líquido en una unidad de área

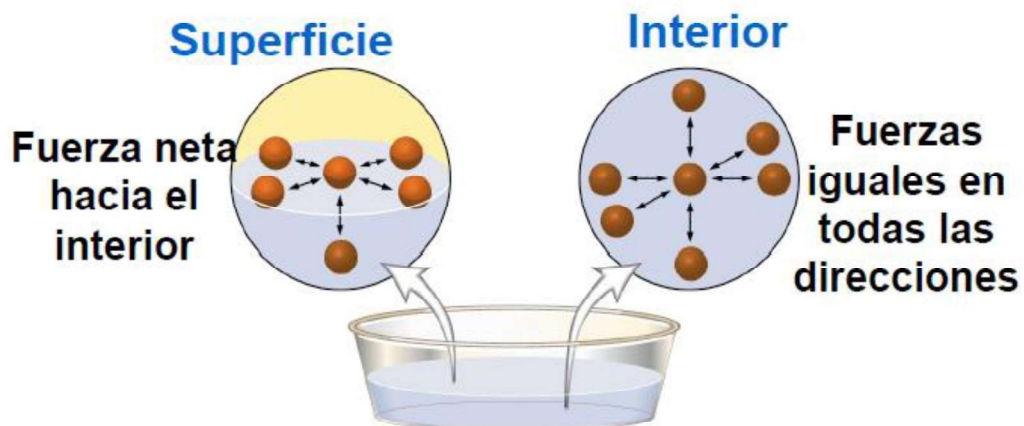


No se hunden



41

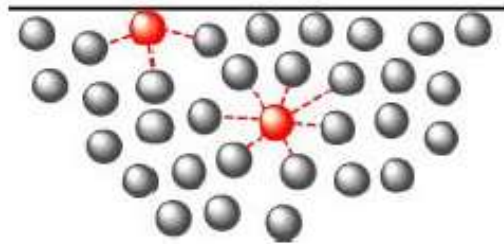
FUERZAS INTERPARTICULARES EN LA SUPERFICIE Y EL INTERIOR DE LOS LÍQUIDOS



42

Tensión superficial de un líquido

- Las moléculas en el seno del líquido están igualmente atraídas por las moléculas vecinas.
- Las moléculas que están en la superficie del líquido están atraídas únicamente hacia el interior del líquido.
- La tensión superficial es la cantidad de energía necesaria para aumentar la superficie del líquido.



43

Acción capilar (capilaridad)

Es la competencia entre las fuerzas de cohesión y de adhesión hasta que se equilibren con la fuerza de gravedad

FUERZAS DE COHESIÓN:

La atracción entre moléculas de una sustancia

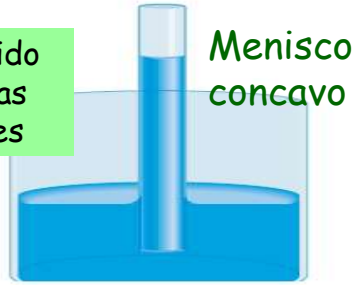
FUERZAS ADHESIVAS:

La Atracción entre moléculas de diferentes sustancias

44

H_2O

El líquido moja las paredes

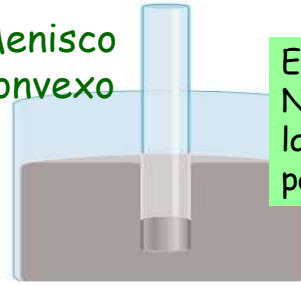


Menisco concavo

Fuerza adhesión > fuerza cohesión

Hg

Menisco convexo



El líquido NO moja las paredes

Fuerza cohesión > fuerza adhesión



Menisco cóncavo



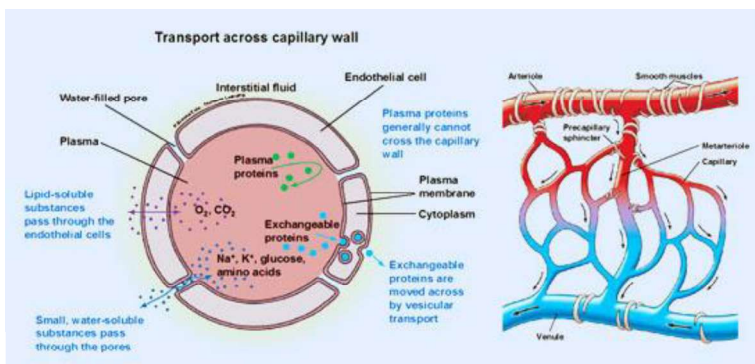
Menisco convexo

45

DIFUSIÓN

Tiene lugar tanto en líquidos como en gases. Es la mezcla espontánea del material como resultado del movimiento aleatorio de las moléculas.

$KMnO_4$ (ac) en agua



Intercambio entre sangre y células



antibiograma

46

Estado Sólido

- * Los átomos se encuentran en posiciones fijas y sólo tienen movimiento vibracional; sin desplazamiento.
- * Estado mas ordenado de la materia

Pueden presentarse formando:

- ✓ estructuras definidas altamente ordenadas: **sólidos cristalinos**, Pf determinadas o muy bien acotadas
- ✓ estructuras no definidas: **sólidos amorfos**, rango de Pf más amplio.

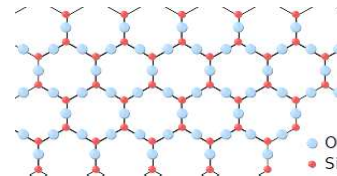
47

Características de los sólidos

Los sólidos se clasifican en **cristalinos y amorfos**.

Un **sólido cristalino**: sus átomos, iones o moléculas se acomodan en una **estructura ordenada**, es decir ocupan posiciones específicas. Ejemplo: el hielo, NaCl, C (diamante).

