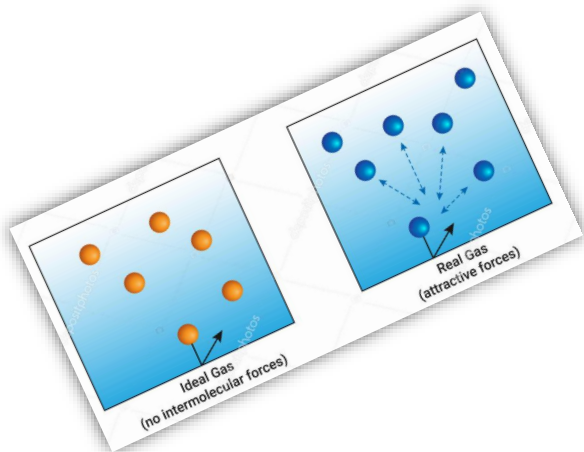




Química General e Inorgánica

Gases reales

Líquidos, Sólidos y cambios de estado

2026

Dra. Florencia Mangiameli

Bioquímica y Farmacia
Turno tarde – Comisiones 7, 8 y 9

1

Gases

No tienen volumen propio → su volumen es despreciable

Las colisiones son elásticas → no afectan la molécula al producirse

No tienen interacciones entre sí



Gases Ideales

No es siempre así...

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

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

¿Por qué?



Gases Reales

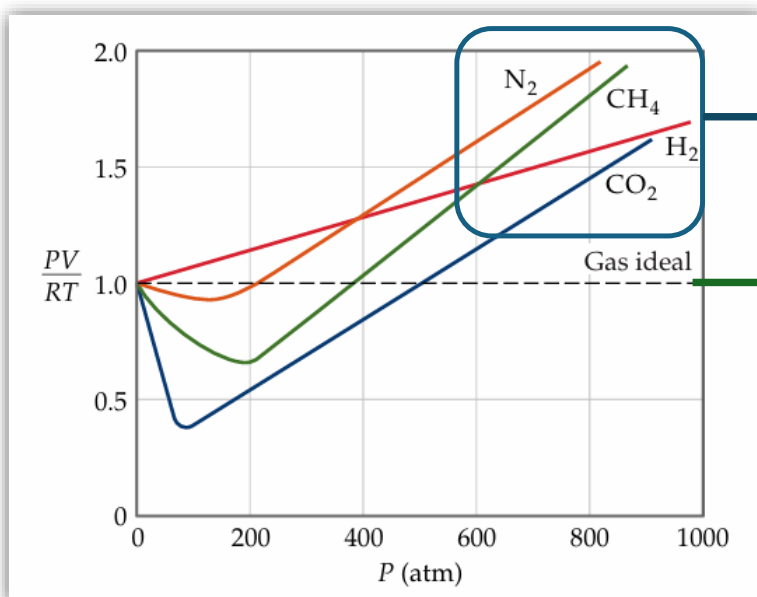
1- Existen fuerzas de atracción.

2 -Las moléculas no son puntos, poseen volumen.

3

Para gases ideales el factor de compresibilidad vale 1

$$\frac{P V}{n R T} = \frac{1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm L / K mol} \times 273 \text{ K}} = 1$$



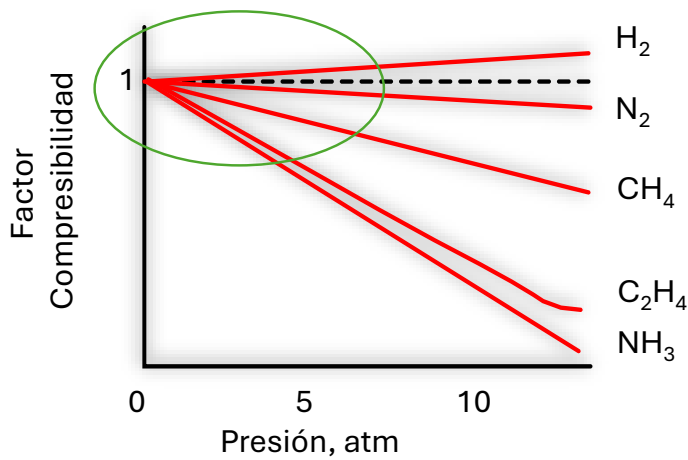
Gas real:
 $PV/nRT \neq 1$

Gas ideal:
 $PV/nRT = 1$

Ninguno de los gases se comporta idealmente

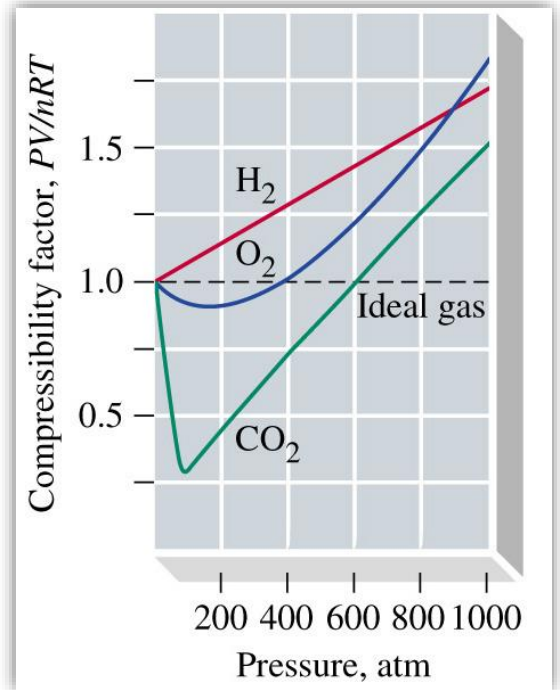
4

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



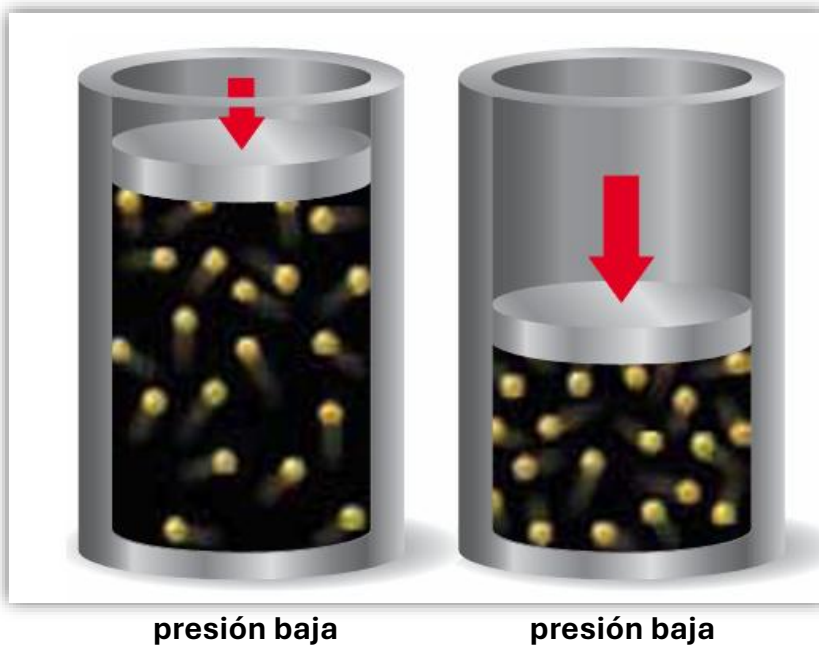
¿Porqué?

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



A mayor presión, se desvian significativamente

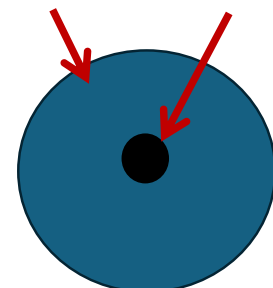
5



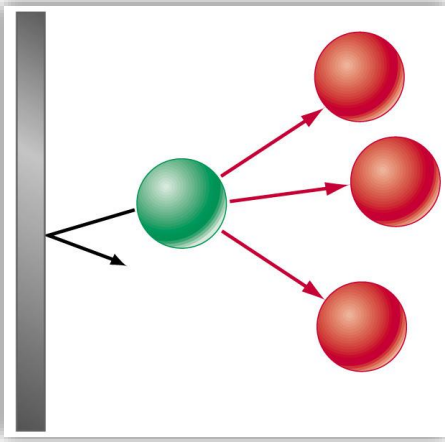
A presión baja el volumen de moléculas es insignificante comparado con el recipiente.

Al aumentar la presión el espacio libre es menor.

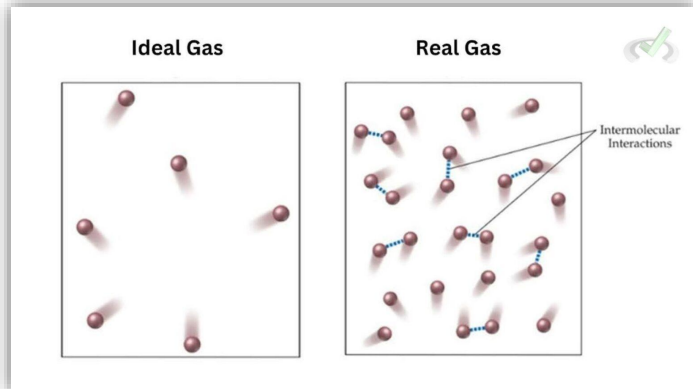
Vol real > Vol ideal



6



- ✓ Consecuencia del menor volumen disponible, disminuye la distancia entre las moléculas.
- ✓ Al disminuir la distancia mayor fuerza de atracción
- ✓ Al aumentar la fuerza de atracción entre moléculas, disminuye la presión sobre las paredes del recipiente



$$P_{\text{real}} < P_{\text{ideal}}$$

¿Cómo se consideran estos parámetros, P y V?



