



Universidad
Politécnica
de Cartagena

QUÍMICA



TEMA 4. ESTADOS DE LA MATERIA. DISOLUCIONES



Índice

- 1. Estados de agregación de la materia:
Sólidos, Líquidos y Gases**
- 2. Cambios de estado. Transformaciones de fase**
- 3. Presión de vapor**
- 4. Diagrama de fases. Regla de las fases**
- 5. Disoluciones**
 - 5.1. Disoluciones líquido-líquido: leyes de Raoult y Dalton**
 - 5.1.1. Diagramas presión-composición
 - 5.1.2. Diagramas temperatura-composición
 - 5.1.3. Disoluciones reales
 - 5.2. Disoluciones de gases en líquidos: ley de Henry**
 - 5.3. Disoluciones de sólidos en líquidos: propiedades coligativas**
 - 5.3.1. Incremento ebulloscópico
 - 5.3.2. Descenso crioscópico
 - 5.3.3. Descenso de la presión de vapor
 - 5.3.4. Presión osmótica
 - 5.3.5. Propiedades coligativas en disoluciones de electrolitos



A la materia la podemos encontrar comúnmente en tres estados de agregación: sólido, líquido y gas.

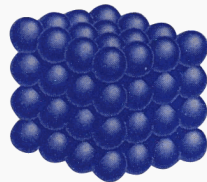


El estado “plasma” también es posible, aunque en la Tierra es muy minoritario, no así en el resto del Universo.

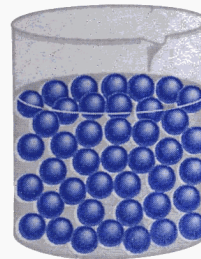


MATERIA: integrada por un conjunto de partículas (átomos, moléculas, iones) dispuestas de forma diversa, según la P y T a que se sometan.

ESTADOS CONDENSADOS



Sólido



Líquido



Gaseoso

FLUIDOS



ESTADO SÓLIDO

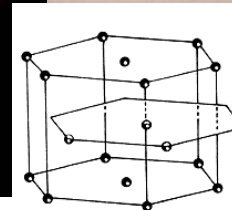
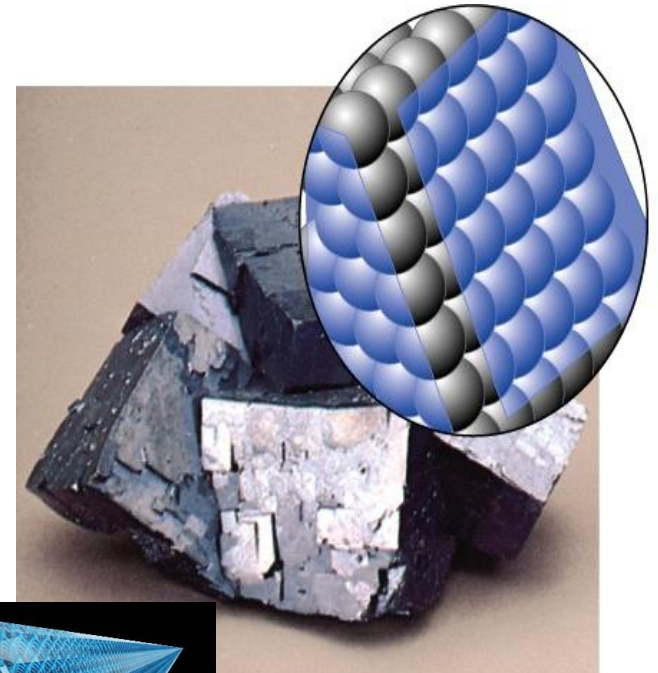
- ⇒ Presentan forma definida.
- ⇒ Son incompresibles, no cambian su volumen al aplicar presión.
- ⇒ Aumentan su volumen con la temperatura.
- ⇒ Rígidos y duros



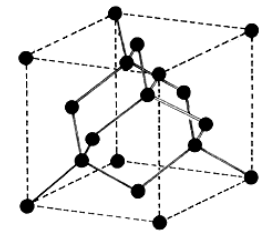


SÓLIDOS Y UNIONES INTERMOLECULARES

1. Los sólidos, cristalinos o amorfos, metales o metaloides, tienen uniones intermoleculares fuertes (100 a 700 kJ/mol).
2. Las uniones muy fuertes definen una disposición fija y ordenada de las moléculas o iones.



(a)



(b)



ESTADO LÍQUIDO

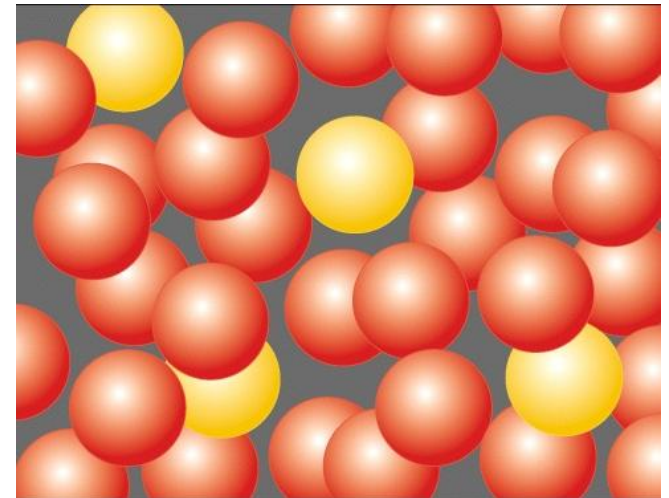
- ⇒ No tienen forma definida, adoptan la del recipiente.
- ⇒ No alteran su volumen al comprimirlos.
- ⇒ Aumentan su volumen con la temperatura.
- ⇒ Pueden fluir.





LÍQUIDOS Y UNIONES INTERMOLECULARES

1. Las uniones intermoleculares en los líquidos son interacciones débiles (15-70 kJ/mol) y hacen que los líquidos tomen la forma de los recipientes y que se puedan: (a) intercalar objetos sólidos (efecto macroscópico) y (b) dispersar otro tipo de moléculas y formar disoluciones (efecto microscópico).
2. En estado líquido, las moléculas son móviles y los espacios intermoleculares son del orden del diámetro molecular.





ESTADO GASEOSO

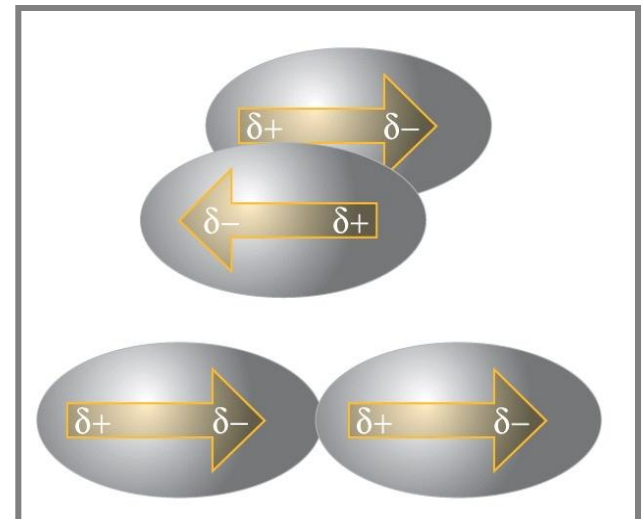
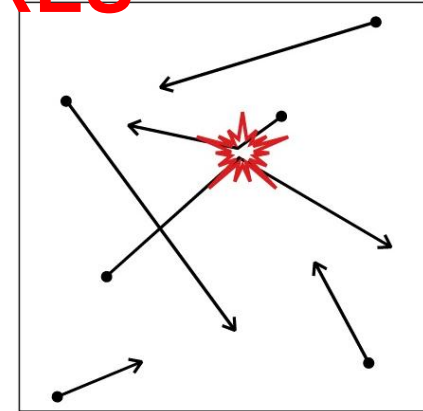
- ⇒ No tienen forma definida, se difunden ocupando todo el espacio disponible.
- ⇒ Se pueden comprimir, cambiando su volumen sin afectar su masa.
- ⇒ Aumentan su volumen con la temperatura.





GASES Y ENERGÍAS INTERMOLECULARES

1. Las moléculas de los gases se mueven continuamente, en forma rectilínea y al azar e interaccionan al chocar.
2. Las moléculas ocupan una fracción muy pequeña del volumen del gas (0.01-0.08 %) con una distancia intermolecular media es de 150-250 veces el diámetro molecular
3. A baja temperatura o a alta presión, los dipolos moleculares llevan a la licuefacción de los gases. La energía cinética de los gases es 2 kJ/mol a 100 K y 7 kJ/mol a 300 K, y la energía de la unión intermolecular 2-4 kJ/mol.





