

**REPUBLICA BOLIVARIANA DE VENEZUELA
UNIVERSIDAD EXPERIMENTAL SUR DEL LAGO “Jesús María Semprúm”
PROGRAMA DE INGENIERÍA DE ALIMENTOS
UNIDAD CURRICULAR: QUIMICA GENERAL**

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

Prof. David Mejias

2012

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO

INTRODUCCION.

. PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS.

. SOLUCIONES.

. UNIDADES DE CONCENTRACION.

.- % P/p, %P/V, %V/P, %V/V

. - MOLARIDAD.

. - NORMALIDAD.

.- MOLALIDAD.

.- FRACCION MOLAR.

. PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

Las tres condiciones físicas en las cuales se nos presenta la materia: sólido, líquido y gaseoso se conoce como estados de la materia. A veces se considera al plasma como el cuarto estado de la materia.

La adición o eliminación de energía (generalmente en forma de calor) permite que un estado cambie a otro.

Las principales diferencias entre los estados de la materia se deben al grado de organización de las partículas que la componen y esto depende de la energía cinética de las partículas y a la distancia que existe entre ellas.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

En los sólidos las partículas tienen energía cinética baja, además sus partículas están muy cercas unas de otras ocupando posiciones fijas entre si. Los sólidos tienen forma y volumen definido, no fluyen y son incompresibles.

En los gases la energía cinética de las partículas es muy alta y se encuentra muy separadas unas de otras. Los gases no tienen ni forma ni volumen definido. Se expanden espontáneamente para ocupar el recipiente. Se comprimen y fluyen con facilidad.

En los líquidos la energía cinética de las partículas y la separación es intermedia a los estados anteriormente descritos. Los líquidos tienen volumen definido y adoptan la forma del recipiente, su compresibilidad es baja pero son capaces de fluir.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

ESTADO LIQUIDO.

En el estado líquido, las moléculas de la sustancia se encuentran en un estado de organización intermedio al estado sólido y al estado gaseoso. El movimiento de las moléculas está mucho más restringido que en el estado gaseoso; por tanto los líquidos son más densos que los gases. Por lo tanto los líquidos poseen propiedades que difieren de las de los gases y la de los sólidos.

10.- PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS.

Calor Específico: Se llama calor específico de una sustancia a la cantidad de energía (joules ó calorías) necesaria para elevar la temperatura de un gramo de la sustancia en un grado Celsius. El calor específico de una sustancia se simboliza mediante la letra c .

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. Calor Específico.

Cuando se calienta un sólido, un líquido o un gas a una temperatura distinta a la de su punto de fusión o punto de ebullición, la temperatura de la sustancia aumenta. La cantidad de calor absorbido por una sustancia al elevar su temperatura puede calcularse mediante la siguiente ecuación:

$$Q = (m) \times (c) \times \Delta T$$

Donde: Q es la cantidad de calor; m es la masa; c el calor específico y ΔT = cambio en la temperatura. Q también se puede representar por ΔH (entalpía).

En la **tabla 1**, se aprecia los valores de calor específico en calorías/g.°C y en joules/ g.°C de algunas sustancias.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. Calor Específico.

Tabla 1. Calores específicos (c), de algunas sustancias.		
Calor específico (c).		
Sustancia	Cal/g.°C	Joules/g.°C
H ₂ O _(s)	0,49	2,18
H ₂ O _(l)	1,00	4,18
H ₂ O _(g)	0,48	2,01
Na	0,29	1,21
NaCl	0,21	0,88
Cu	0,092	0,38
Zn	0,092	0,38
Bi	0,029	0,12
Pb	0,031	0,13
Hg	0,033	0,14
Fe	0,107	0,45

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. **Calor Específico.**

En la **figura 1**, se muestran los cambios que sufre una sustancia pura cuando se le calienta desde el estado sólido por debajo de su punto de fusión hasta la fase de vapor por encima de su punto de ebullición. Se ha tomado como ejemplo un gramo de agua. La curva comienza en el punto A, a -10°C y dado que la capacidad calorífica del agua sólida es $0,49 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$, se necesita agregar un total de $4,9 \text{ cal}$ al hielo, para que la temperatura se eleve a 0°C (punto B), el cual denominamos: punto de fusión, de acuerdo con la ecuación:

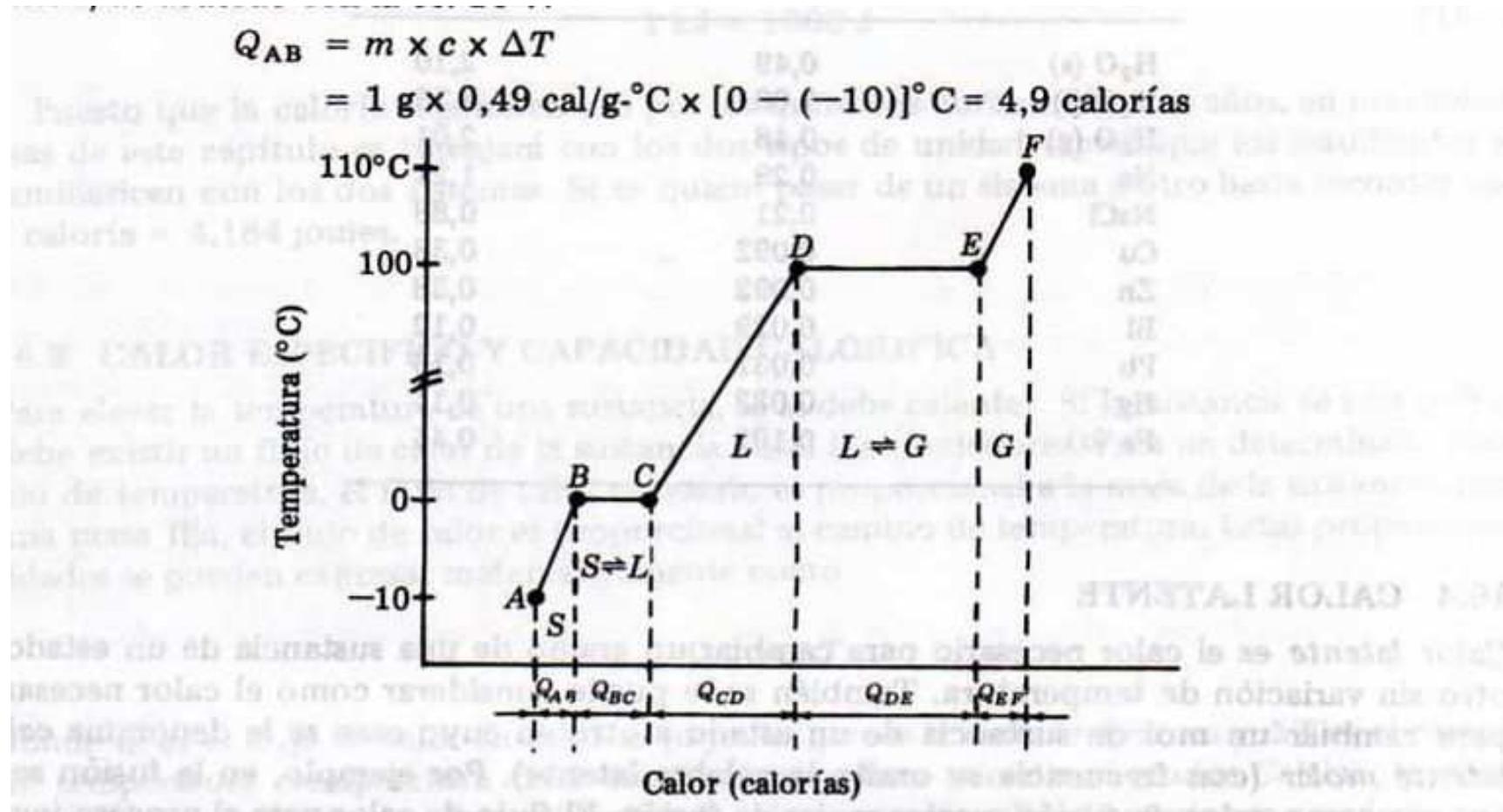
$$Q_{AB} = (m) \times (c) \times \Delta T$$

$$Q_{AB} = (1 \text{ g}) \times (0,49 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}) \times [0 - (-10)]^{\circ}\text{C}$$