7



Johannes van der Waals
1837-1923

Ecuación de Van der Waals

Premio
Nobel de física
1910



Modificó la ecuación de los gases ideales considerando los efectos de las fuerzas atractivas y el volumen que tienen los gases reales

$$PV = nRT$$



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

8

Corrección por las
atracciones intermoleculares



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

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



Corrección por el volumen de las
moléculas

9

$$(P_{real} + \frac{n^2a}{V^2})(V_{real} - nb) = nRT$$

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

Corrección por fuerzas atractivas entre las moléculas

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

Constantes de Van der Waals

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

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

11

Ejercicio: Calcular los valores de presión real y presión ideal para 8 moles de Cl₂ gaseoso a una temperatura de 27 °C, contenidos en un volumen de 4 L. Discutir la diferencia entre ambos valores.

$$P V = n R T$$

$$P_{ideal} = \frac{n R T}{V} = \frac{8 \text{ moles} \times (0,082 \text{ L atm} / \text{K mol}) \times 300 \text{ K}}{4 \text{ L}} = \mathbf{49,2 \text{ atm}}$$

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

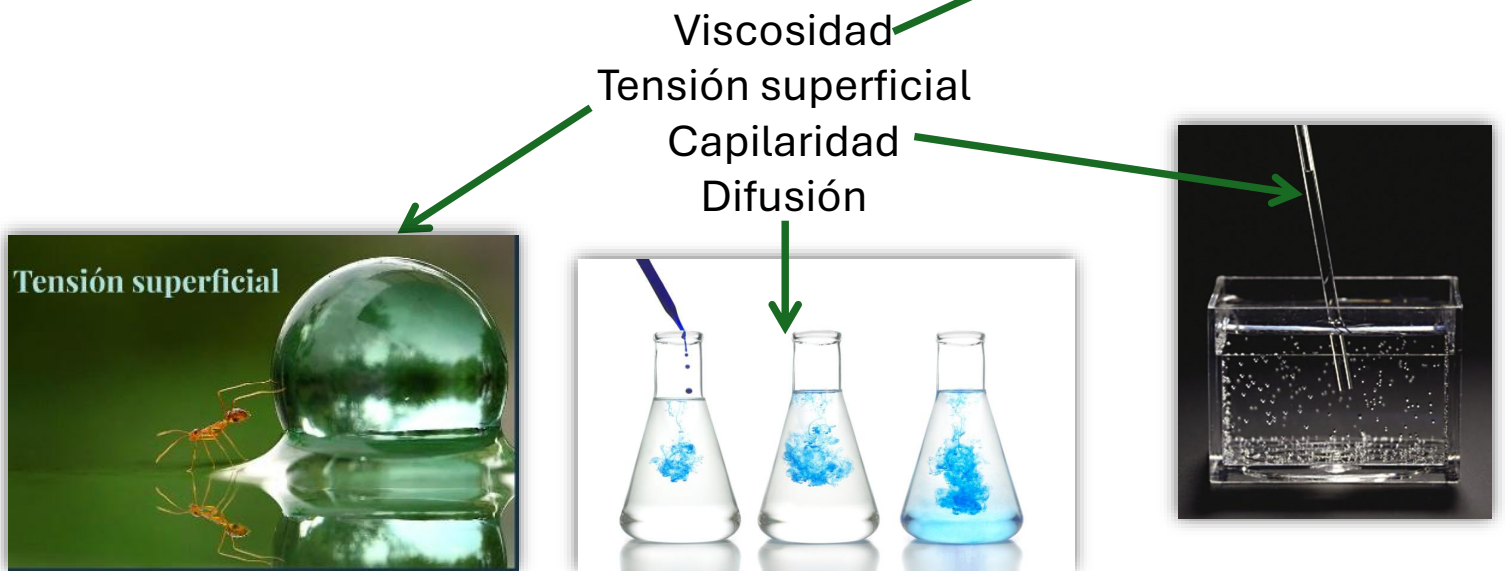
$$P_{real} = \frac{8 \text{ moles} \times (0,082 \text{ L atm} / \text{K mol}) \times 300 \text{ K}}{4 \text{ L} - 8 \text{ moles} \times 0,0566 \text{ L} / \text{mol}} - \frac{(6,492 \text{ L}^2 \text{ atm} / \text{mol}^2) (8 \text{ moles})^2}{(4 \text{ L})^2}$$

$$P_{real} = \mathbf{29,5 \text{ atm}}$$

12

Líquidos

Algunas propiedades de los líquidos:



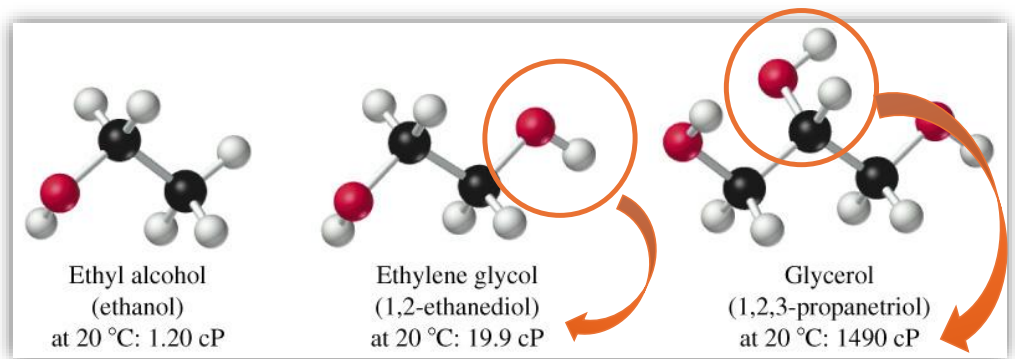
13

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

Unidad cP: centipoise

miel – aceite – chocolate
son líquidos viscosos

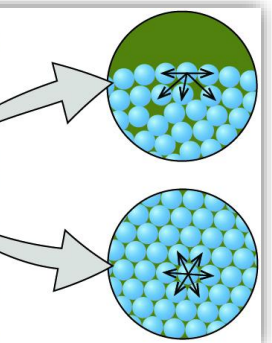
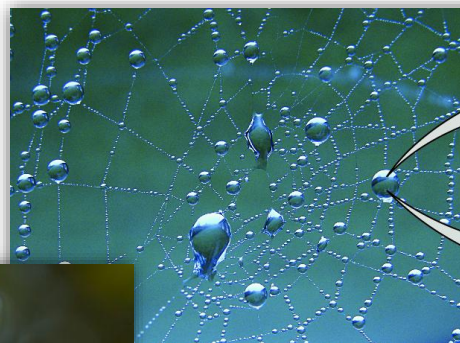
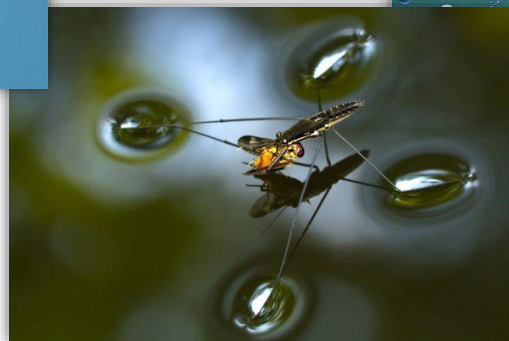
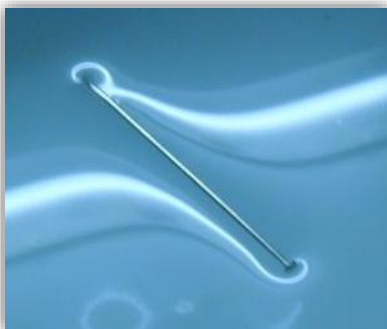


Aceites de motor: la viscosidad viene dada por números, por ejemplo: 10, 20, 30, 40 o 15W-30, 15W-50, 10W-50, 5W-40, 20W-40, 20W-50, entre otros. A menor número, menor es la viscosidad.