LAS UNIONES INTERMOLECULARES DEFINEN EL ESTADO FÍSICO DE LA MATERIA

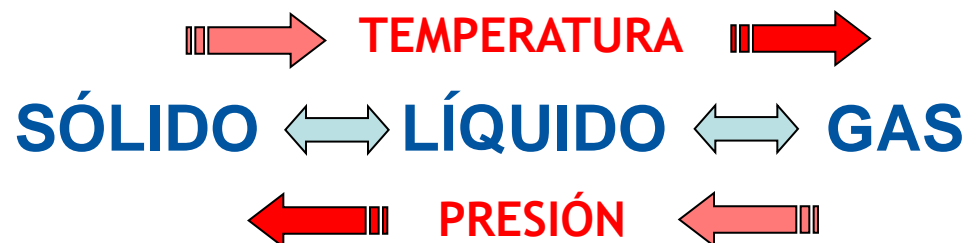
GASES: Uniones intermoleculares muy débiles. Para los gases ideales, las fuerzas intermoleculares son nulas. En los gases reales tienen valores de 2 – 4 kJ/mol (oxígeno, nitrógeno, argón).

LÍQUIDOS: Uniones intermoleculares intermedias (15 – 70 kJ/mol), no tienen forma propia (mercurio, bromo, agua, pentano). Admiten y dispersan a sólidos, líquidos y gases. Las dispersiones moleculares o iónicas en los líquidos se denominan disoluciones.

SÓLIDOS: Uniones intermoleculares fuertes (100 – 700 kJ/mol), tienen forma propia y no son penetrables (metales, sales, hielo).

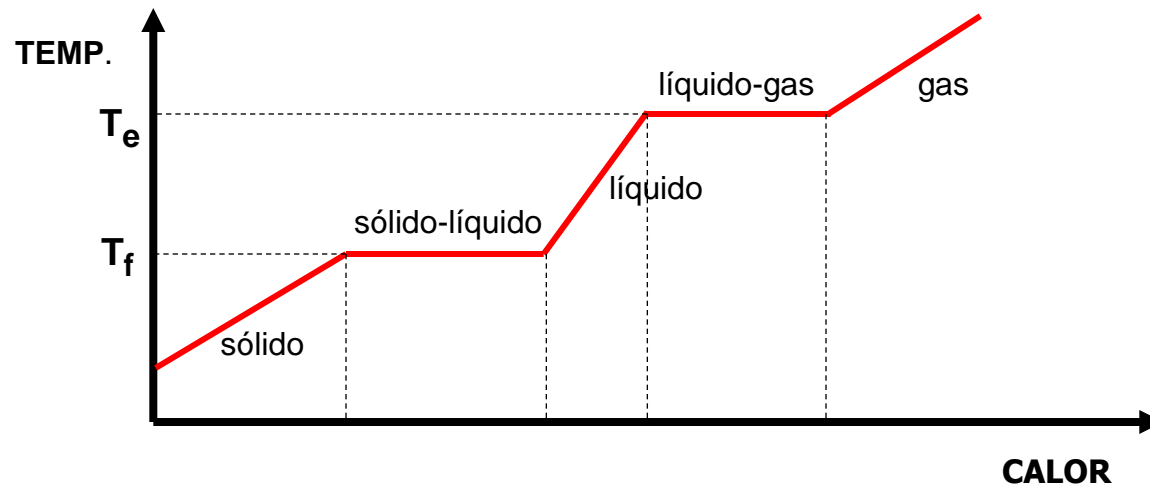


Los materiales pasan de un estado a otro por procesos físicos (temperatura y presión), sin modificar su identidad química.





Los **cambios en los estados de la materia** se producen a presiones y temperaturas fijas y son propiedades de cada sustancia. Por ejemplo, $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $101,3\text{ kPa}$ son las temperaturas de fusión y ebullición del agua.

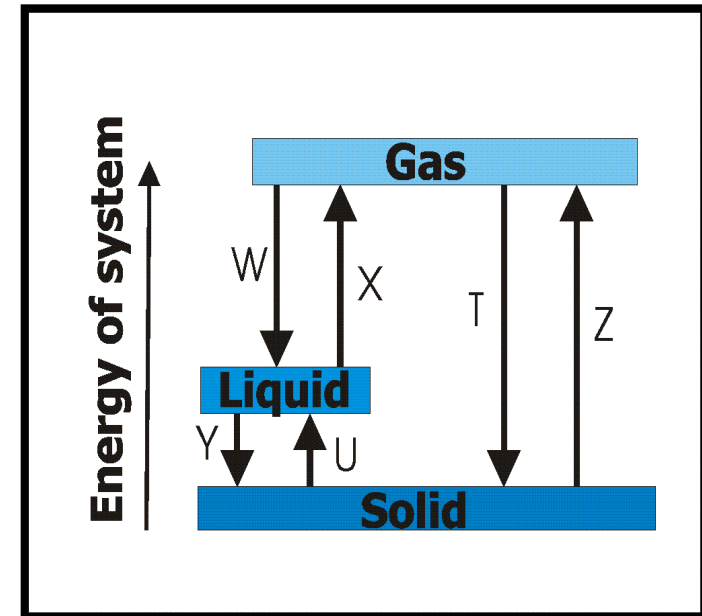


Variación a presión constante de la temperatura con los aportes sucesivos de calor para un sistema constituido inicialmente por una sustancia pura en estado sólido.



LAS SUSTANCIAS PURAS PRESENTAN IMPORTANTES REGULARIDADES EN LOS PASOS EBULLICIÓN-LICUEFACCIÓN Y FUSIÓN-SOLIDIFICACIÓN

1. A presión definida, las temperaturas de fusión y ebullición son constantes para cada sustancia.
2. A presión constante, y mientras dura el cambio de estado, la temperatura no varía.
3. La cantidad de energía a suministrar por cantidad de sustancia para que a presión y temperatura determinadas se produzca un cambio de estado progresivo está definida, y se denomina ENTALPÍA DE FUSIÓN Y ENTALPÍA DE VAPORIZACIÓN.



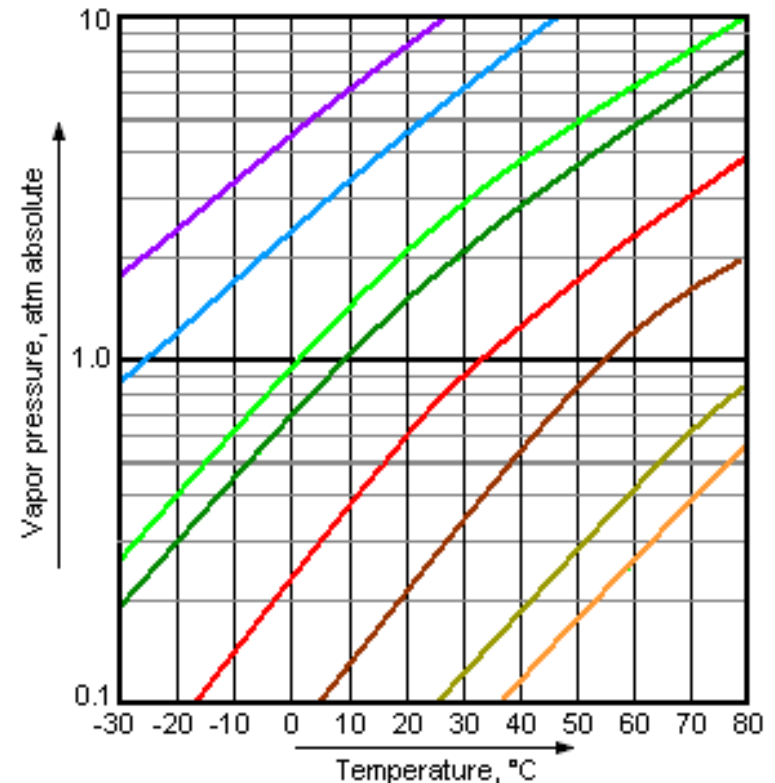


PRESIÓN DE VAPOR

La presión que ejercen, en un recinto cerrado, las partículas de vapor en equilibrio con su líquido se denomina **presión de vapor del líquido**. El valor depende de las fuerzas intermoleculares en el líquido y de la temperatura.

La presión de vapor aumenta con la T, porque al elevarse ésta la cantidad de moléculas que tienen la energía suficiente para escapar del líquido aumenta. La presión de vapor de equilibrio es la máxima presión que ejerce un líquido a una determinada temperatura.

De manera análoga se define la presión de vapor de un sólido.