Los *sólidos cristalinos* funden a temperaturas definidas, tienen superficies planas y lisas bien definidas, denominadas *caras*, que tienen ángulos definidos en sus *aristas*. Las caras están formadas por agrupaciones ordenadas de átomos



Sílice (SiO_2), estructura cristalina (el cuarzo).

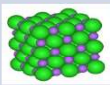
Un **sólido amorfo** (del griego sin forma) es un sólido en el que sus átomos, iones o moléculas están **desordenados y al azar**.

Ejemplo: manteca, goma, vidrio.



Los sólidos amorfos no poseen caras bien definidas, a no ser que hayan sido moldeados o cortados. No poseen un punto de fusión definido. Se reblandecen dentro de cierto intervalo de temperatura.

48

Tipo de solido	Partículas constitutivas	Fuerzas interparticulares	Propiedades	Ejemplos
MOLECULAR	Átomos o moléculas	Dispersión, dipolo-dipolo, ptes. de H	T _f baja a media Baja conductividad	Ar, CH ₄ , H ₂ O, sacarosa (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁), CO ₂
RED COVALENTE	Átomos enlazados (molécula gigante)	Enlace covalente 	Muy duros T _f muy alta Baja conductividad	C diamante, C grafito, cuarzo
IÓNICO	Cationes y aniones	Fuerzas electrostáticas (ion – ion)	Duros y quebradizos T _f alta Baja conductividad	Sales (NaCl, CaF ₂ , ZnS) 
METÁLICO	Átomos	Enlace metálico 	Blandos a duros T _f variable Excelente conductividad Dúctiles y maleables	Metales: Cu, Au, Fe, Al, Ni

49

Sólidos iónicos

Unidad repetitiva: iones

Puntos de fusión y ebullición elevados

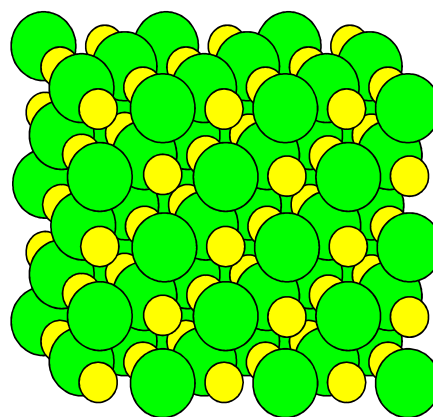
Son sólidos a temperatura ambiente.

Gran dureza.

Solubles en disolventes polares e insolubles en disolventes apolares.

Conductividad en estado disuelto o fundido.
Sin embargo, en estado sólido no conducen la electricidad.

Son frágiles.



NaCl

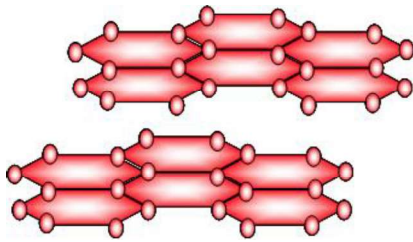
50

Sólidos covalentes y moleculares

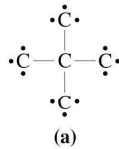
Unidad: átomos unidos covalentemente

Sólidos covalentes:

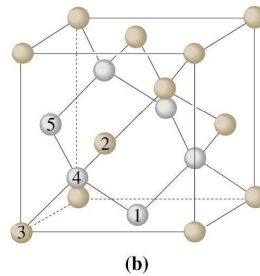
- Los enlaces se dan a lo largo de todo el cristal.
- Gran dureza y P.F alto.
- Son sólidos.
- Insolubles en todo tipo de disolvente.
- Malos conductores.
- El grafito que forma estructura por capas lo hace más blando y conductor.



C grafito



C diamante



hielo

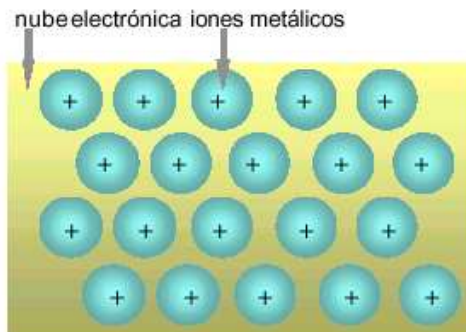
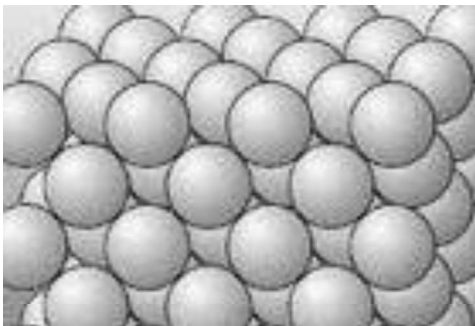
51