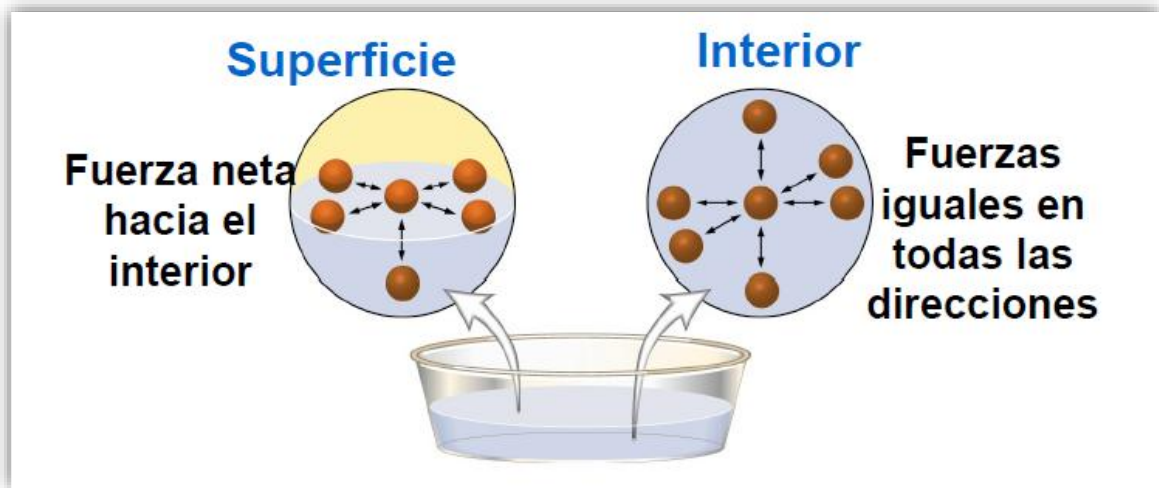
15

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



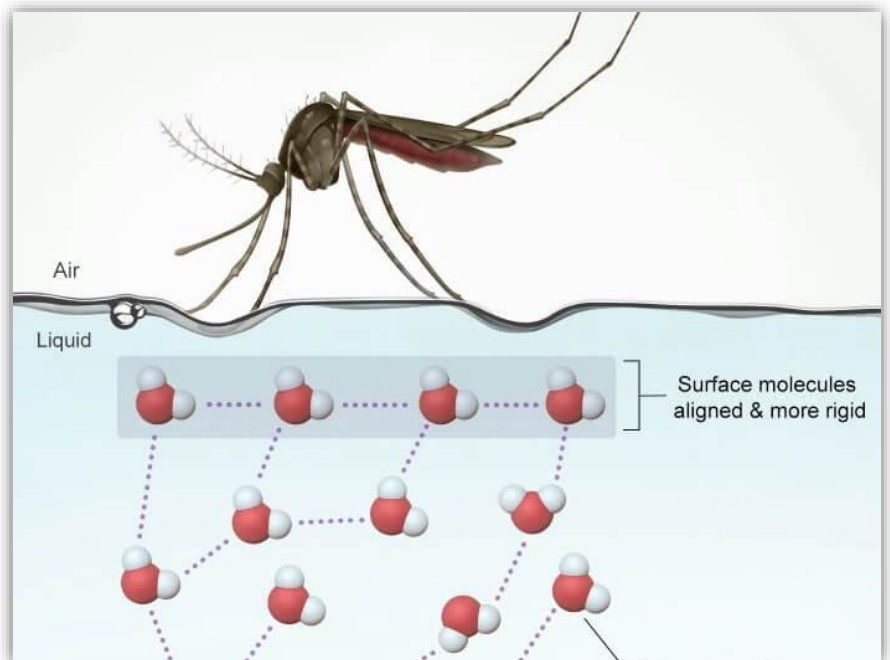
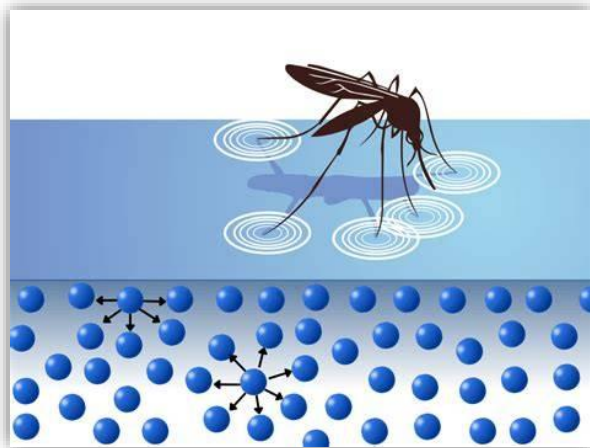
16

Fuerzas interparticulares en la superficie y el interior de los líquidos



- ✓ Las moléculas en el seno del líquido están atraídas con la misma intensidad por las moléculas vecinas.
- ✓ Las moléculas de la superficie solo interactúan con las moléculas del interior del líquido.

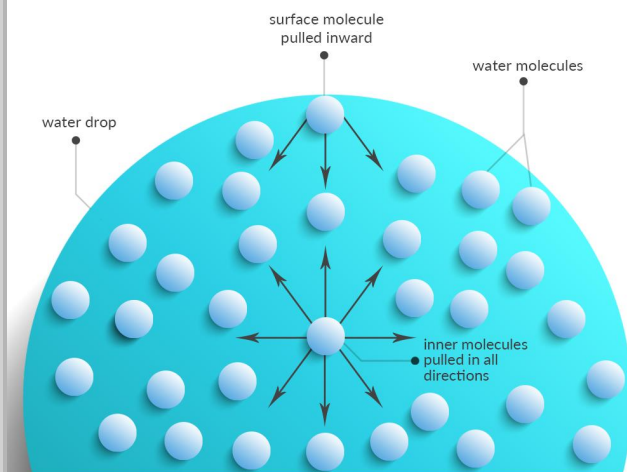
17



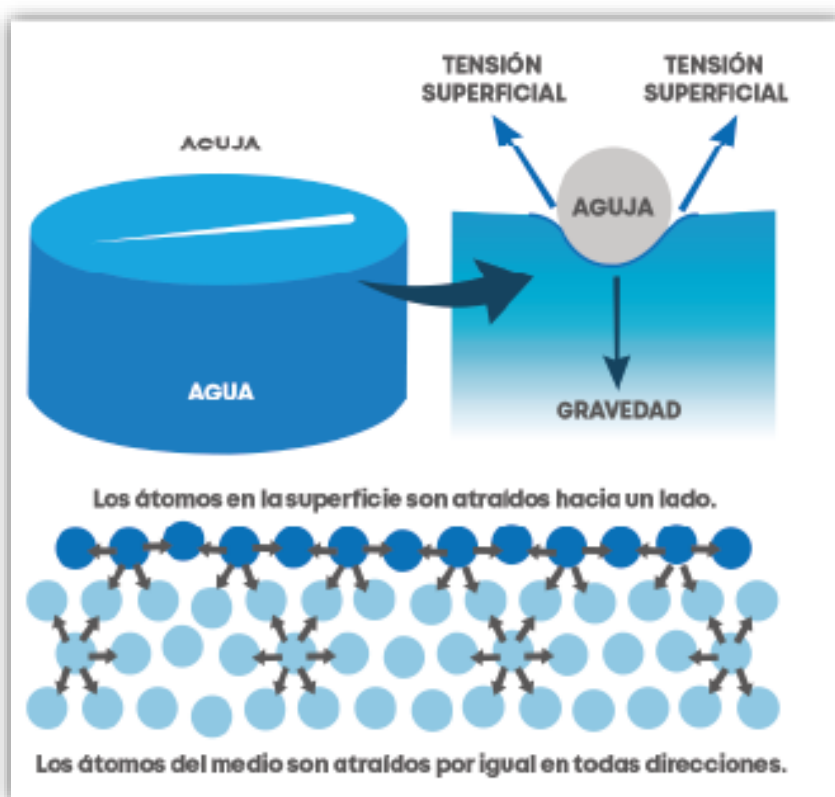
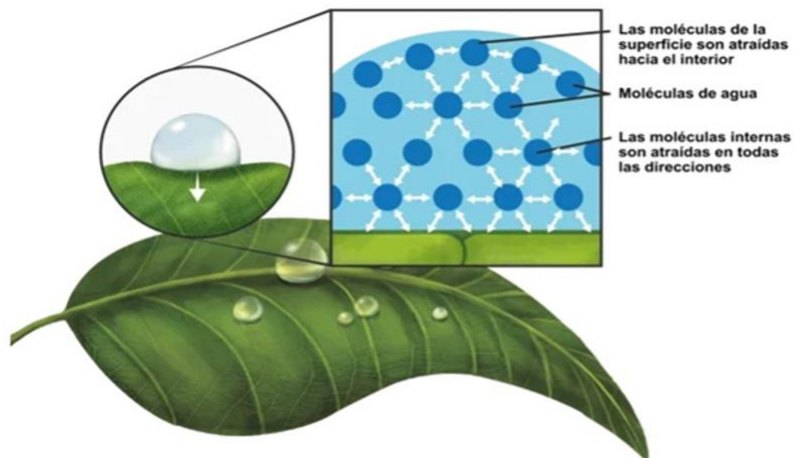
Distribución de fuerzas
en la superficie y el
seno de un líquido

18

SURFACE TENSION IN A WATER DROPLET



Tensión superficial



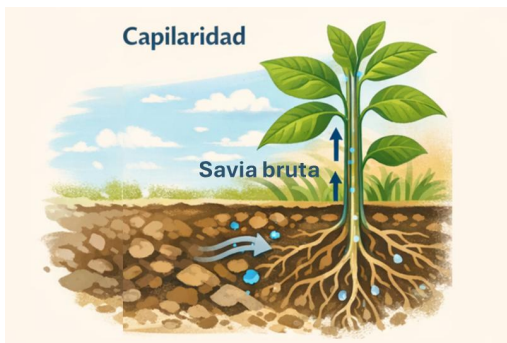
Acción capilar o capilaridad: Es la competencia entre las fuerzas de cohesión y de adhesión hasta que se equilibren con la fuerza de gravedad.