VAPOR PRESSURE CHART

Color code:

- | | |
|-----------------|----------------|
| Propane | Diethyl ether |
| Methyl chloride | Methyl acetate |
| Butane | Fluorobenzene |
| neo-Pentane | 2-Heptene |



mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares

$\text{H}_2\text{O} \dots \text{H}_2\text{O}$	Fuerzas polares intensas
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \dots \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	Fuerzas polares débiles
$\text{CH}_3\text{-O-CH}_3 \dots \text{CH}_3\text{-O-CH}_3$	Fuerzas de Van der Waals

aumenta P_v

- INFLUENCIA DE LA TEMPERATURA EN LA P_v

$$\frac{d \ln P}{dT} = \frac{\Delta H_v}{RT^2}$$

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = -\frac{\Delta H_v}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

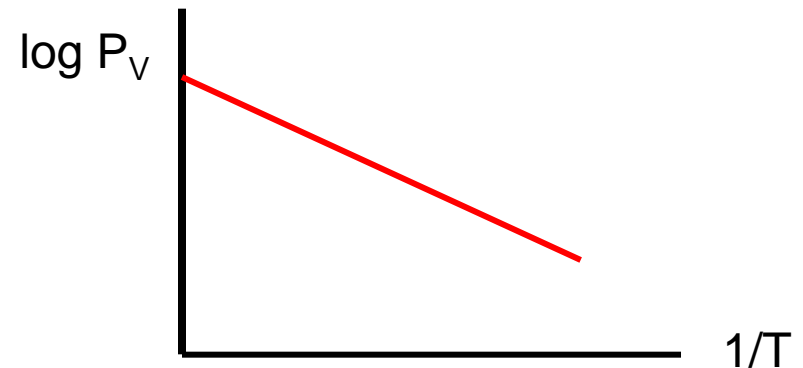




DIAGRAMA DE FASES. REGLA DE LAS FASES

FASE (F): Cada una de las partes homogéneas de un sistema, diferenciadas físicamente y mecánicamente separables

Las mezclas de gases siempre constituyen 1 única fase.

En estado líquido existirán tantas fases como sistemas inmiscibles puedan formarse.

En estado sólido existirán tantas fases como sustancias puras.

Ejemplos:	Hielo / agua líquida / vapor de agua	(3 fases)
	NO_2 (g) / CO_2 (g) / CH_4 (g)	(1 fase)
	NaCl (aq) / NaCl (s)	(2 fases)
	Hg / Cl_4C / H_2O (l)	(3 fases)



DIAGRAMA DE FASES. REGLA DE LAS FASES

COMPONENTE (C): elementos o compuestos químicos que entran a formar un sistema.

El número de componentes se determina a partir de la relación:

Componentes = especies químicas – número de reacciones químicas que las ligan

Ejemplos:	Hielo / agua líquida / vapor de agua	(1 componente)
	$\text{Cl}_5\text{P (g)} / \text{Cl}_3\text{P (g)} / \text{Cl}_2 \text{ (g)}$	(2 componentes)
	$\text{CaCO}_3 \text{ (s)} / \text{CO}_2 \text{ (g)} / \text{OCa (s)}$	(2componentes)



DIAGRAMA DE FASES. REGLA DE LAS FASES

GRADOS DE LIBERTAD (L): número de variables (temperatura, presión y composición) que se pueden variar independientemente sin que tenga lugar cambio de fase.

Gibbs estableció una ecuación para relacionar el número de fases, componentes y grados de libertad de un sistema, que se conoce como REGLA DE LAS FASES

REGLA DE LAS FASES:

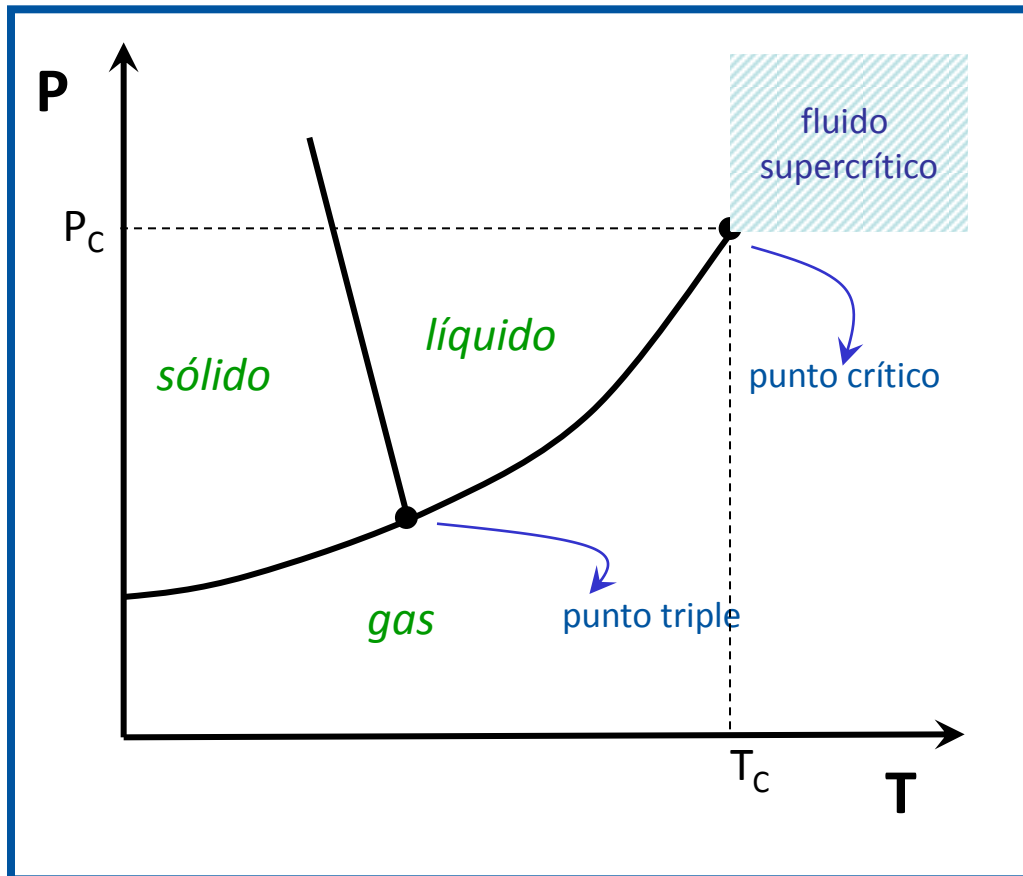
$$F + L = C + 2$$

Aplicable a todo sistema macroscópico que se encuentre en equilibrio y que el mismo dependa de la P, T y concentración



DIAGRAMAS DE FASES

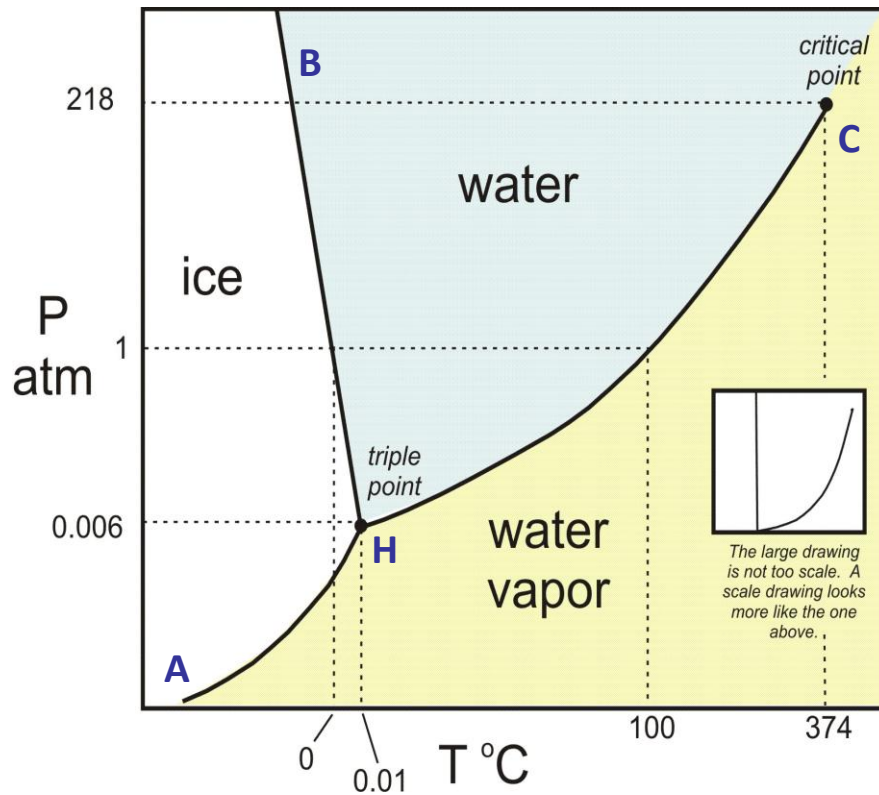
Un diagrama de fases es una representación que describe las fases presentes en un sistema en función de variables termodinámicas (normalmente P y T).



- Para valores dados de P y T , una sustancia pura se puede encontrar en 1, 2 ó 3 fases en equilibrio.
- En el punto crítico (P_c , T_c) líquido y gas no pueden distinguirse como fases separadas.
- Temperatura crítica: La mayor temperatura a la que se puede condensar un gas.
- Presión crítica: La mayor presión a la que ebulle un líquido cuando es calentado.
- Los fluidos supercríticos son fases que combinan las propiedades de líquidos y gases.