Sólidos metálicos

Unidad repetitiva: átomos de metales

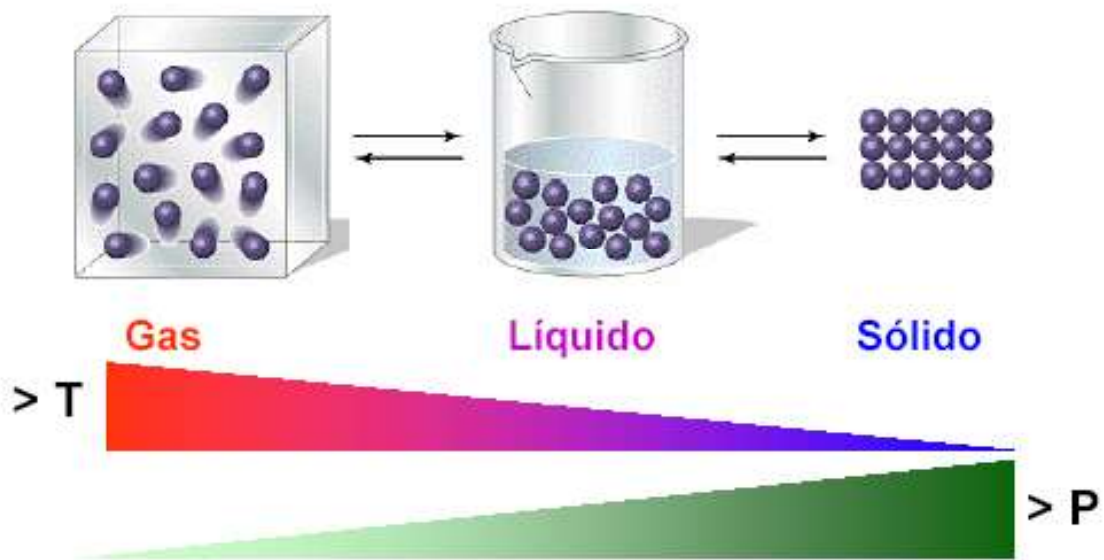
Los electrones de valencia saltan de un átomo a otro

- Son dúctiles y maleables. (no tienen enlaces con una dirección determinada)
- Son buenos conductores debido a la deslocalización de los e^- .
- Conducen el calor
- Tienen, en general, altos P. F. y P. E.
- La mayoría son sólidos.
- Tienen un brillo característico