$$Q_{AB} = 4,9 \text{ calorías}$$

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. **Calor Específico.**



UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. **Calor Específico.**

Donde QAB representa el calor absorbido por el hielo para ir desde A hasta B. Entre B y C la temperatura permanece constante (0°C) y el calor adicional, QBC se usa para fundir el hielo; como el calor de fusión del hielo es de 80 cal/g, se necesitarán 80 calorías para fundir 1 g de hielo. Una vez que el hielo se ha fundido totalmente (punto C), la adición de calor eleva la temperatura; en consecuencia se necesitan (1 g)x(1 cal/g.°C)x(100°C) = 100 cal (QCD) para calentar un gramo de agua desde 0°C (punto C) hasta el punto de ebullición (D) a 100°C porque la energía añadida, QDE, lleva al líquido hasta gas (E), con un calor de vaporización de 540 calorías por gramo. Al evaporarse totalmente el líquido, la energía adicional eleva la temperatura de acuerdo con el calor de específico del vapor, 0,48 cal, así:

$$QEF = (m) \times (c) \times \Delta T = (1 \text{ g}) \times (0,48 \text{ cal/g.}^\circ\text{C}) \times (110 - 100) \text{ }^\circ\text{C} = 4,8 \text{ cal}$$

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. **Evaporación y Sublimación..**

Las moléculas en el estado líquido están en un movimiento caótico constante. Una molécula con una cantidad de energía mayor que el valor promedio, si está cerca de la superficie del líquido puede escapar al estado gaseoso; este proceso se llama evaporación.

Las moléculas en el estado sólido no tienen libertad de movimiento, pero cuando aumenta la temperatura del sólido, las vibraciones moleculares son más activas. Si una molécula gana suficiente energía, se puede independizar de la estructura sólida rígida y entrar al estado líquido o gaseoso; este último proceso se llama *sublimación*.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. **Presión de Vapor.**

La **figura 4**, muestra cómo varía la presión de vapor de varios líquidos con respecto a la temperatura.

Un *diagrama de fase* o diagrama de equilibrio es una gráfica de la presión del vapor en estado de equilibrio versus la temperatura y establece las condiciones bajo las cuales pueden coexistir un líquido y el vapor del mismo en estado de equilibrio.

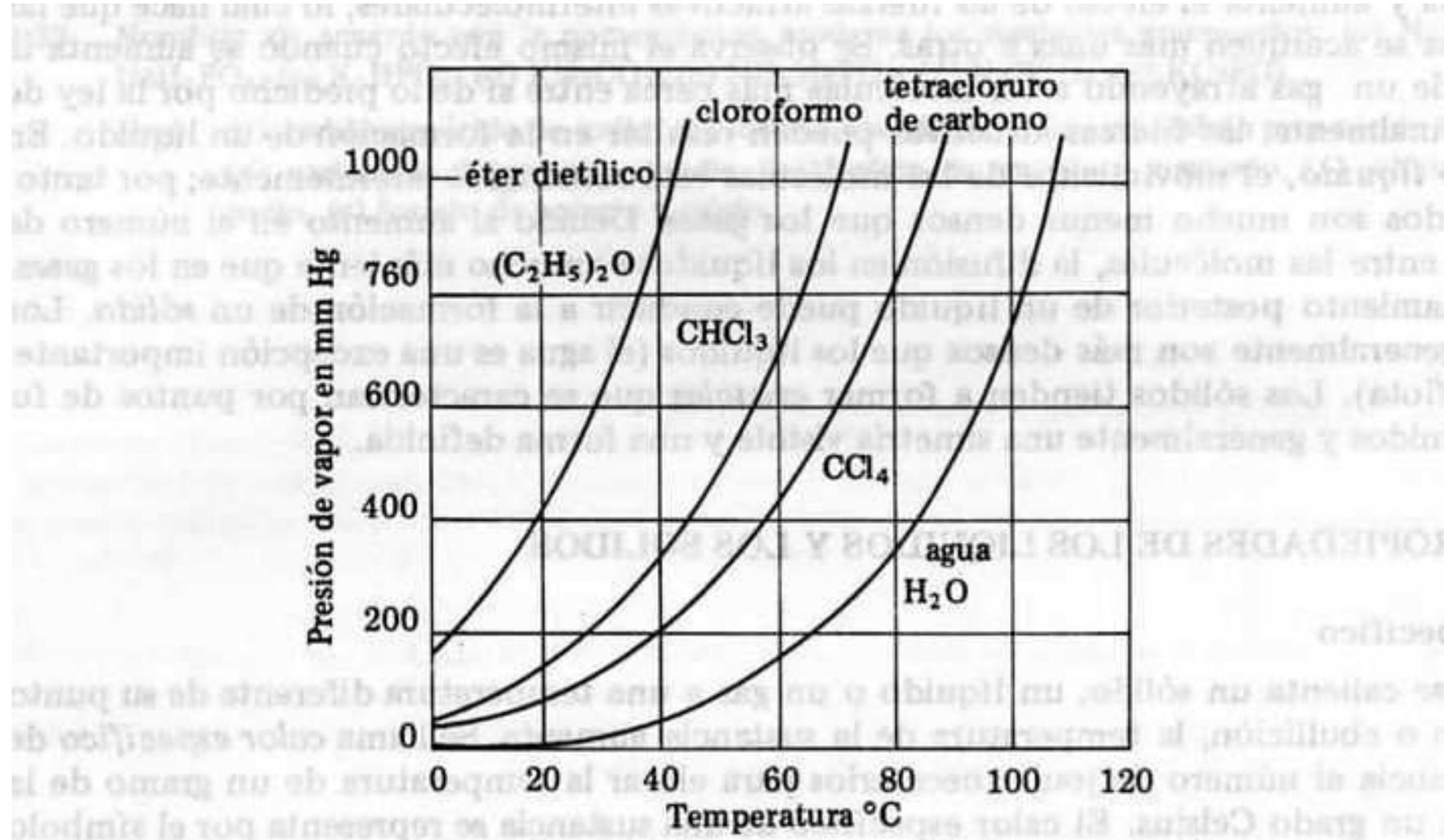
UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. **Presión de Vapor.**