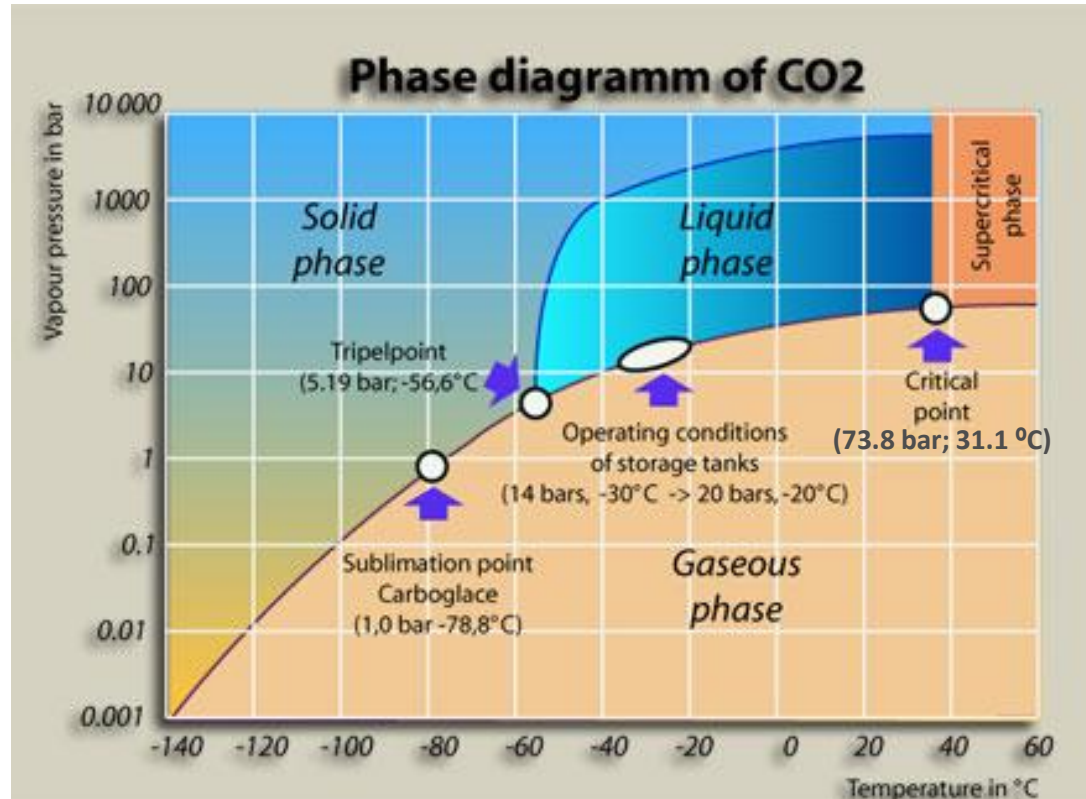
DIAGRAMA DE FASES DEL H₂O



- En el punto triple (H) sólido, líquido y gas se encuentran en equilibrio. Aquí el número de grados de libertad del sistema es cero, porque cualquier modificación (P ó T) haría imposible mantener ese equilibrio.
- En las curvas de fusión (BH), vaporización (CH), o sublimación (AH) son 2 las fases en equilibrio y el número de grados de libertad es 1.
- Cuando el sistema lo constituye 1 fase, los grados de libertad son 2.



DIAGRAMA DE FASES DEL CO₂

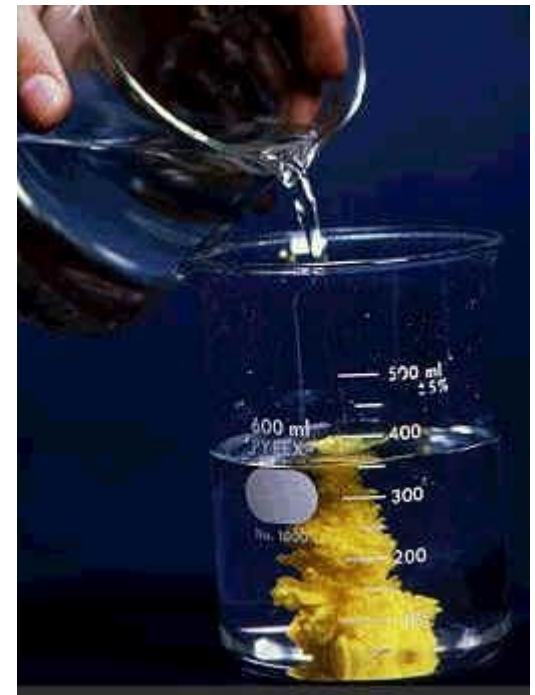


- El CO₂ supercrítico reúne las propiedades de un líquido (actúa como disolvente) y las de un gas (gran capacidad de difusión).
- Se emplea para extraer la cafeína de los granos de café.



DISOLUCIONES

- Es una mezcla homogénea de dos o más sustancias químicas siempre que el tamaño molecular de las partículas sea inferior a 10^{-9} m.
- Se llama mezcla coloidal cuando el tamaño de partícula va de 10^{-9} m a $2 \cdot 10^{-7}$ m.
- Se llama suspensión cuando el tamaño de las partículas es del orden de $2 \cdot 10^{-7}$ m.
- Los componentes de una disolución son:
 - **Soluto** (se encuentra en menor proporción).
 - **Disolvente** (se encuentra en mayor proporción y es el medio de dispersión).





TIPOS DE DISOLUCIONES

SOLUTO	DISOLVENTE	EJEMPLO
Gas	Gas	Aire
Líquido	Gas	Niebla
Sólido	Gas	Humo
Gas	Líquido	Agua carbónica
Líquido	Líquido	Alcohol en agua (alcohol 96%)
Sólido	Líquido	Agua azucarada
Gas	Sólido	Aire en queso
Líquido	Sólido	Hg-cobre
Sólido	Sólido	Aleaciones (bronce)



DISOLUCIONES IDEALES LÍQUIDO - LÍQUIDO

DISOLUCIÓN IDEAL:

se considera disolución ideal de dos líquidos volátiles aquella en la que ambos se disuelven sin absorber ni desprender calor, de modo que el volumen resultante sea aditivo.

LEY DE DALTON:

$$P_V = \sum_{i=1}^n P_i$$

A una temperatura determinada una disolución binaria de líquidos volátiles ejerce una presión de vapor definida. La LEY DE DALTON establece que cada componente ejerce su P_v de equilibrio y que la presión de vapor total de la disolución será la suma de las presiones parciales de cada uno de los componentes.



DISOLUCIONES IDEALES Y DISOLUCIONES REALES

Disoluciones Ideales

- Al mezclar dos sustancias éstas se disuelven sin absorber ni desprender calor y de modo que sus volúmenes resultan aditivos.
- Siguen las leyes de Dalton, Raoult y Henry.

Disoluciones Reales

- La disolución es endotérmica o exotérmica.
- Cuando las interacciones soluto-disolvente son más débiles que las interacciones soluto-soluto ó disolvente-disolvente el proceso de disolución es **endotérmico**.
- Cuando las interacciones soluto-disolvente son más fuertes que las interacciones soluto-soluto o disolvente-disolvente el proceso de disolución es **exotérmico**.



DISOLUCIONES IDEALES LÍQUIDO - LÍQUIDO

La **LEY DE RAOULT** afirma que a una temperatura determinada las presiones de vapor de los componentes líquidos individuales de una disolución ideal, son proporcionales a su fracción molar en la misma.

LEY DE RAOULT:

$$P_i = \chi_i \cdot P_i^0$$

P_i = presión de vapor del componente i
 P_i^0 = presión de vapor del componente i puro
 χ_i = fracción molar del componente i

La presión de vapor total (P_T) de una disolución de 2 componentes será:

$$P_T = P_1 + P_2 = \chi_1 P_1^0 + \chi_2 P_2^0$$

También se define disolución ideal como aquella en la que todos sus componentes obedecen la ley de Raoult.



DISOLUCIONES IDEALES LÍQUIDO - LÍQUIDO

$$P_T = P_1 + P_2 = \chi_1 P_1^0 + \chi_2 P_2^0$$



$$\chi_2 = 1 - \chi_1$$

$$P_T = \chi_1 (P_1^0 - P_2^0) + P_2^0$$

La presión parcial de vapor de cada componente en una disolución ideal es menor que la presión de vapor de cada líquido puro.