Fuerzas de cohesión:

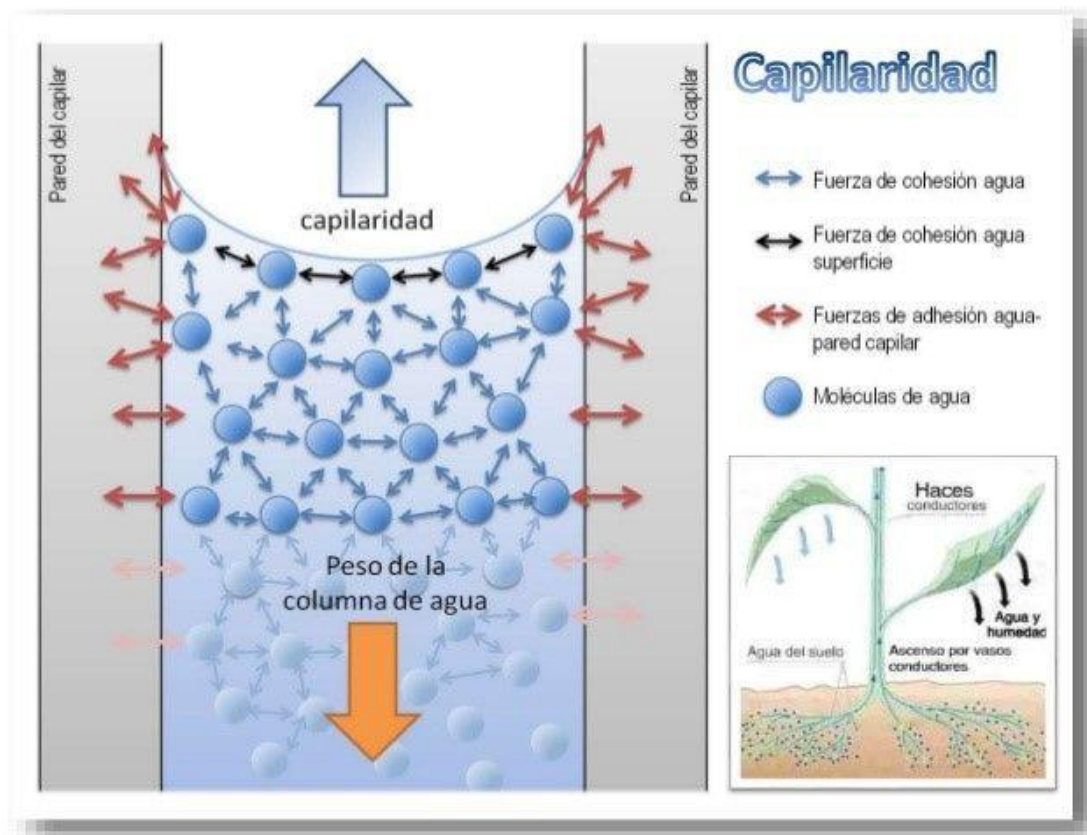
La atracción entre moléculas de una sustancia

Fuerzas adhesivas:

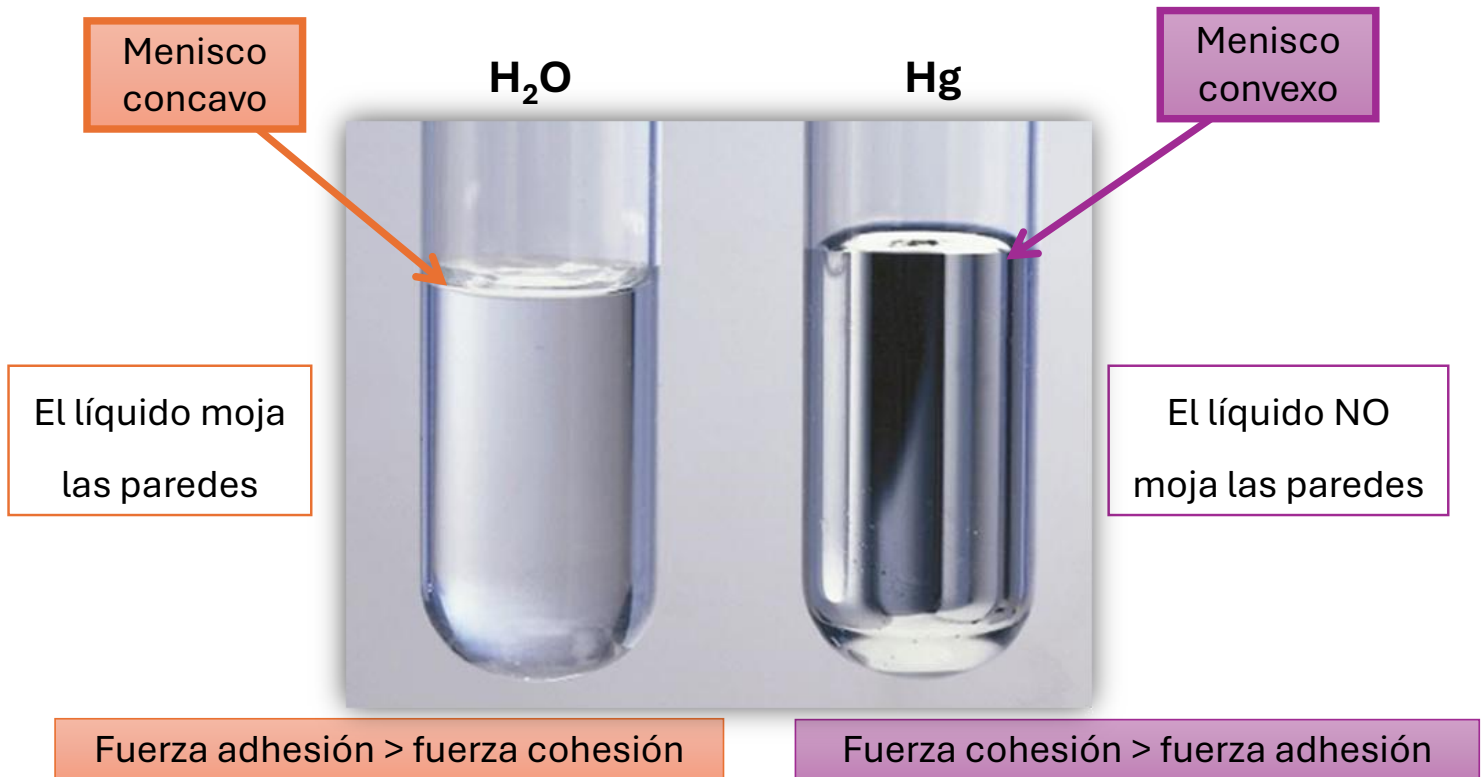
La atracción entre moléculas de diferentes sustancias



21



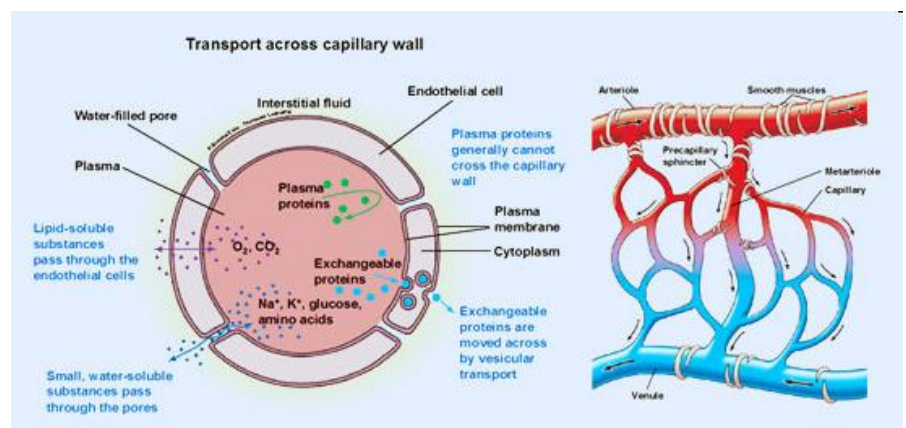
22



23

Difusión: Es la mezcla espontánea de dos componentes como resultado del movimiento aleatorio de las moléculas y se da en líquidos y gases.

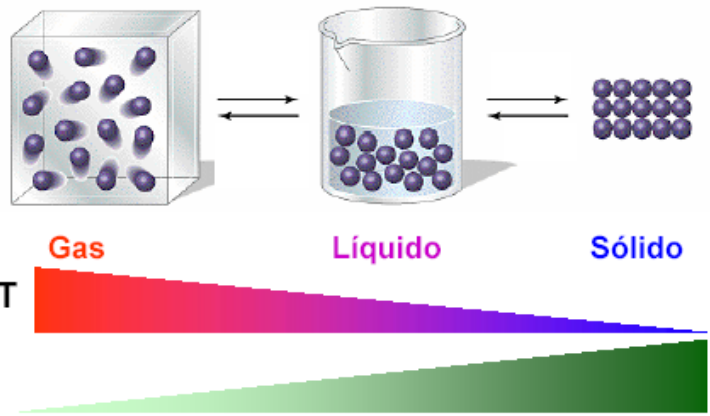
antibiograma



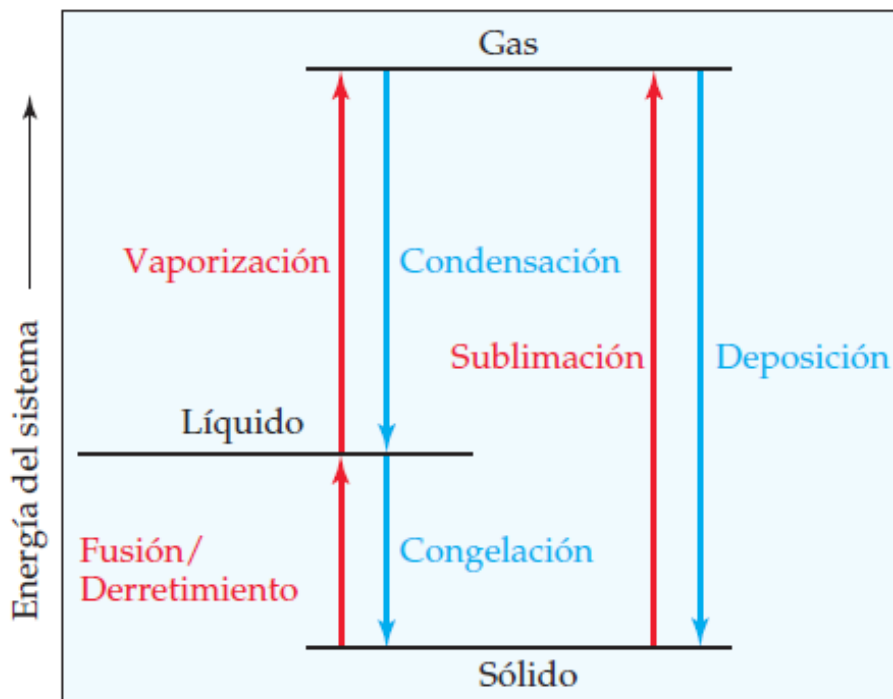
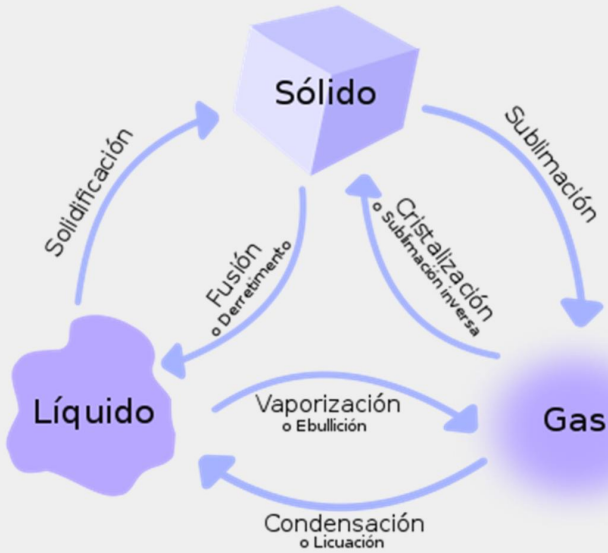
Intercambio entre sangre y células