La presión ejercida por las moléculas de vapor en equilibrio con el líquido a una determinada temperatura se llama *presión de vapor del líquido*. La presión de vapor depende de la temperatura y de la clase del líquido, puesto que depende de la naturaleza de las interacciones entre las moléculas de las sustancias; un compuesto tal como el agua tiene una presión de vapor más baja que el éter porque las moléculas de agua tienen fuerza de atracción intermolecular mayores que las moléculas de éter.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. **Presión de Vapor.**



UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. **Punto de Ebullición.**

Se define el punto de ebullición de un líquido *como la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a la presión externa.* Cuando se aplica calor a un líquido, su presión de vapor aumenta hasta hacerse igual a la presión atmosférica. El punto de ebullición varía con la presión externa que existe por encima de la superficie del líquido. Al descender la presión el punto de ebullición disminuye; un aumento en la presión atmosférica aumenta el punto de ebullición.

UNIDAD III. ESTADOS DE LA MATERIA.

PROPIEDADES DE LOS LIQUIDOS. **Punto de Fusión.**

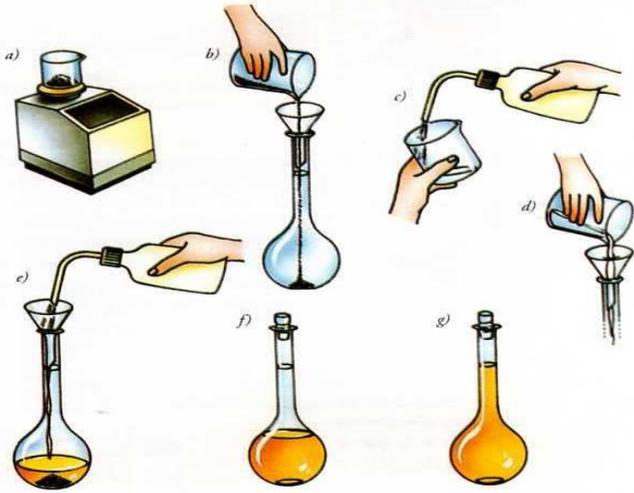
La temperatura a la cual un líquido y su sólido pueden existir en equilibrio se llama *punto de congelación* del líquido y *punto de fusión* del sólido. El equilibrio para el agua, por ejemplo, a 0°C se puede indicar así:



Esta expresión indica que cuando se congela un mol de agua a cero grados centígrados se forma un mol de hielo con desprendimiento de 1440 cal; esta cantidad representa el *calor molar de fusión*.