52

Cambios de Estado

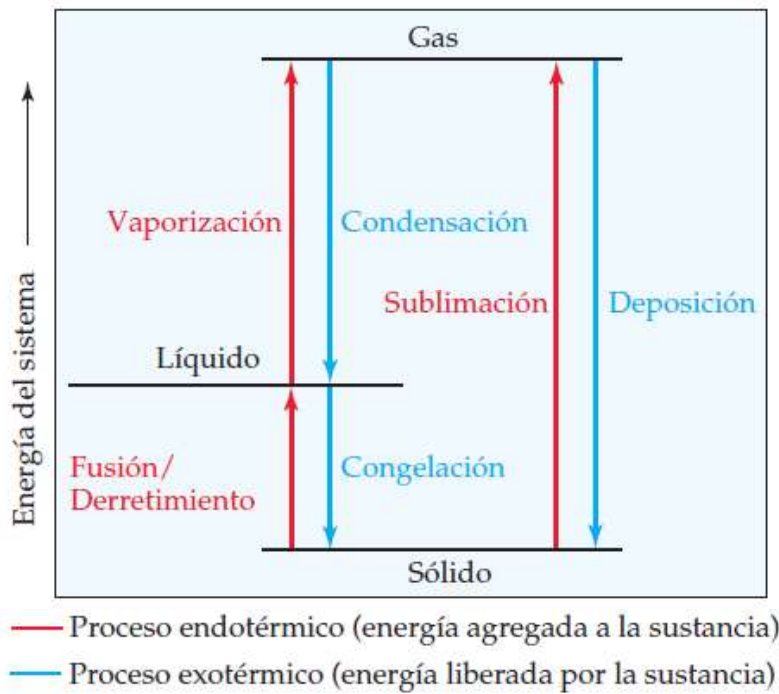


53



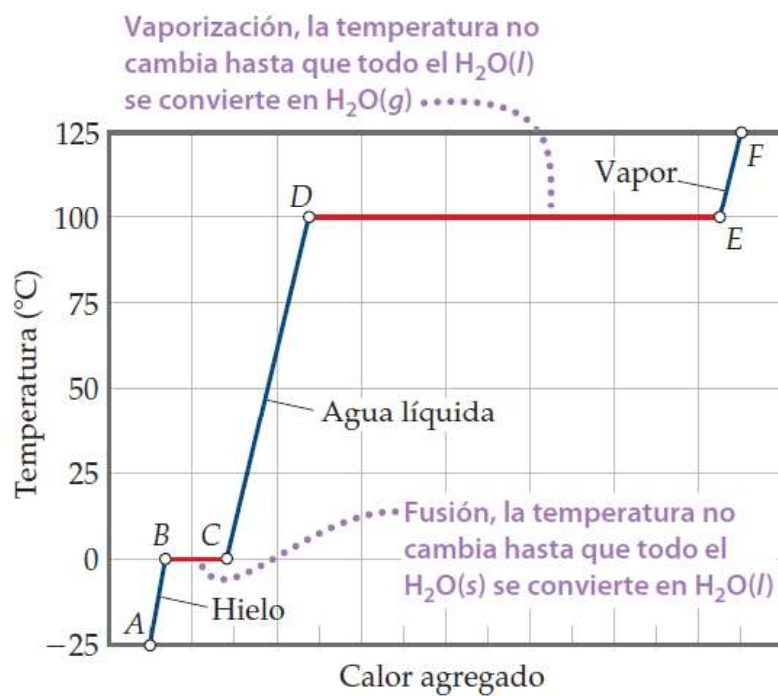
54

Cambios de estado o de fase



55

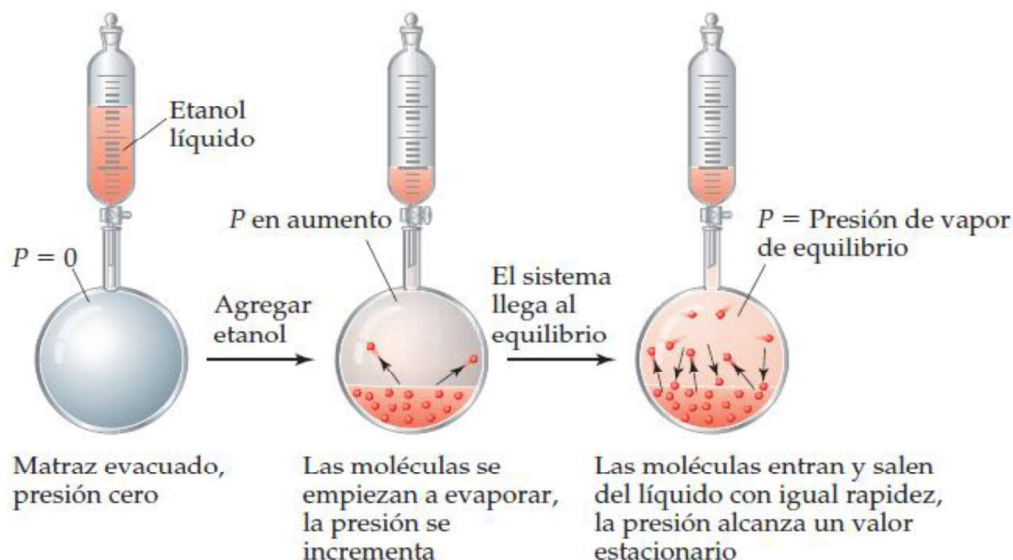
Curvas de calentamiento del agua



56

Presión de vapor de un líquido

La presión de vapor de un líquido es la presión ejercida por su vapor cuando los estados líquido y vapor están en equilibrio dinámico.



57

Presión de Vapor (P_v)

La presión de un vapor en equilibrio con un líquido depende de :

-Las fuerzas interparticulares en el líquido.

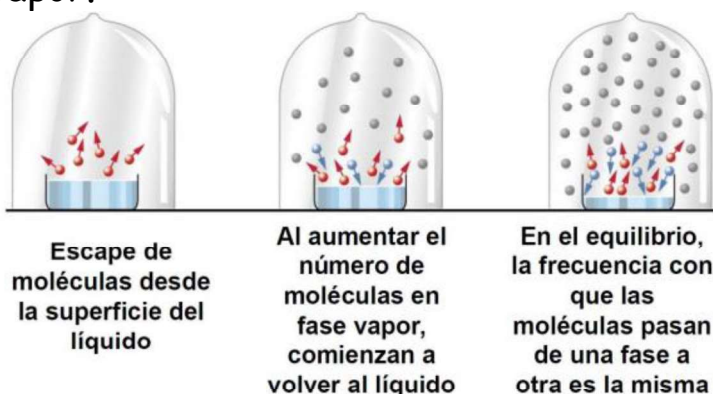
A mayor fuerza interparticular en el líquido, menor presión de vapor. Menos moléculas pasan de la fase líquida a vapor

-Temperatura.

A mayor temperatura, mayor presión de vapor.

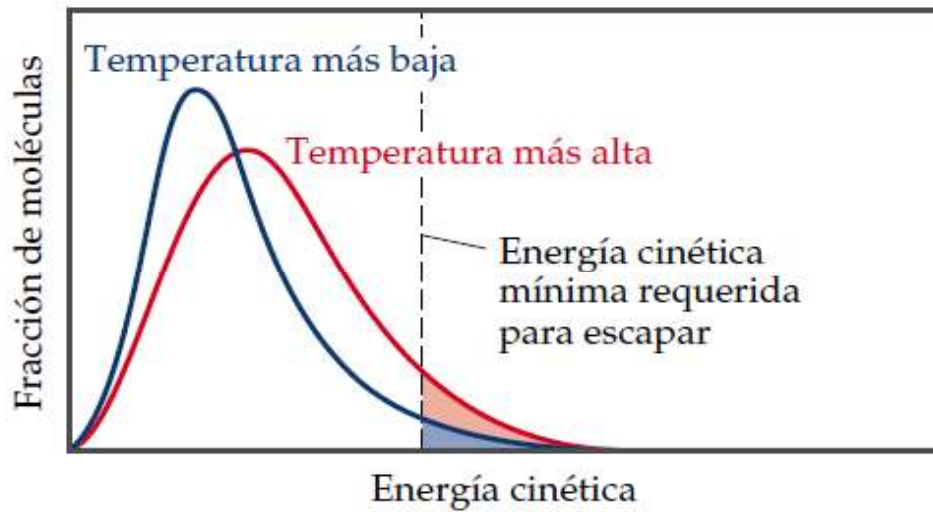
Es independiente de:

- El volumen del líquido o del vapor
- El área superficial del líquido.



58

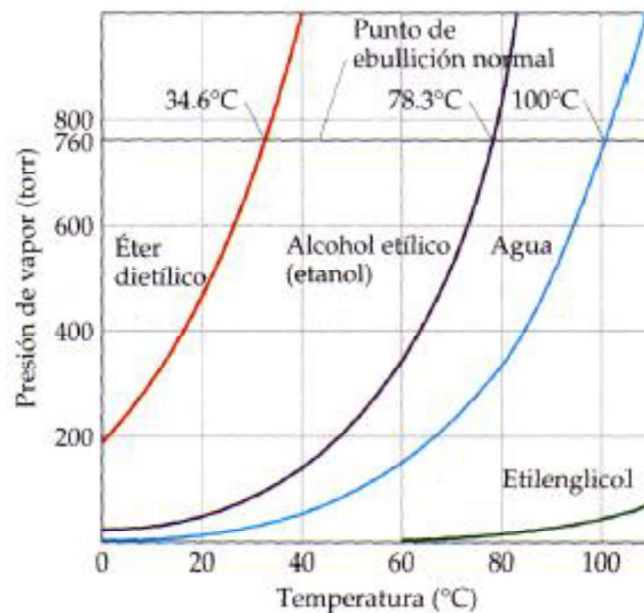
Distribución de la Energía Cinética de las moléculas superficiales de un líquido a dos temperaturas



La fracción de moléculas que pueden escapar del líquido al vapor se incrementa al aumentar la temperatura