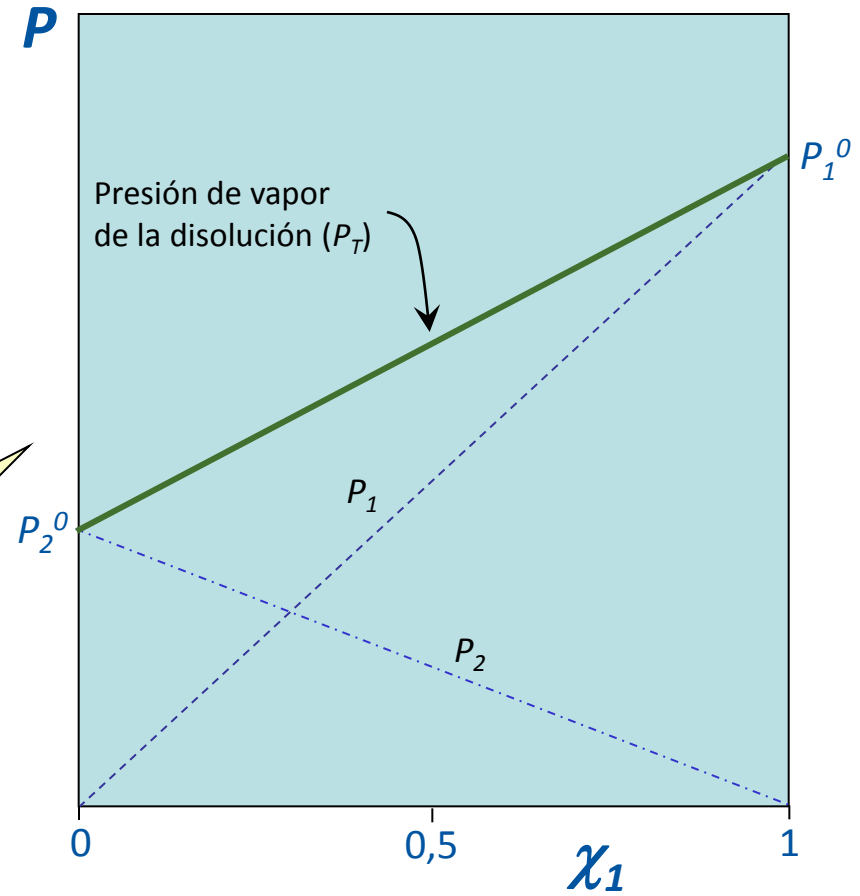


Diagrama P - χ para una disolución ideal líquido-líquido

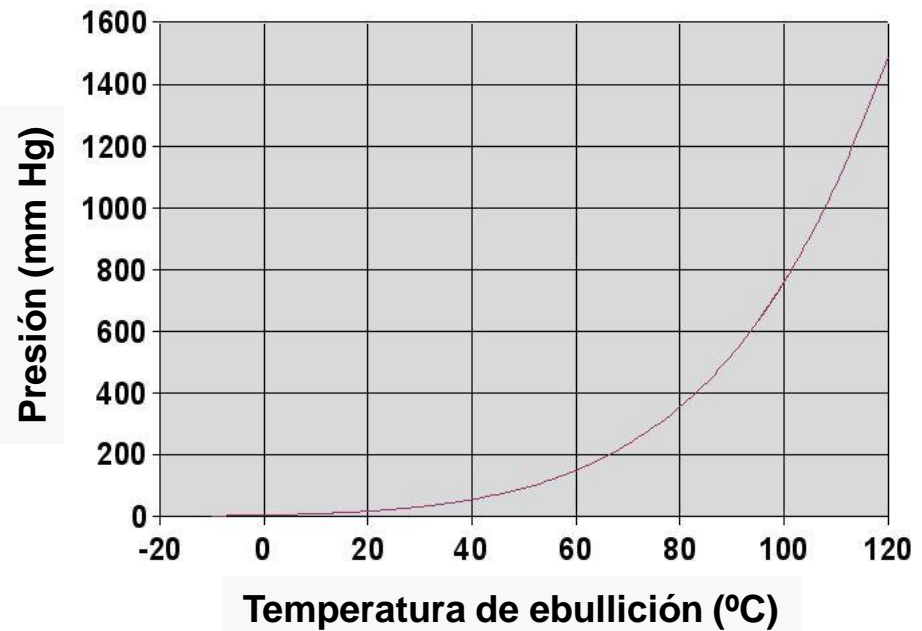


DISOLUCIONES IDEALES LÍQUIDO - LÍQUIDO

La separación de componentes volátiles de una disolución se realiza mediante DESTILACIÓN.

El punto de ebullición de una disolución se alcanza cuando su presión de vapor iguala la presión externa.

El agua a nivel del mar hierve a 100 °C, es decir, la presión de vapor del agua a 100 °C es de 760 mm de Hg.



Influencia de la presión en la temperatura de ebullición del agua



DISOLUCIONES IDEALES LÍQUIDO - LÍQUIDO

Cuando destila una disolución binaria ideal, la composición de la fase líquida se regirá por la ley de Raoult, y la composición de la fase vapor por la ley de Dalton.

$$P_T = P_1 + P_2 = \chi_1 P_1^0 + \chi_2 P_2^0$$

$$P_1 = y_1 \cdot P_T \quad P_2 = y_2 \cdot P_T$$

y_1 = fracción molar del componente 1 en la fase vapor

y_2 = fracción molar del componente 2 en la fase vapor

H, sistema en fase vapor cuya fracción molar del componente 1 será y_H y la fracción molar del componente 2 será $(1 - y_H)$.

J, sistema en fase líquida cuya fracción molar del componente 1 será χ_J y la fracción molar del componente 2 será $(1 - \chi_J)$.

A, sistema constituido por una mezcla de líquido y vapor en equilibrio, el líquido de composición determinada por el punto B, y el vapor con composición determinada por el punto C.

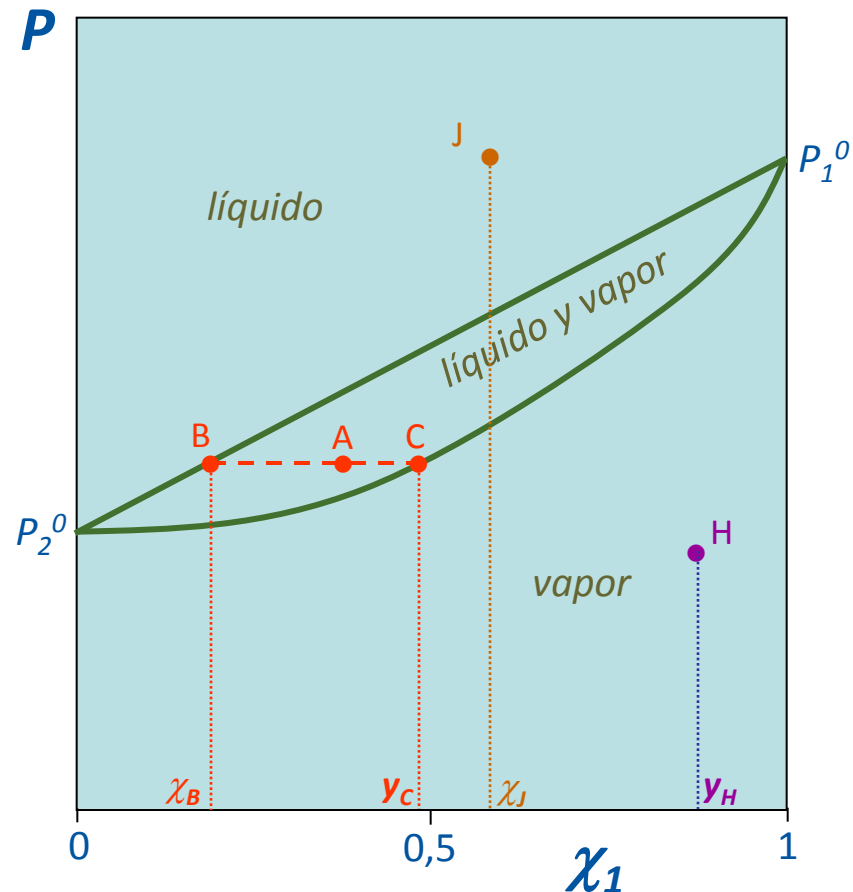


Diagrama P - χ para una disolución ideal líquido-líquido



DISOLUCIONES IDEALES LÍQUIDO - LÍQUIDO

Diagrama Temperatura-Composición

La temperatura de ebullición de una disolución ideal varía con su composición. La curva de condensación coincide con la temperatura de ebullición referida a la composición del vapor y la curva inferior referida a la composición del líquido. A temperaturas elevadas la disolución estará en estado vapor, a temperaturas bajas se encontrará en estado líquido, y en la zona intermedia de las dos curvas coexistirán las fases vapor y líquido en equilibrio.