24

Cambios de Estado



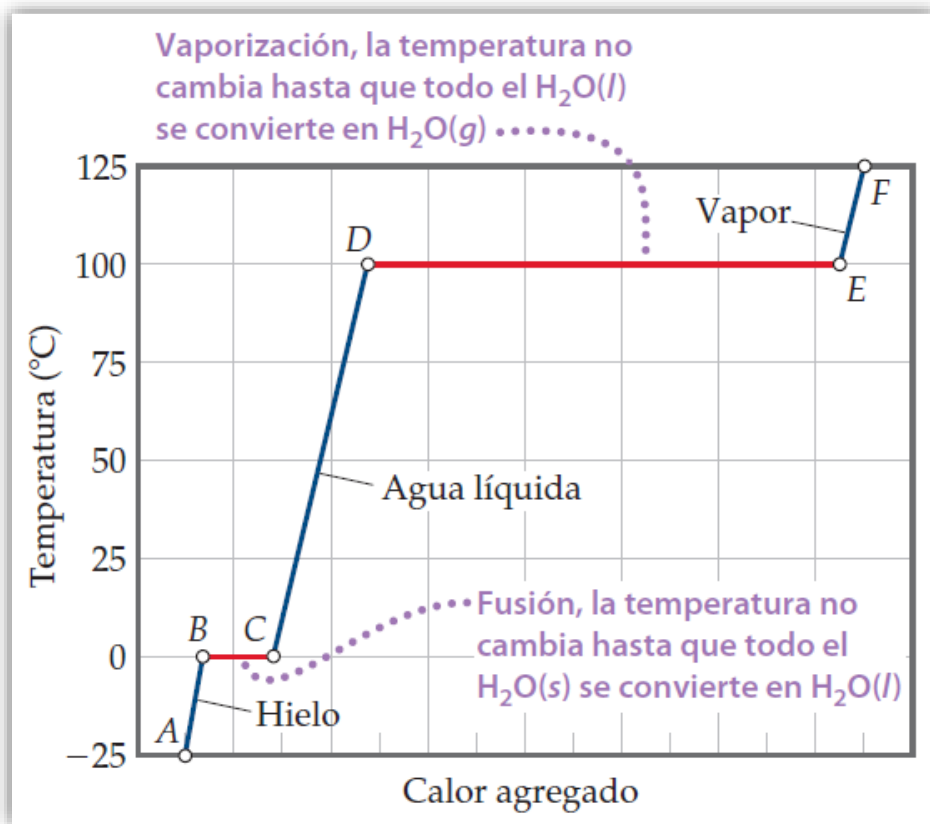
25



- Proceso endotérmico (energía agregada a la sustancia)
- Proceso exotérmico (energía liberada por la sustancia)

Energía y
cambios de
estado o de
fase

26

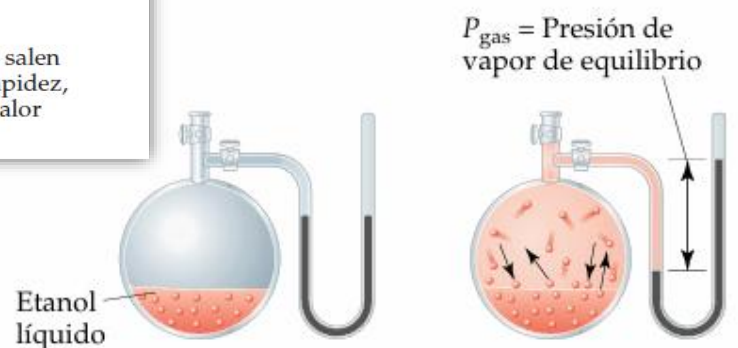
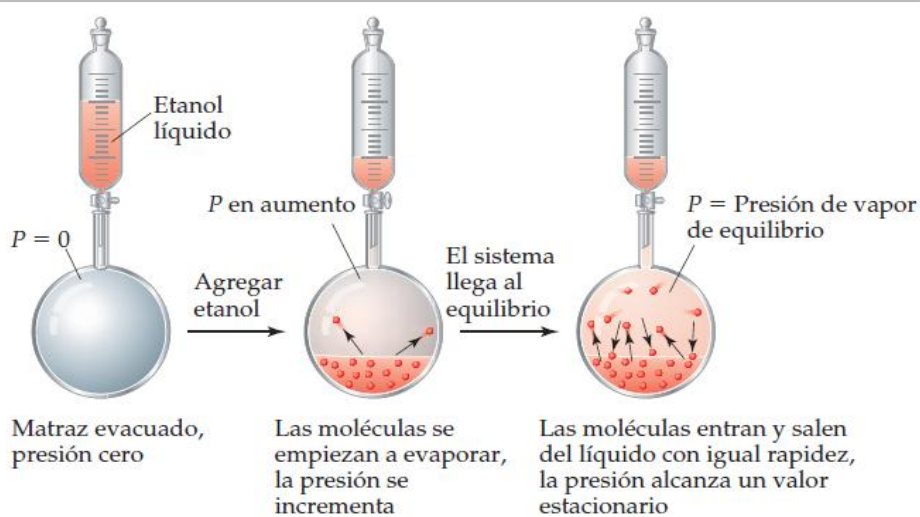


Curva de calentamiento del agua

27

Presión de vapor de un líquido

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

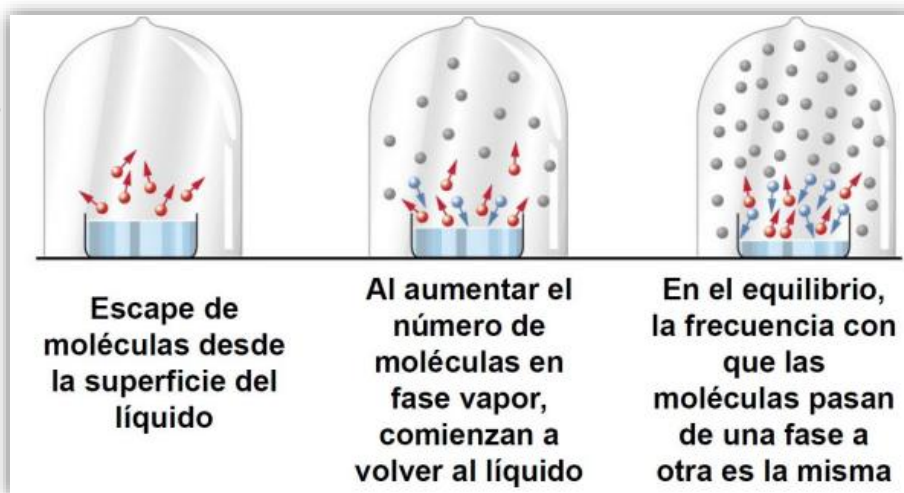


La presión de un vapor en equilibrio con un líquido depende de :

- ✓ **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:

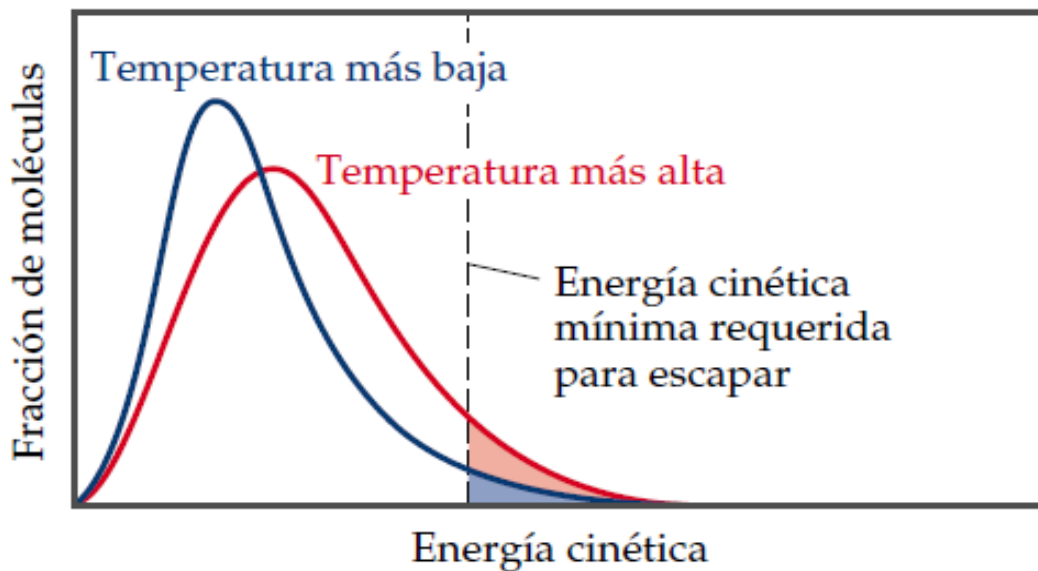
- ✓ El volumen del líquido o del vapor
- ✓ El área superficial del líquido.