59

La P_v se incrementa con la Temperatura



60

Cambios de estado y fuerzas interparticulares

Compuesto	PM	polaridad	PF	Peb
N ₂	28	Nonpolar	-210	-196
O ₂	32	Nonpolar	-219	-183
NH ₃	17	Polar	-78	-33
H ₂ O	18	Polar	0	100
NaCl	58	Ionic	801	1465

61

Presión de Vapor y Punto de ebullición

Un líquido entra en ebullición cuando su P_v es igual a la P externa

- * El P_{eb} se incrementa a medida que aumenta la presión
- * Para lograr que un líquido entre en ebullición : aumentar T o bajar P externa
- * Punto ebullición normal: es el P_{eb} . cuando la $P_{externa}$ es 1 atm (760 mm Hg)

Líquidos con fuerza interparticular grande---baja P_v
Necesito mucha T para que la P_v iguale a la P_{ext} .
 P_{eb} alto

62

Variación del punto de ebullición con la P externa

En la cima de una montaña, la presión atmosférica es menor. Y la temperatura de ebullición del agua son menores.

En la cima del Everest el agua hierve a 76°C



La presión en una olla a presión es aprox. 2 atm. Los alimentos se cocinan a mayor temperatura de ebullición (aprox. 120°C). La cocción es más rápida

63

Dependencia del punto de ebullición del agua con la presión

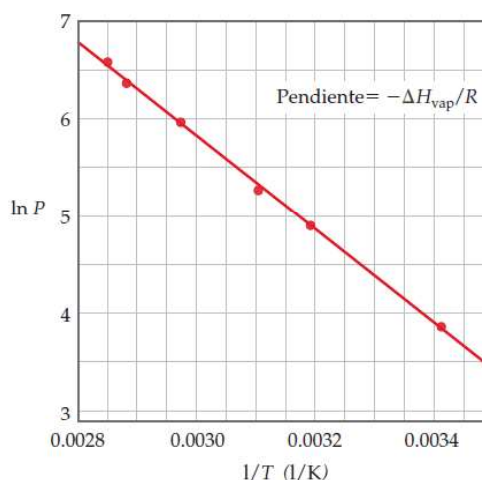
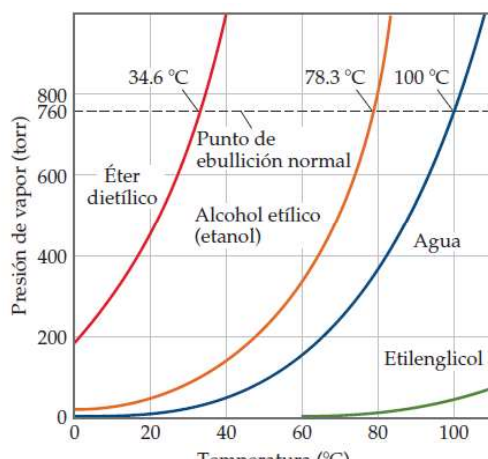
Dependencia de la T_{eb} con la P_{ext}

$P_{\text{ext}} \uparrow$	$T_{\text{eb}} \uparrow$
$P_{\text{ext}} \downarrow$	$T_{\text{eb}} \downarrow$

City	Elevation	BP ($^{\circ}\text{C}$)
San Francisco	Sea level	100.0
Salt Lake City	4,390	95.6
Denver	5,280	95.0
La Paz, Bolivia	12,795	91.4
Mount Everest	20,028	76.5

64

Presión de vapor y temperatura de ebullición



$$\ln P = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{RT} + C$$

$$\ln P = \left(-\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{R} \right) \left(\frac{1}{T} \right) + C$$

$\updownarrow \qquad \qquad \updownarrow \qquad \updownarrow \qquad \updownarrow$
 $y = \qquad m \qquad x + b$

65

Ecuación de Clausius-Clapeyron

$$\ln P = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{RT} + C$$

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = -\frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

T_2 mayor $T_1 \longrightarrow P_2$ mayor P_1

$$\Delta H_{\text{vap}} = -\text{pendiente} \times R$$

Relaciona la presión de vapor con la temperatura.

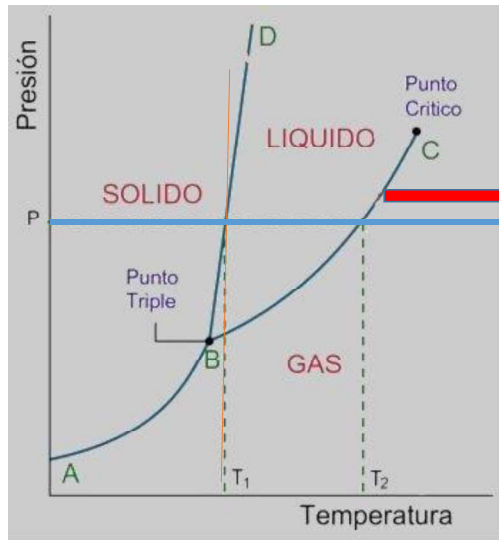
En otras palabras, indica la influencia de la presión externa sobre el punto de ebullición

66

Diagramas de Fases

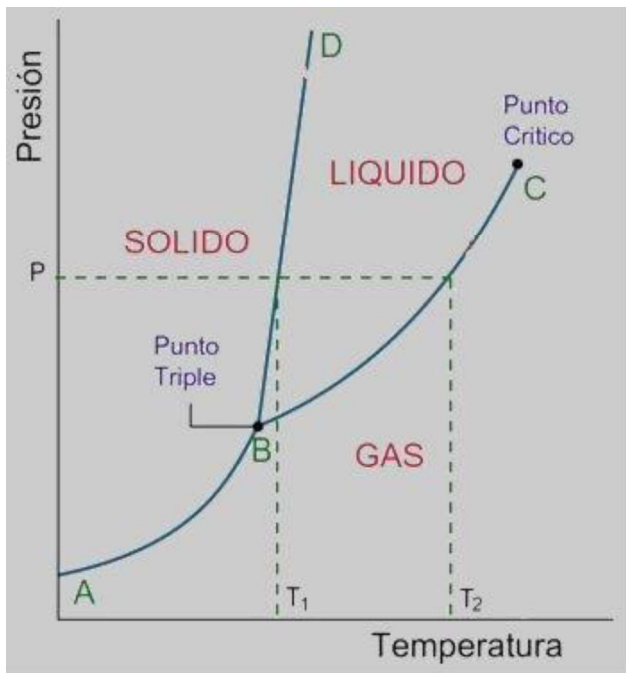
Es un diagrama presión-temperatura, en el cual se pueden describir todas las fases de un sistema.