Hasta ahora hemos hablado tan solo de los líquidos puros, pero que pasa cuando un líquido no es totalmente puro y tiene otras sustancias dispersadas en su seno.

SOLUCIONES



UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

SOLUCIONES.

Las soluciones resultan de la mezcla de varias sustancias puras, cuya unión no produce un cambio químico (no hay reacción), sino solo un cambio físico (las sustancias no pierden su identidad, y por tanto, sus propiedades). Una solución es una mezcla homogénea, donde sus componentes no se pueden diferenciar a simple vista, requiriéndose métodos físicos o químicos para separarlos.

COMPONENTES DE UNA SOLUCION.

Los componentes de una solución son el **soluto** y el **solvente**. El soluto se encuentra en menor cantidad dentro de la solución y es la fase de menor proporción. Es la sustancia que se disuelve hasta un tamaño de magnitud **atómico, molecular** o **iónico** de (10^{-8} a 10^{-7} cm.) El solvente es la sustancia que disuelve al soluto, se encuentra en mayor cantidad y es la fase de mayor proporción, salvo de que se trate de agua, la cual se toma siempre como solvente.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

TIPOS DE SOLUCIONES.

Las soluciones pueden clasificarse según el estado físico de sus componentes o según la proporción en que se encuentran el soluto y el solvente.

SEGÚN EL ESTADO FÍSICO DEL SOLVENTE.

Soluciones sólido-sólido (aleaciones): En este caso ambos sólidos son fundidos y mezclados hasta formar una solución verdadera que al enfriarse solidificarán como un material homogéneo.

Soluciones sólido-líquido: En este caso el soluto se encuentra en estado sólido y el solvente se haya en estado líquido.

Soluciones líquido-líquido: En este caso tanto el soluto como el solvente se encuentran en estado líquido y son miscibles entre sí.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

Tipos de soluciones.

FASE SOLUCION	SOLUTO	SOLVENTE	EJEMPLO
GASEOSA	Líquido	Gas	Vapor de agua
” ” ”	Gas	Gas	Aire
” ” ”	Sólido	Gas	I ₂ en aire
LIQUIDA O ACUOSA	Gas	Líquido	Refrescos (sodas)
” ” ”	Líquido	Líquido	Gasolina
” ” ”	Sólido	Líquido	Agua de mar
SÓLIDA	Gas	Sólido	H ₂ en Pd
” ” ”	Líquido	Sólido	Benceno en I ₂
” ” ”	Sólido	Sólido	Aleaciones (Bronce, Latón)

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

11.- TIPOS DE SOLUCIONES.

Las soluciones pueden clasificarse según el estado físico de sus componentes o según la proporción en que se encuentran el soluto y el solvente.

SEGÚN LA PROPORCION DEL SOLUTO.

Soluciones insaturadas: Contienen una cantidad de soluto menor a la máxima que puede disolverse en esa cantidad de solvente a una temperatura determinada.

Soluciones saturadas: Contienen la máxima cantidad de soluto que el solvente puede disolver a la temperatura determinada.

Soluciones sobresaturadas: Son aquellas soluciones que al ser sometidas a calentamiento pueden disolver una cantidad de soluto superior a la que ella comúnmente puede disolver cuando está saturada.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

SOLUBILIDAD.

Es la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de disolvente, bajo condiciones especiales de presión y temperatura.

$$\mathbf{S = (g \text{ de Solute} / g \text{ de solvente}) \times 100}$$

13.- UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN.

Porcentaje de (p/p): Expresa la cantidad de soluto disuelto por cada 100 unidades de masa de solución.

$$\% (p/p) = (g \text{ de soluto} / g \text{ de solución}) \times 100$$

Porcentaje de (p/v): Expresa la cantidad en masa de soluto disuelto por cada 100 unidades de solución.

$$\% (p/v) = (g \text{ de soluto} / ml \text{ de solución}) \times 100$$

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN.