Cambios de estado y fuerzas interparticulares

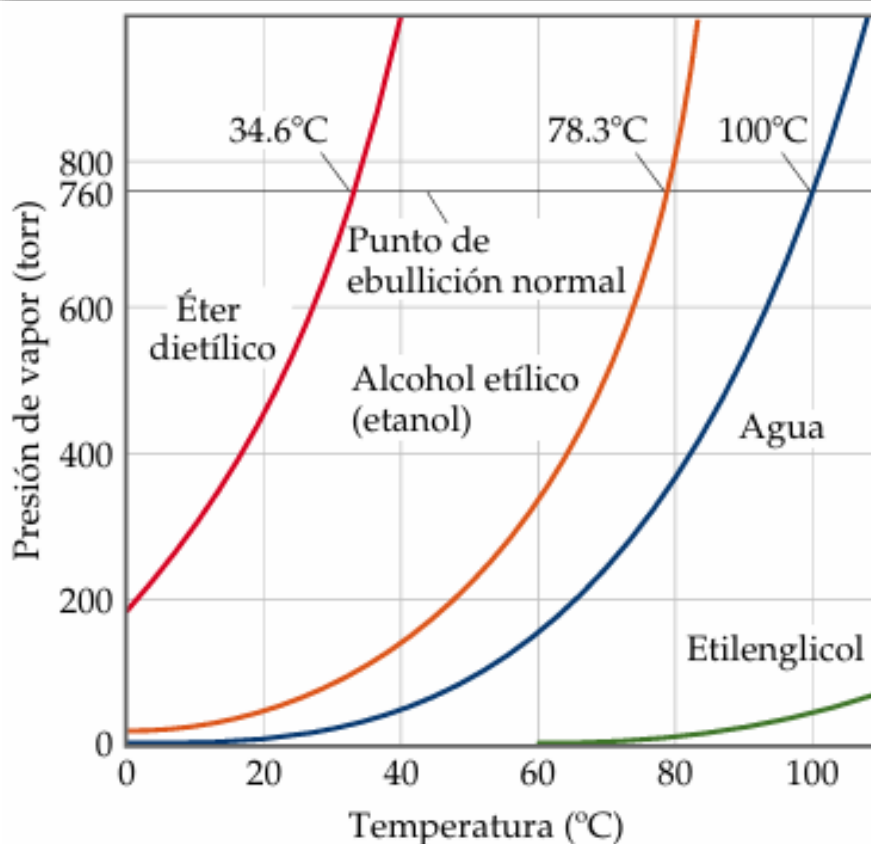
Sustancia	Tipo de enlace	Fuerza intermolecular	P. eb. (°C)	P. fus. (°C)
NaCl	Iónico	Ion-ion	1465	801
H ₂ S	Covalente Polar	Dipolo-dipolo	-62	-83
H ₂ O	Covalente Polar	Dipolo-dipolo, Puente de hidrógeno	100	0
CH ₄	Covalente No Polar	London	-161.6	-182.5
CCl ₄	Covalente No Polar	London	77	-23
Ne	Covalente No Polar	London	-246	-249

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

31



La P_v aumenta con la Temperatura

32

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 $\rightarrow$ baja P_v . Necesito mucha T para que la P_v iguale a la P_{ext} $\rightarrow P_{\text{eb}}$ alto

33

Variación del punto de ebullición con la P externa

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

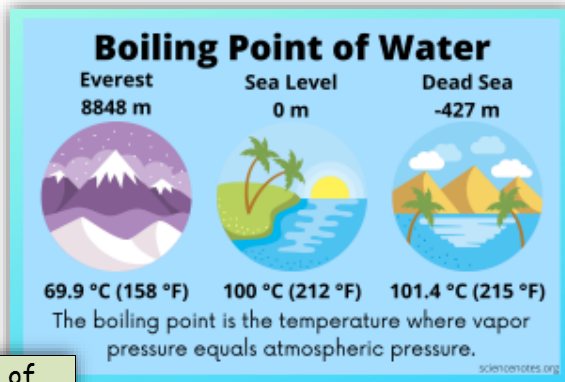
En la cima del Everest el agua hierve a 76°C



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

34

Dependencia del punto de ebullición del agua con la P_{ext}



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

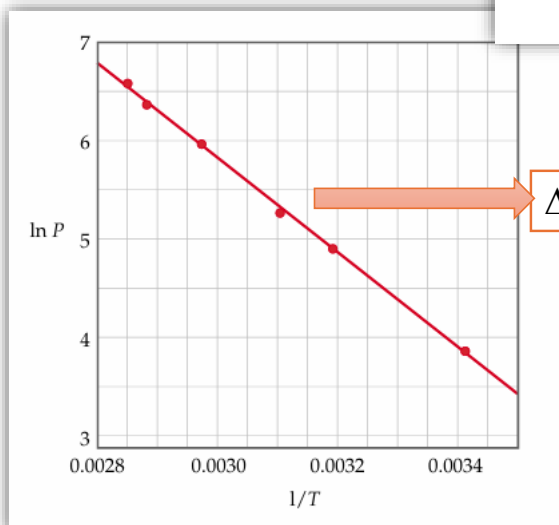
Altitude, ft	Boiling point of water, °C
0' (0m)	100°C
500' (152.4m)	99.5°C
1,000' (304.8m)	99°C
2,000' (609.6m)	98°C
5,000' (1524m)	95°C
6,000' (1828.8m)	94°C
8,000' (2438.4m)	91.9°C
10,000' (3048m)	89.8°C
12,000' (3657.6m)	87.6°C
14,000' (4267.2m)	85.5°C



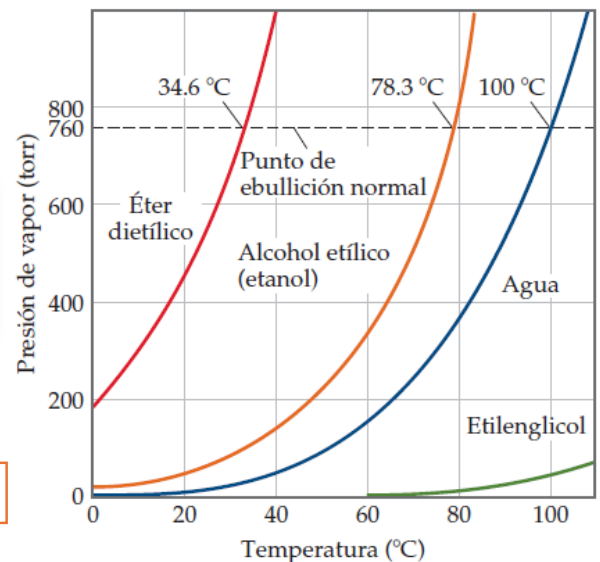
35

Presión de vapor y temperatura de ebullición

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



$$\Delta H = -RT \times \text{pendiente}$$



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

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

Ecuación de Clausius - Clapeyron

Describe la relación entre la P_v y la T durante un cambio de fase, y permite predecir la presión de saturación de una sustancia a distintas temperaturas. Indica la influencia de la presión externa sobre el punto de ebullición

El P_e de un líquido es la T a la que su P_v es igual a la P_{atm} circundante. Sin embargo, este valor no es constante, ya que depende de factores externos como la altitud. La ecuación de Clausius-Clapeyron proporciona un modelo matemático que permite cuantificar este efecto.

37

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

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

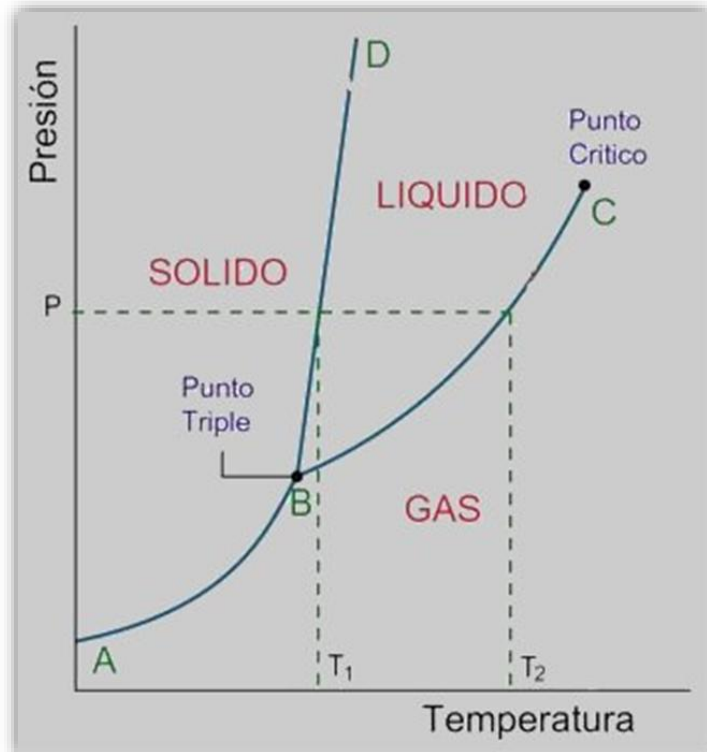
T_2 mayor $T_1 \rightarrow P_2$ mayor P_1

Permite predecir cómo cambiará el punto de ebullición de un líquido en función de la presión externa.