En estos diagramas, el cruce de una curva entre dos fases, se denomina **transición de fase**.



Transición de fase
líquido-gas

67



B: punto triple.

Punto en el cual las tres fases están en equilibrio (P y T fijos)

C: punto crítico.

Final de la curva de presión de vapor.

En este punto se encuentra

T_c temperatura Crítica, y

P_c presión Crítica,

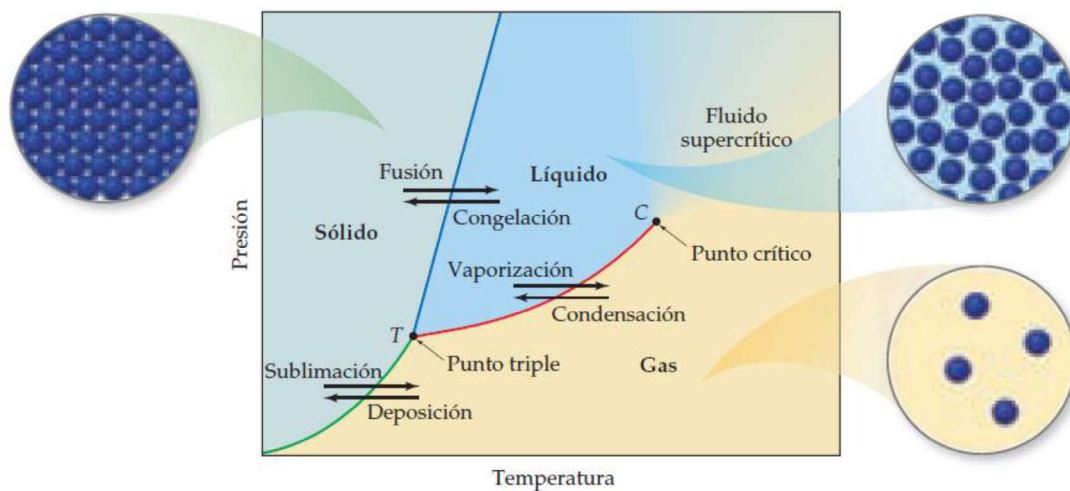
A temperaturas mayores que T_c , es imposible licuar un gas, independientemente de la presión que se aplique

A-B: cambio estado sólido-gas (equilibrio)