Porcentaje de (v/v): Expresa el volumen de soluto disuelto por cada 100 unidades de volumen de solución.

$$\% (v/v) = (\text{ml de soluto} / \text{ml de solución}) \times 100$$

Partes por millón (m/m): Expresa que un millón de unidades de masa de solución hay una unidad de masa de soluto. Ejemplo 5 ppm m/m, indica que hay 5 gramos de soluto en 1.000.000 de gramos de solución (1.000 kg.) o lo que es igual 0.000005 gramos de soluto en 1 gramo de solución.

Partes por millón (m/v): Expresa que un millón de unidades de volumen de solución hay una unidad de masa de soluto. Ejemplo 5 ppm m/v, indica que hay 5 gramos de soluto en 1.000.000 de cc de solución (1.000 litros) o lo que es igual 0,005 gramos de soluto en cada litro de solución.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN.

Partes por millón (v/v): Expresa que en un millón de unidades de volumen de solución hay una unidad de volumen de soluto. Ejemplo 5 ppm v/v, indica que hay 5 cc de soluto en 1.000.000 cc de solución. (1.000 lts) o lo que es igual 0.005 cc de soluto en cada litro de solución.

Densidad absoluta: Se define la densidad como la masa de una unidad de volumen de un cuerpo dado. Usualmente se expresa en gramos por centímetro cúbico (g/cc).

Densidad relativa: Es la relación entre la masa de un volumen dado de una sustancia a una temperatura (t) y la masa de un volumen igual de agua a 4 grados centígrados. La densidad absoluta es adimensional.

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN.

Molaridad: Se define la molaridad de una solución como el número de moles de soluto que hay en un litro de solución.

$$\mathbf{M = n. de moles / lts de solución}$$

Molalidad: Es la cantidad de moles de soluto que se encuentran en un kilogramo de solvente.

$$\mathbf{m = n. de moles / kilogramos de solvente}$$

Normalidad: La normalidad de una disolución se define como el número de equivalentes gramo de soluto existente en un litro de solución.

$$\mathbf{N = equivalentes de soluto / lts de solución}$$

$$\mathbf{Equival de slto = gr de slto / Peso equivalente}$$

$$\mathbf{Peso equival = Peso molecular / N. de equival.}$$

UNIDAD III. ESTADO LIQUIDO.

UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN.

Número de Equivalentes Químicos.

Ácidos: Número de hidrógenos o protones (H⁺) sustituibles.

Bases: Número de oxidrilos o cargas negativas (OH⁻) sustituibles.

Sales: Es preciso ver la reacción de óxido-reducción en donde intervienen, para determinar el número de electrones intercambiados.

Entonces si:

Equival de slto = (gr de slto)* (N. de equival)/ Peso molecular

N = (gr de slto)* (N. de equival)/ Peso molecular*Its de solución

PROPIEDADES COLIGATIVAS

- Las soluciones presentan dos tipos de propiedades, unas que dependen del tipo de soluto empleado y otras que son independientes de él. Así, por ejemplo si preparamos una solución 1 molar de cloruro de sodio y una solución 1 molar de glucosa, propiedades como la densidad, la viscosidad, el índice de refracción, la conductividad eléctrica, etc., son muy diferentes en cada caso. En cambio las propiedades como presión de vapor, punto de congelación, punto de ebullición y presión osmótica son muy parecidas.
- Estas últimas reciben el nombre de propiedades coligativas, del latín *colligatus*, “reunidos”, porque generalmente dependen del número de moles disueltos en una cantidad de solvente y no de la naturaleza del soluto.

PROPIEDADES COLIGATIVAS

- PRESION DE VAPOR. LEY DE RAOULT.
- En 1887, Francois-Marie Raoult estableció que la ley que lleva su nombre y la cual recoge lo siguiente: *En soluciones diluidas la disminución en la presión de vapor es proporcional a la fracción molar del soluto.* Dicho de otro modo la presión de vapor de la solución es proporcional a la fracción molar del solvente.

$$P = P_A^0 \cdot X_A$$

Donde:

P: Presión parcial de la solución.

P_A^0 : Presión parcial del solvente.

X_A : Fracción molar del solvente.