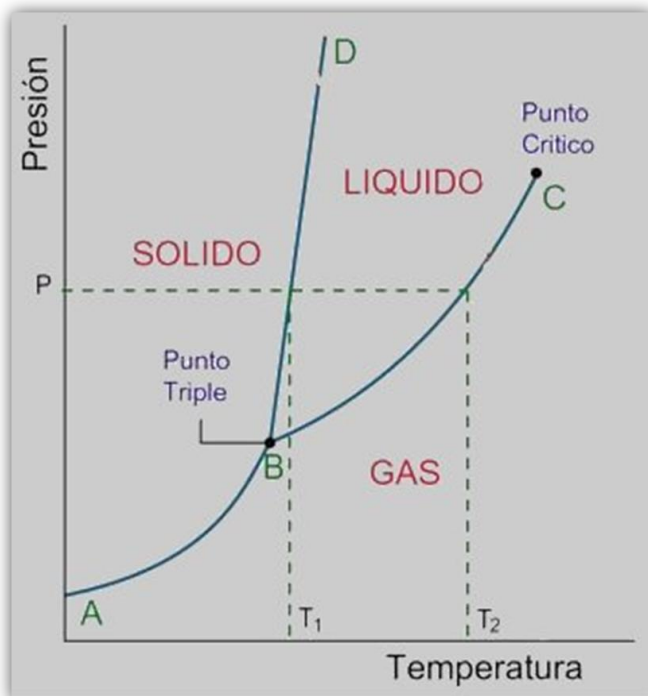
Diagramas de Fases

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*.



39



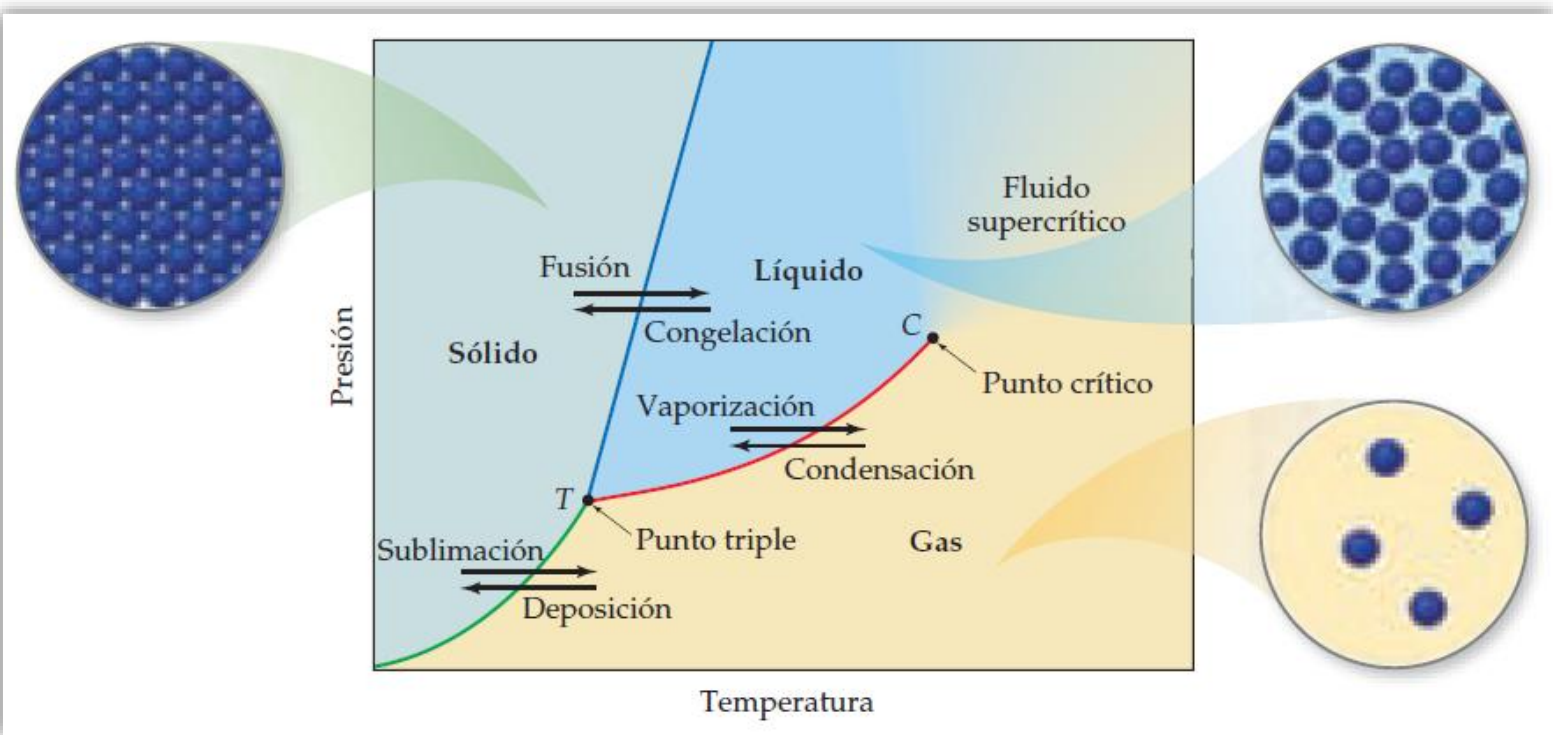
A-B: cambio estado sólido-gas (equilibrio)
B-C: cambio estado líquido-gas
B-D: cambio estado sólido-líquido

- ✓ B es el punto triple: Punto en el cual las tres fases están en equilibrio (P y T fijos).
- ✓ C es el 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

40



41

Diagrama de fases del agua pura

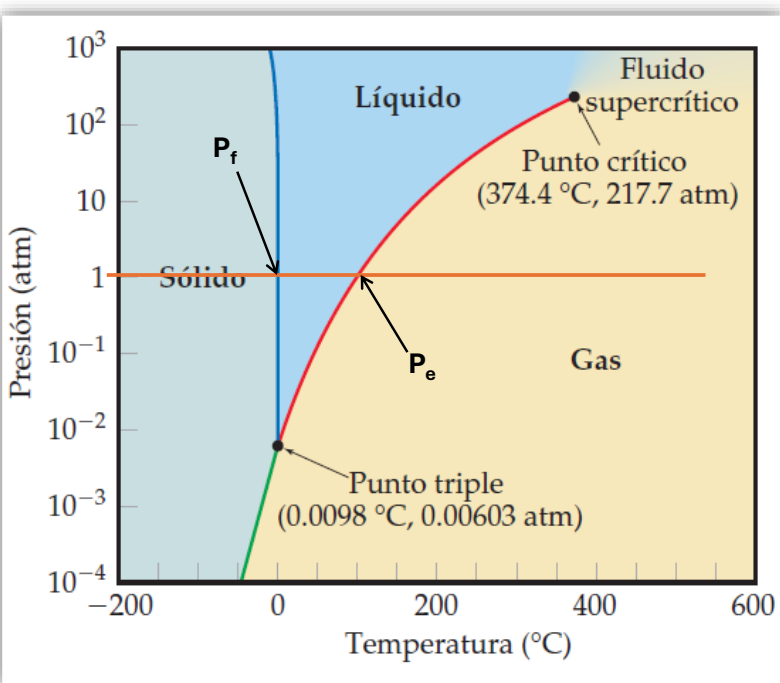
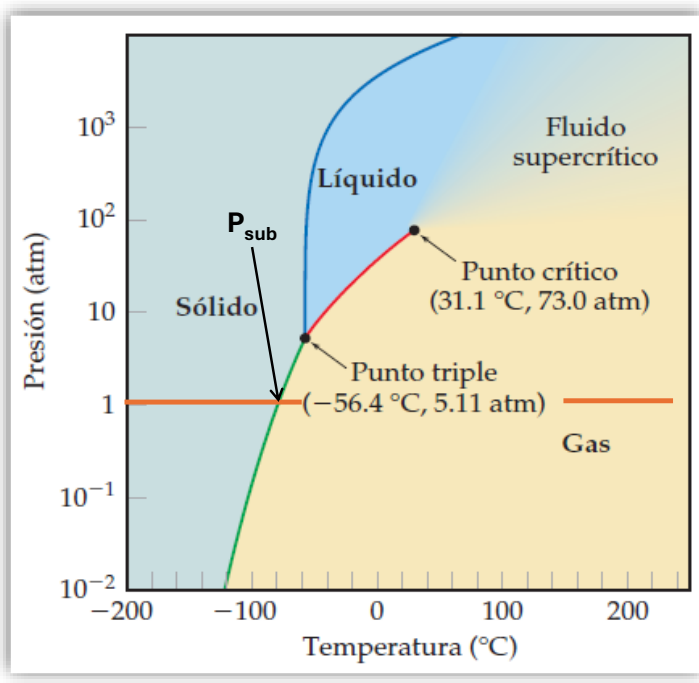
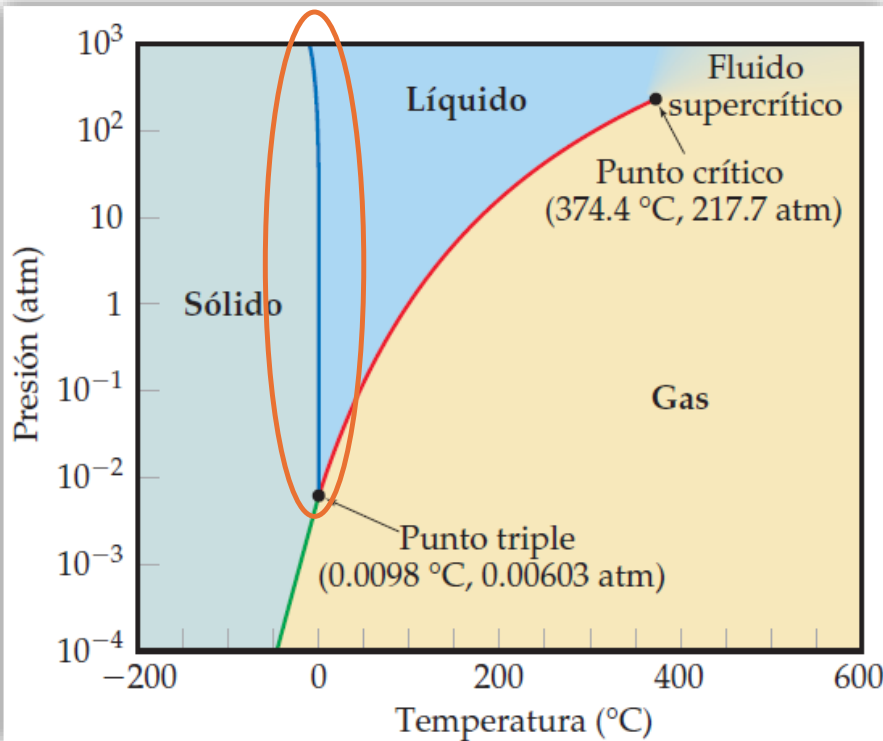