B-C: cambio estado líquido-gas

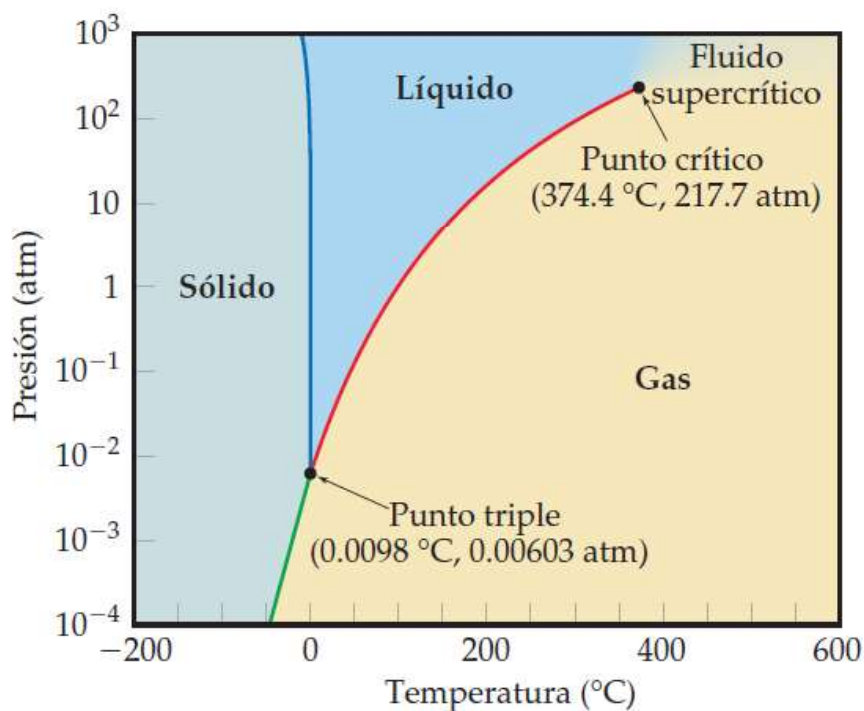
B-D: cambio estado sólido-líquido

68



69

Diagrama de fases del agua pura

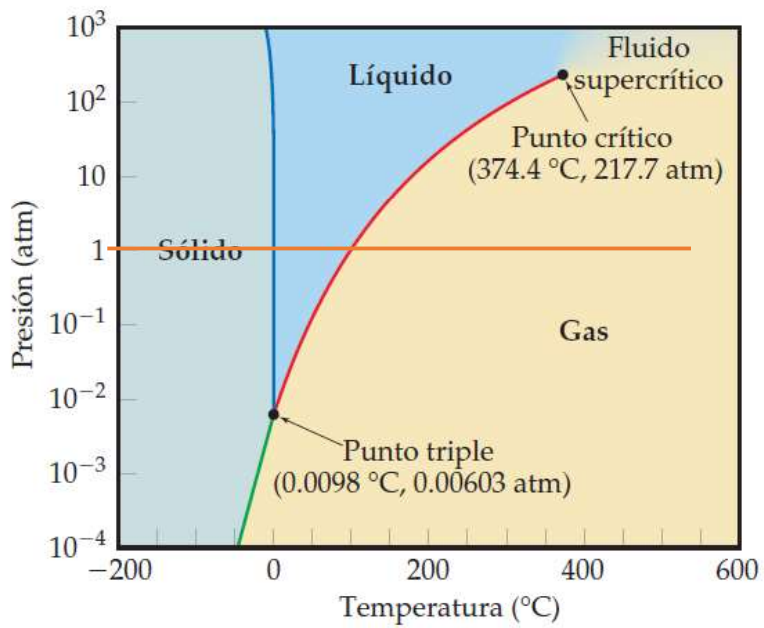


La curva de fusión (línea azul) del H_2O es atípica, ya que se inclina hacia la izquierda cuando la presión aumenta (pendiente negativa). Esto indica que, el punto de fusión disminuye cuando aumenta la presión.

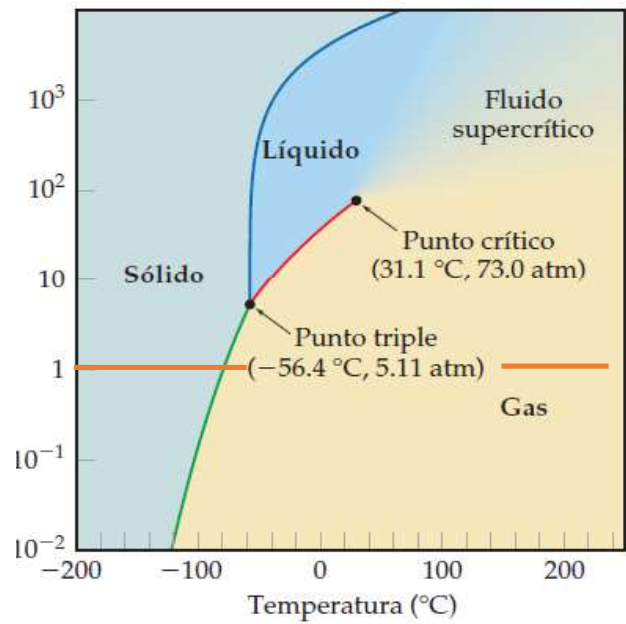
El agua líquida es más compacta que el agua sólida

70

agua pura



CO_2



71

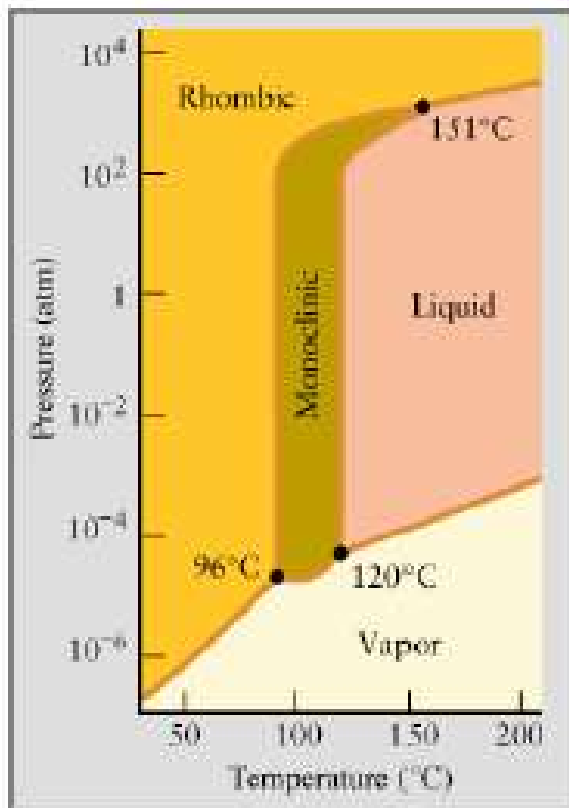
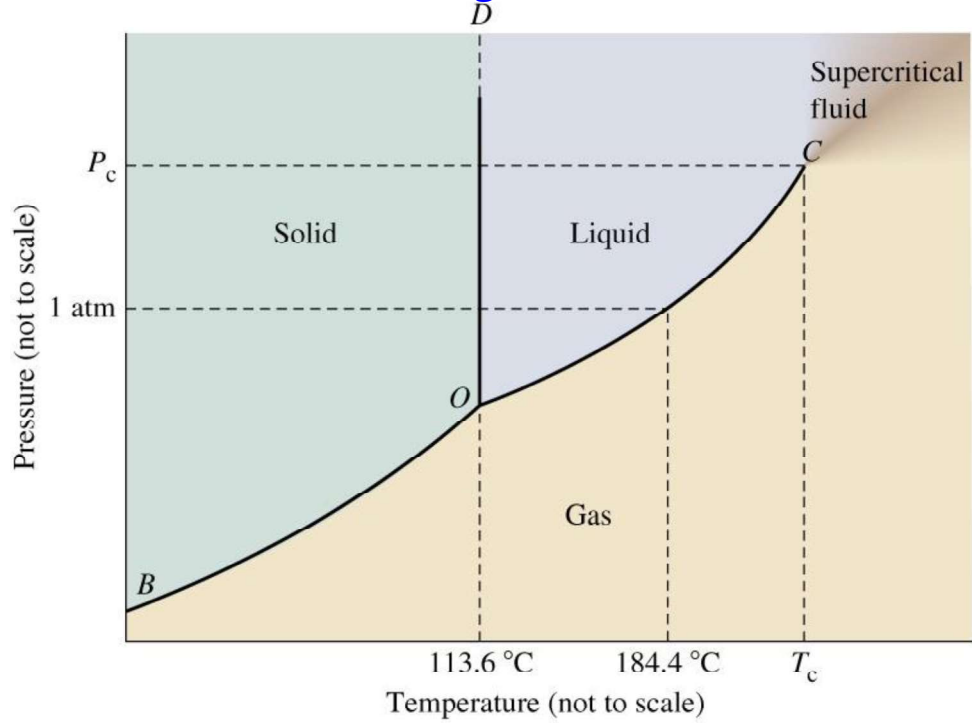