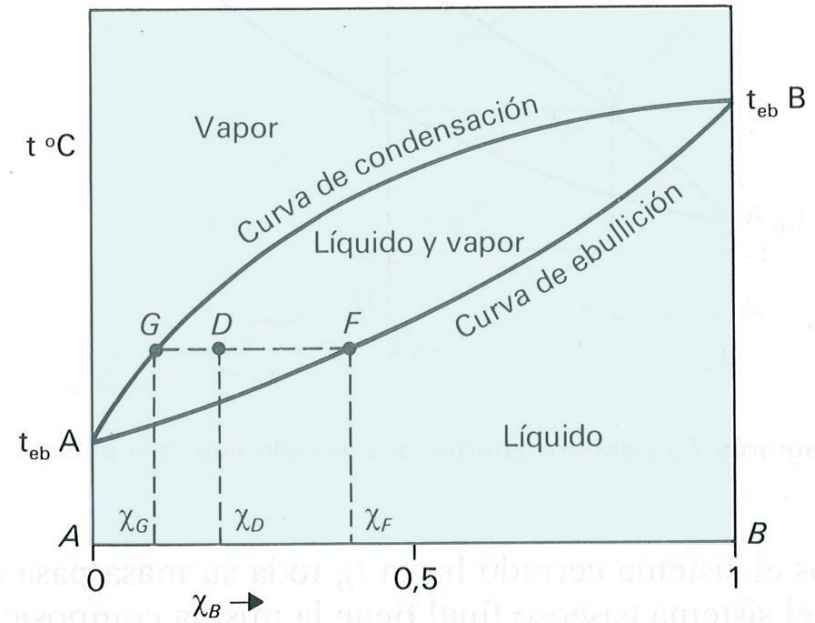
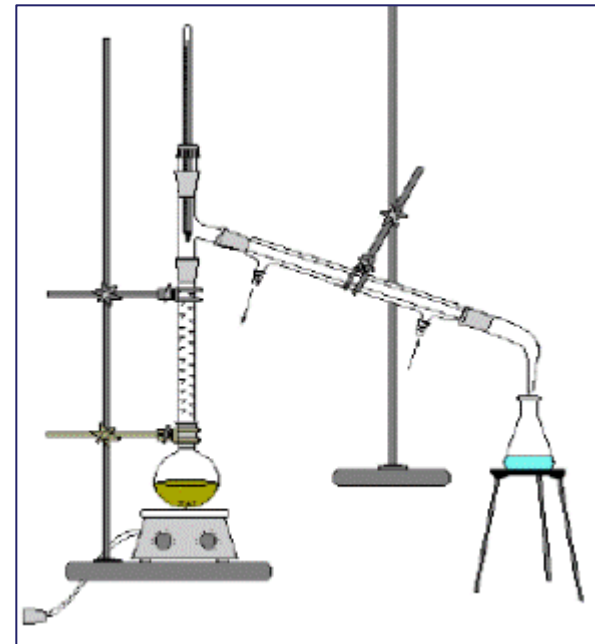


Diagrama $T-\chi$ para una disolución ideal líquido-líquido a presión constante



DETILACIÓN FRACCIONADA. RECTIFICACIÓN

La mezcla se calienta en el matraz hasta la temperatura de ebullición. En la torre de rectificación existen “platos” donde se condensa parte del vapor que regresa a la fase líquida con mayor composición de la sustancia menos volátil. Este proceso al repetirse determinado número de veces hace que la composición de la fase vapor al final de rectificador sea cercana al 100% de la sustancia más volátil y la fase líquida, que permanece en el matraz tenga una composición cercana al 100% del componente menos volátil.

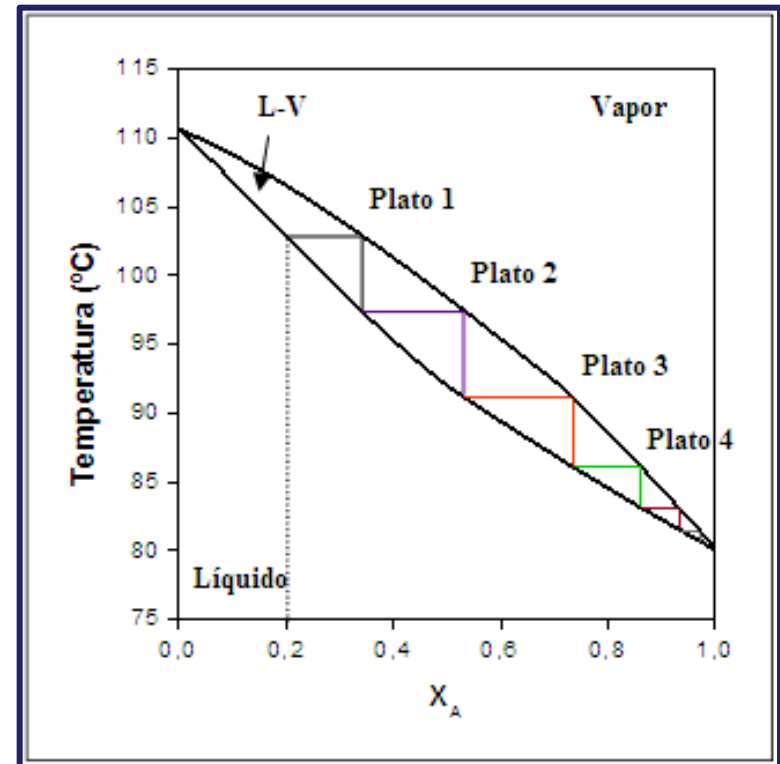




DETILACIÓN FRACCIONADA. RECTIFICACIÓN

Partimos de una composición inicial en el calderín de $X_A=0,2$.

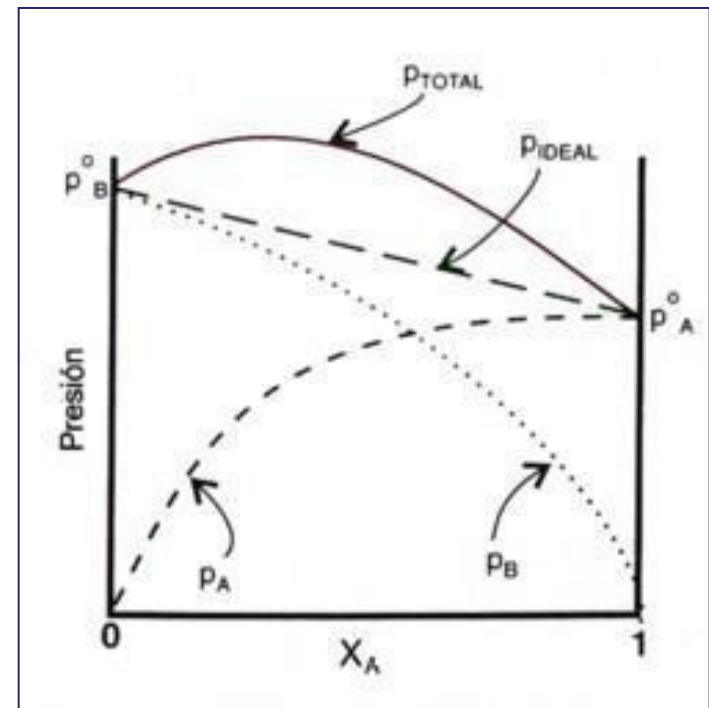
A medida que el vapor se encuentra con los platos se va enriqueciendo del componente más volátil, hasta prácticamente obtener en el destilado el producto más volátil puro (en este caso el componente A).





DISOLUCIONES NO IDEALES (REALES)

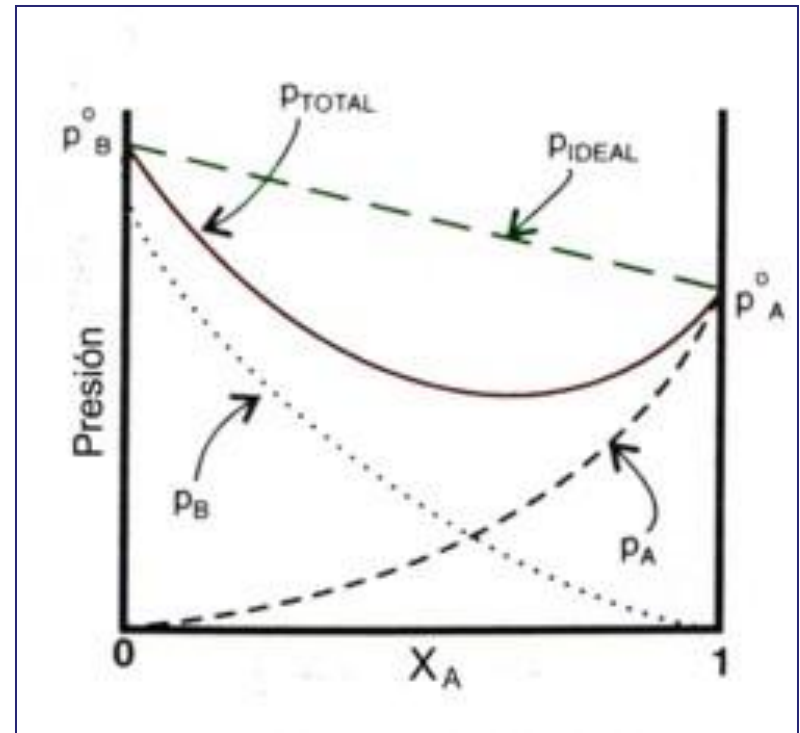
El modelo de disolución ideal implica que las interacciones entre los componentes de la disolución son idénticas, sin embargo en la mayor parte de los casos, las interacciones intermoleculares en la disolución son más débiles que en los líquidos puros, lo que implica que "las moléculas pueden pasar a la fase gaseosa con mayor facilidad". En estos casos, $P_i > P_i^{\text{ideal}}$. Se dice que el sistema presenta una *desviación positiva de la ley de Raoult.*