Diagrama de fases del dióxido de carbono



42

Diagrama de fases del agua pura



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

El agua líquida es más compacta que el agua sólida

43

Diagrama de fases del iodo

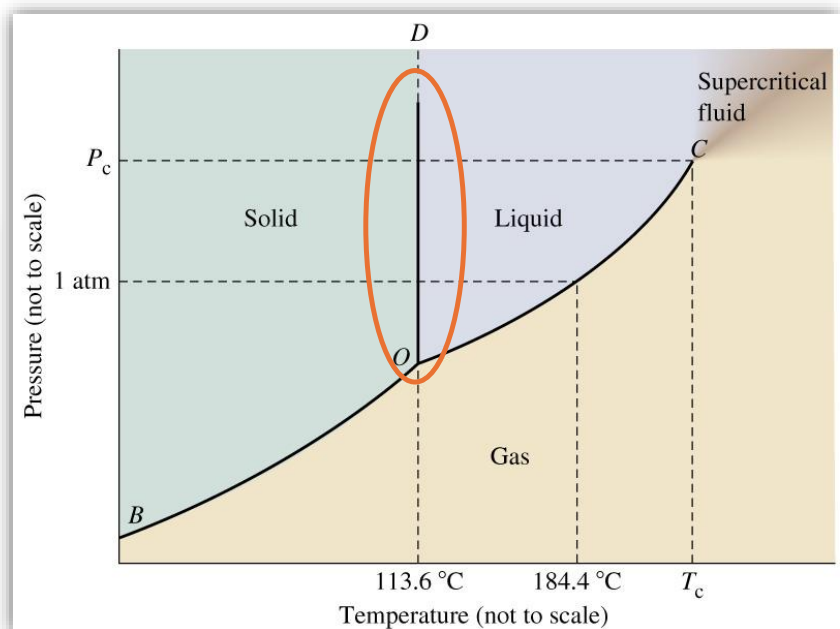
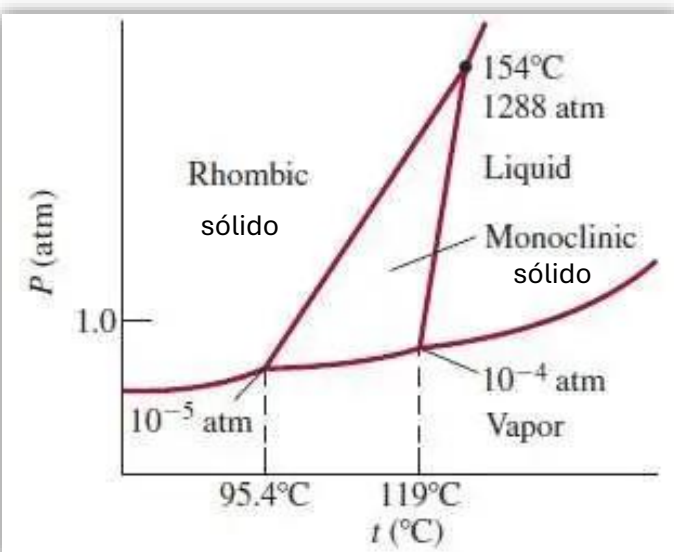


Diagrama de fases del azufre



44

TABLA 11.5 Temperaturas y presiones críticas de algunas sustancias seleccionadas

Sustancia	Temperatura crítica (K)	Presión crítica (atm)
Amoníaco, NH_3	405.6	111.5
Fosfina, PH_3	324.4	64.5
Argón, Ar	150.9	48
Dióxido de carbono, CO_2	304.3	73.0
Nitrógeno, N_2	126.1	33.5
Oxígeno, O_2	154.4	49.7
Propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	370.0	42.0
Agua, H_2O	647.6	217.7
Sulfuro de hidrógeno, H_2S	373.5	88.9

45

Fluídos supercríticos

Cualquier sustancia que se encuentre en condiciones de P y T superiores a su punto crítico, se comporta como un híbrido entre un líquido y un gas, es decir, puede difundir como un gas (efusión) y disolver sustancias como un líquido (disolvente). Ambos estados se vuelven indistinguibles.

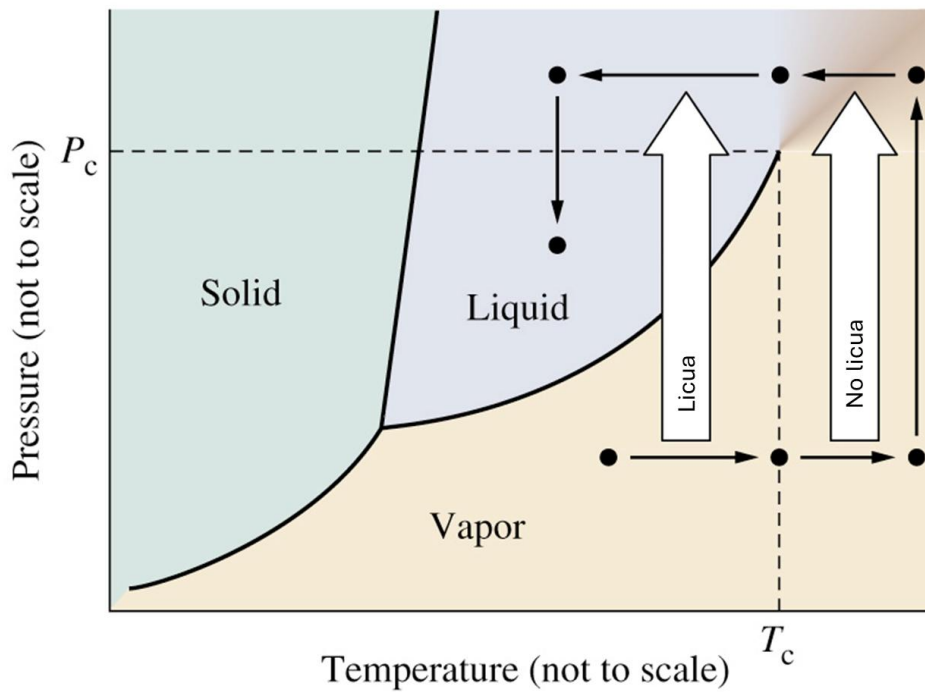
Este estado tiene la alta densidad de un líquido, pero la baja viscosidad de un gas.

Los FSC se caracterizan por el amplio rango de densidades que pueden adoptar.

Cerca del punto crítico, pequeños cambios en la presión y la temperatura producen grandes variaciones en la densidad.

Por sobre la T_c , ninguna P puede condensar un FSC.

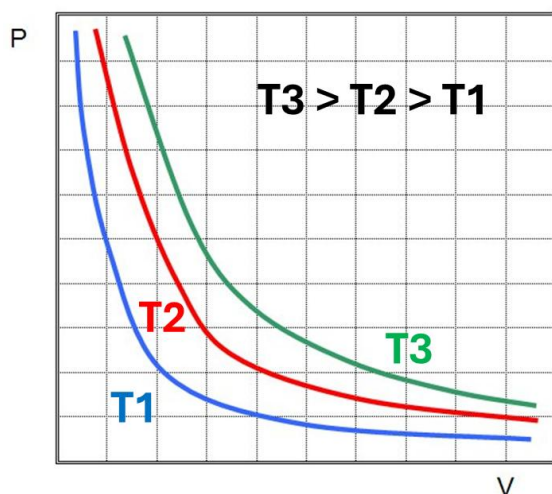
46



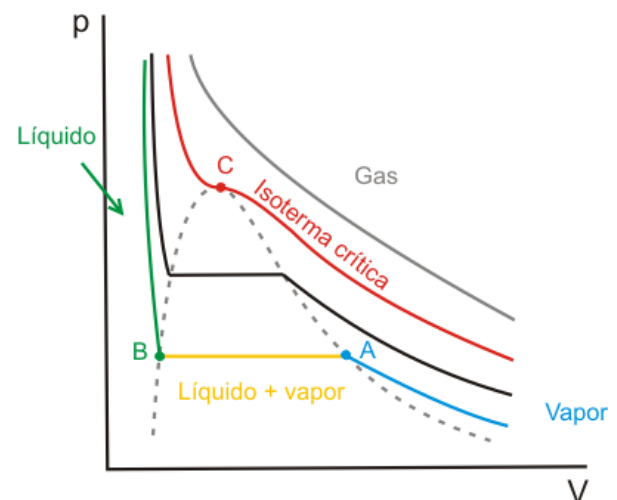
47

Las **isotermas de un gas real** tienen una forma más compleja que las de un gas ideal (hipérbolas), ya que deben dar cuenta de los cambios de fase que este puede experimentar.

$$P \times V = cte \quad P = cte/V$$



Gas ideal



Gas real

48