Diagrama de fases del azufre

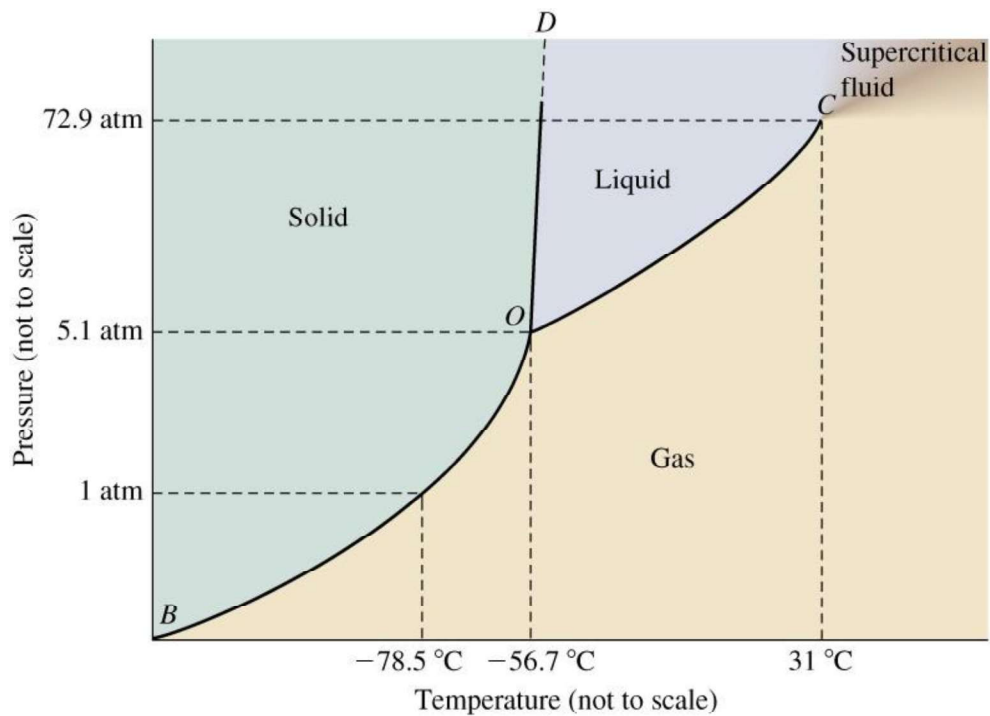
72

Diagrama de fases del yodo



73

Diagrama de fases del dióxido de carbono



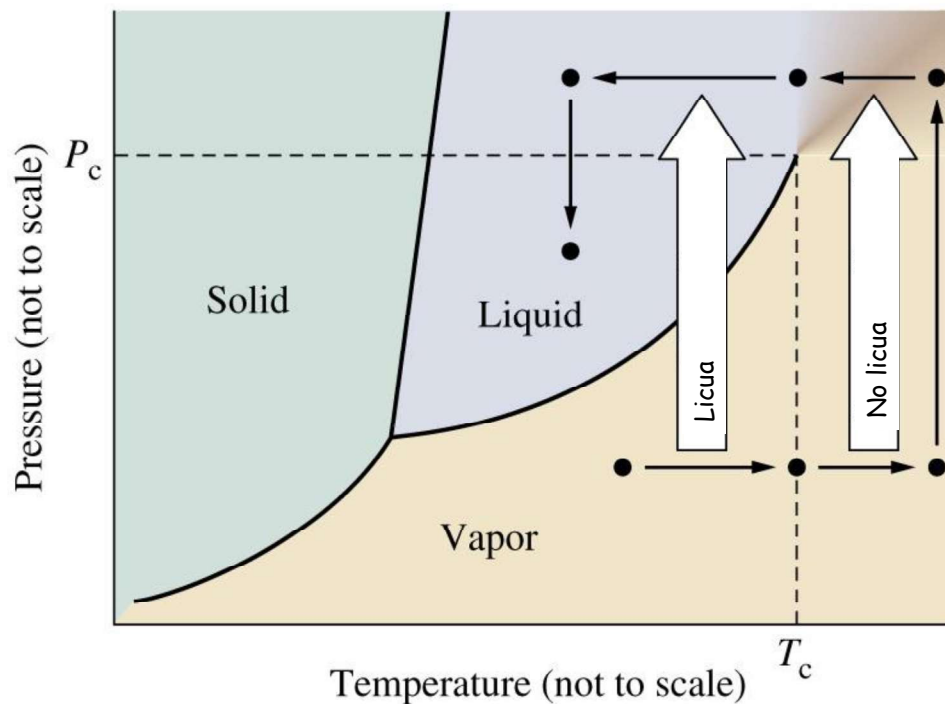
74

Algunas temperaturas y presiones críticas

Substance	T_c , K	P_c , atm
“Permanent” gases^a		
H ₂	33.3	12.8
N ₂	126.2	33.5
O ₂	154.8	50.1
CH ₄	191.1	45.8
“Nonpermanent” gases^b		
CO ₂	304.2	72.9
HCl	324.6	82.1
NH ₃	405.7	112.5
SO ₂	431.0	77.7
H ₂ O	647.3	218.3

75

Flúidos supercríticos



76