DISOLUCIONES NO IDEALES (REALES)

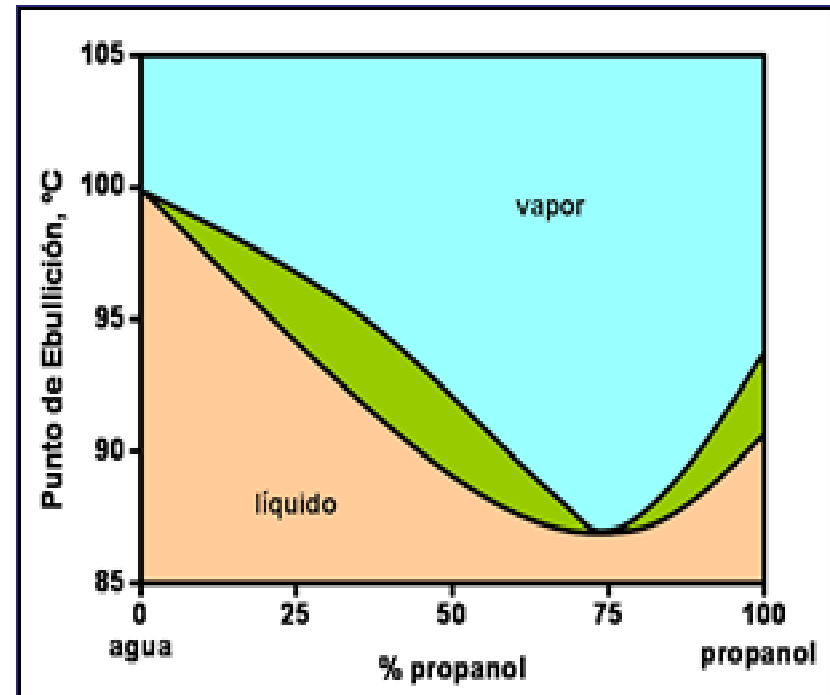
El caso opuesto, en el que las interacciones intermoleculares son mayores en la disolución que en los líquidos puros, también es posible. Un caso muy frecuente es el de las disoluciones de sustancias que pueden formar entre si enlaces por puentes de hidrógeno, pero no en los líquidos puros (ej. acetona-cloroformo). En cuyo caso $P_i < P_i^{\text{ideal}}$. El sistema presenta una *desviación negativa de la Ley de Raoult.*





DISOLUCIONES NO IDEALES (REALES)

Las desviaciones positivas o negativas de la ley de Raoult llevan implícito que los diagramas P-x y T-x sean más complejos. En el caso del diagrama de la derecha, correspondiente a la disolución propanol-agua la curva de temperatura de ebullición muestra un máximo en el que la composición de la fase líquida y de la fase gas son idénticas. Estos puntos singulares (pueden ser máximos o mínimos) se denominan **puntos azeotrópicos**. En las disoluciones que forman azeótropos no es posible separar sus componentes mediante destilación fraccionada.





DISOLUCIONES DE GASES EN LÍQUIDOS

De notable interés desde el punto de vista industrial (recogida en disolución de gases contaminantes) y biológico (especialmente para los submarinistas).

LEY DE HENRY:

a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido.

$$P = K_H \cdot \chi$$

P = presión parcial del gas

K_H = constante de Henry

χ = fracción molar del gas

K_H depende de la naturaleza del gas, de la naturaleza del líquido y de la temperatura



DISOLUCIONES DE GASES EN LÍQUIDOS

$$P = K_H \cdot \chi$$

Valores de la constante de la ley de Henry (K_H) en el agua a 298 K
(valores en *atm*)

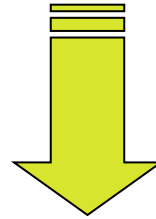
O ₂	H ₂	CO ₂	N ₂	He	Ne	Ar	CO
$4,26 \cdot 10^4$	$7,10 \cdot 10^4$	$0,16 \cdot 10^4$	$9,08 \cdot 10^4$	$14,97 \cdot 10^4$	$12,30 \cdot 10^4$	$3,96 \cdot 10^4$	$5,83 \cdot 10^4$

La **LEY DE HENRY** es aplicable a disoluciones suficientemente diluidas de gases en líquidos, siempre que el disolvente no reaccione químicamente con el gas disuelto.



DISOLUCIONES DE GASES EN LÍQUIDOS

La solubilidad de un gas en un líquido se incrementa con la presión y disminuye con la temperatura.



Las bebidas con gas están embasadas a presión y se sirven frías.





DISOLUCIONES SÓLIDO-LÍQUIDO



EXPRESIONES DE LA CONCENTRACIÓN

- gramos/litro (g de soluto / litro de disolución)
- Tanto por ciento en masa (g de soluto / 100 g de disolución)
- Tanto por ciento en masa-volumen (g de soluto / 100 ml de disolución)
- Molaridad (M) (moles de soluto / litro de disolución)
- Normalidad (N) (en desuso)
- Fracción molar (χ) (moles de soluto / moles totales)
- Molalidad (m) (moles de soluto / kg de disolvente)
- Partes por millón (ppm) (mg de soluto / litro de disolución)



DISOLUCIONES SÓLIDO-LÍQUIDO

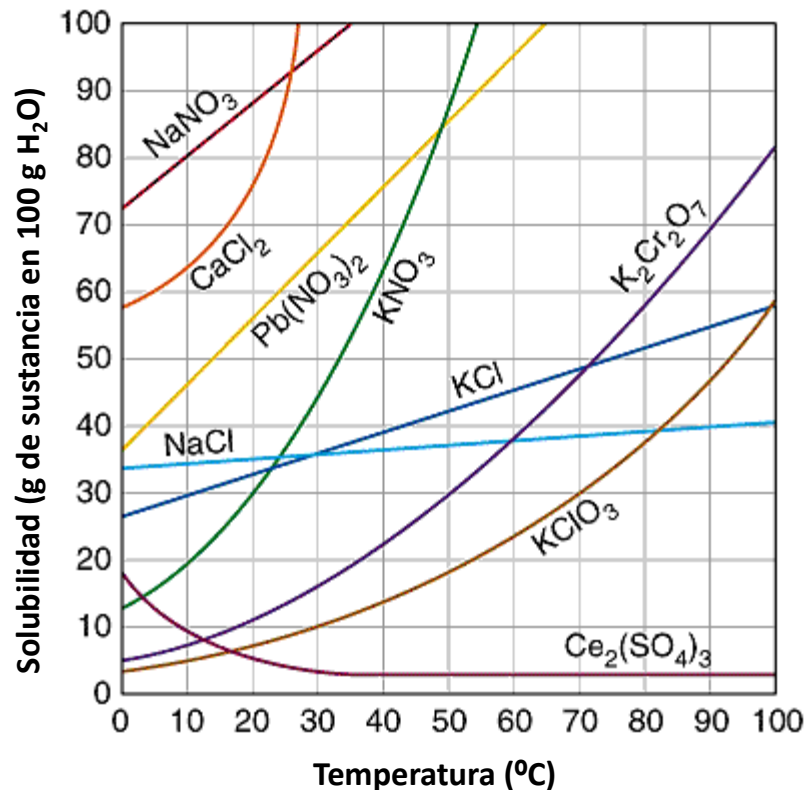
SOLUBILIDAD

- Es la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de disolvente (normalmente suelen tomarse 100 g).
- La solubilidad varía con la temperatura (curvas de solubilidad).





DISOLUCIONES SÓLIDO-LÍQUIDO



Influencia de la temperatura en la solubilidad

- Como vemos, la solubilidad no aumenta siempre con la temperatura, ni varía de manera lineal.
- Mayoritariamente el proceso de solubilización es un proceso endotérmico, de ahí que la solubilidad se incremente con la temperatura.
- En el caso concreto del $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ la solubilidad decrece con la temperatura debido a la naturaleza exotérmica del proceso. Es el caso también del Na_2SO_4 .



DISOLUCIONES SÓLIDO-LÍQUIDO. PROPIEDADES COLIGATIVAS

Son aquellas propiedades cuyo valor no depende de la naturaleza química del soluto, sino de su concentración, es decir, del número relativo de partículas de soluto y de disolvente existentes.

- Disminución de la presión de vapor.
- Aumento de temperatura de ebullición.
- Disminución de la temperatura de fusión.
- Presión osmótica (presión hidrostática necesaria para detener el flujo de disolvente puro a través de una membrana semipermeable).



PROPIEDADES COLIGATIVAS:

Descenso relativo de la presión de vapor de la disolución con respecto a la presión de vapor que tendría el disolvente puro a la misma temperatura

“La disminución relativa de la presión de vapor de un disolvente puro cuando en él se disuelve un soluto no volátil y que no se disocia en iones, es igual a la fracción molar del soluto”.

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = x_S = 1 - x_D \quad \Rightarrow \quad \frac{P}{P_0} = x_D$$

$$P = P_0 \cdot x_D$$

P = presión de vapor de la disolución;

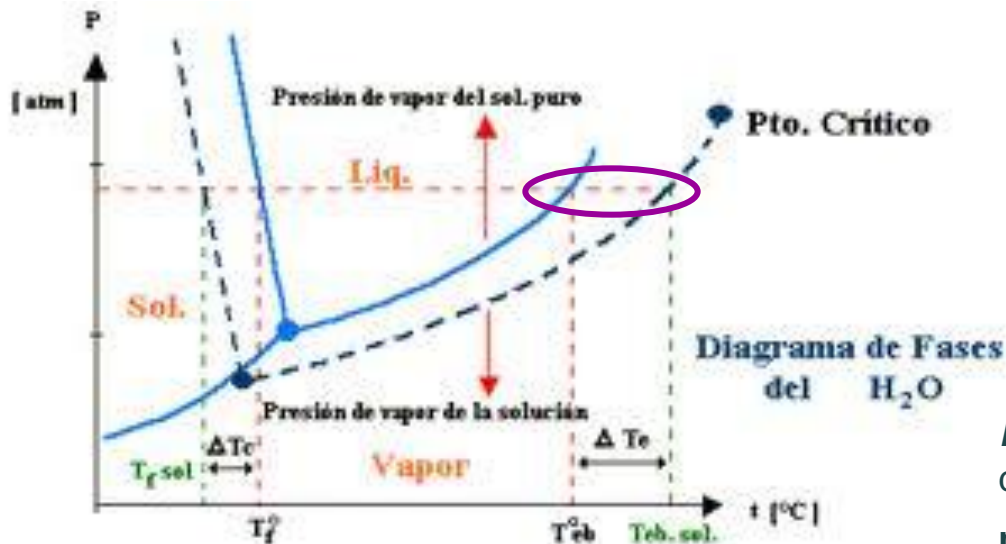
P_0 = presión de vapor del disolvente puro



PROPIEDADES COLIGATIVAS:

Ascenso del punto de ebullición de la disolución respecto al que correspondería al disolvente puro (ascenso ebulloscópico)

“El punto de ebullición es la temperatura a la que coinciden la presión de vapor con la presión atmosférica. Al añadir un soluto no volátil a un disolvente, disminuimos la presión de vapor, por lo que para conseguir igualar esta presión a la atmosférica habrá que elevar la temperatura”.



$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

K_{eb} es la constante ebulloscópica molar, y depende de la naturaleza del disolvente.

m es la molalidad

$$K_{eb}(\text{H}_2\text{O}) = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C molal}^{-1}$$



PROPIEDADES COLIGATIVAS:

Ascenso del punto de ebullición de la disolución respecto al que correspondería al disolvente puro (ascenso ebulloscópico)

Algunas constantes ebulloscópicas	
Substance	K_e [(°C · kg)/mol]
Benzene	2.53
Camphor	5.95
Chloroform	3.63
Diethyl ether	2.02
Ethyl alcohol	1.22
Water	0.52

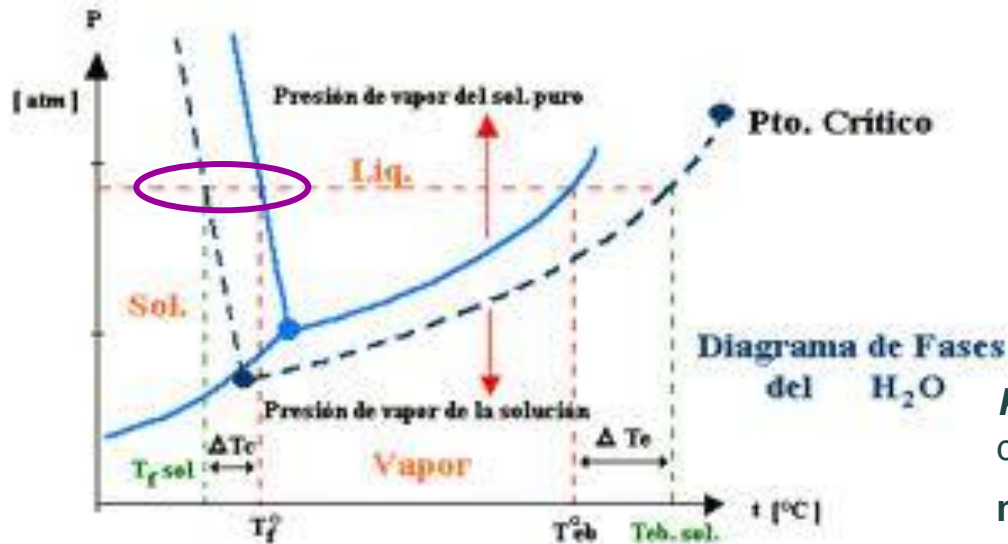
$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$



PROPIEDADES COLIGATIVAS:

Descenso del punto de fusión de la disolución respecto al que correspondería al disolvente puro (descenso crioscópico)

“En el punto de congelación la presión de vapor del sólido y del líquido se igualan. A una determinada temperatura una disolución que contenga un soluto no volátil tiene una presión de vapor menor que la del disolvente puro. Al añadir un soluto al disolvente es como si se desplazara la línea de fusión hacia la izquierda”.



$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

K_c es la constante crioscópica molar, y depende de la naturaleza del disolvente.
 m es la molalidad

$$K_c (\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C molal}^{-1}$$



PROPIEDADES COLIGATIVAS:

Descenso del punto de fusión de la disolución respecto al que correspondería al disolvente puro (descenso crioscópico)

Algunas constantes crioscópicas

Substance	K_c [(°C · kg)/mol]
Benzene	5.12
Camphor	37.7
Chloroform	4.70
Diethyl ether	1.79
Ethyl alcohol	1.99
Water	1.86

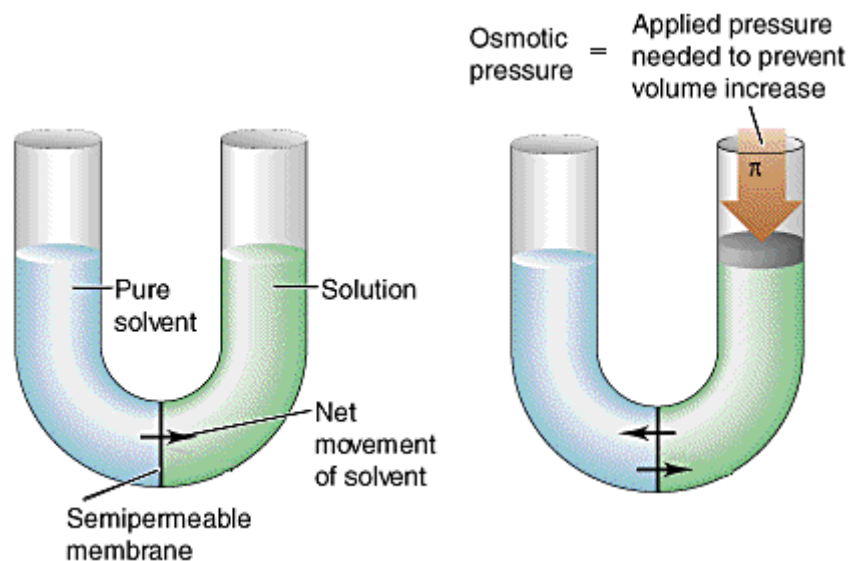
$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$



PROPIEDADES COLIGATIVAS:

Presión osmótica

“Una membrana semipermeable permite el paso a su través de moléculas de disolvente. Cuando una membrana semipermeable separa dos disoluciones de distinta concentración se observa como fluye el disolvente a través de la membrana desde la disolución diluida hacia la concentrada. Este fenómeno se conoce como ÓSMOSIS y su causa es la presión osmótica”.



$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

π es la presión osmótica



PROPIEDADES COLIGATIVAS DE DISOLUCIONES DE ELECTROLITOS

Electrolitos: sustancias que forman iones en disolución

- Disminución de la presión de vapor

$$\Delta P_v = P_0 \cdot x_S \cdot i$$

- Aumento de temperatura de ebullición

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m \cdot i$$

- Disminución de la temperatura de fusión

$$\Delta T_c = K_c \cdot m \cdot i$$

- Presión osmótica

$$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$$

i = factor de Van't Hoff
 α = grado de disociación
 v = número de iones

$$\alpha = \frac{i - 1}{v - 1}$$