PROPIEDADES COLIGATIVAS

- **PUNTO DE EBULLICION DE LAS SOLUCIONES DE SOLUTOS NO VOLATILES.**
- El punto de ebullición de una solución de un soluto no volátil es mayor que el punto del solvente puro. La diferencia entre los puntos de ebullición de la solución y del solvente se conoce como elevación del punto de ebullición y se designa por ΔT_e . En soluciones diluidas, la elevación del punto de ebullición es directamente proporcional al numero de moles de soluto en un peso dado de solvente. Esto es, un mol de cualquier soluto añadido a la misma cantidad de solvente, siempre producirá la misma elevación del punto de ebullición.
- Para cada solvente se ha medido el numero de grados de aumento del punto de ebullición que se produce al adicionar 1 mol de soluto no volátil a 100 g de solvente. Este numero recibe el numero de constante molal de ebullición o *constante ebulloscópica*, K_c , y puede usarse para calcular los pesos molares de los solutos a partir de datos experimentales.

$$\Delta T_e = K_c \times m$$

Donde:

ΔT_e : Punto de ebullición de la solución – Punto de ebullición del solvente.

K_c : Constante ebulloscópica.

m : molalidad.

PROPIEDADES COLIGATIVAS

- **PUNTO DE CONGELACION DE LAS SOLUCIONES DE SOLUTOS NO VOLATILES.**
- En contraste con el punto de ebullición, el punto de congelación de una solución generalmente es mas bajo que el punto de congelación del solvente puro. La diferencia entre estas dos temperaturas se conoce como *depresión en el punto de solidificación* y se designa por ΔT_s y es proporcional a la concentración molal del soluto

$$\Delta T_s = K_s \times m$$

Donde:

ΔT_s : Punto de congelación de la solución – Punto de congelación del solvente.

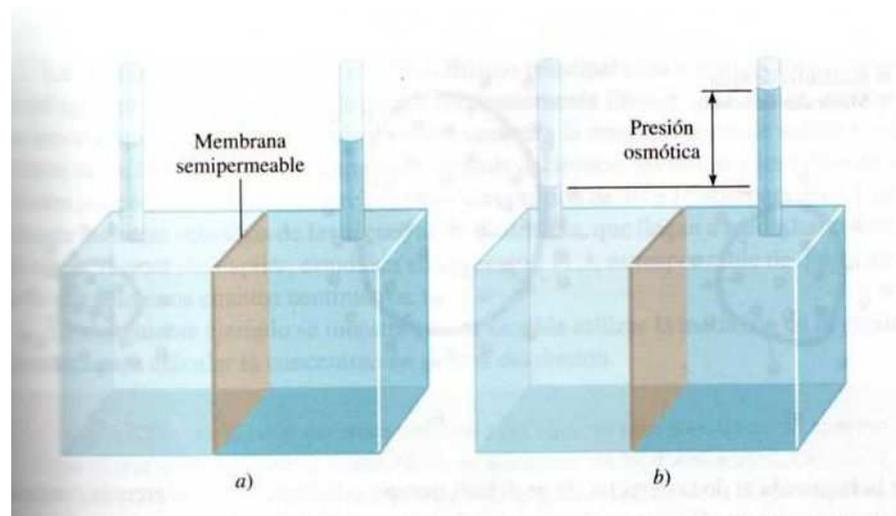
K_s : Constante crioscópica.

m : molalidad.

Tanto K_c como K_s son propiedades del solvente e independientes de la naturaleza del soluto

PROPIEDADES COLIGATIVAS

- **PRESION OSMOTICA.**
- Cuando un solvente y su solución se encuentran separados por una membrana semipermeable que permite el paso de las moléculas del solvente, se desarrolla una presión osmótica en la solución. Este fenómeno lo podemos apreciar en la siguiente figura:



PROPIEDADES COLIGATIVAS

- Los compartimientos están separados por una membrana semipermeable. A los pocos instantes la velocidad con que se mueven las partículas del solvente en el sentido solvente-solución es mayor que la velocidad de las partículas que se mueven en el sentido solución-solvente. Esto hace que la columna del lado de la solución se eleve, de manera que la presión requerida para que dicha columna retorne a su nivel inicial se conoce como presión osmótica.
- La presión osmótica es una propiedad coligativa que es proporcional a la concentración molar de la solución. Esta relación solo es válida a concentraciones diluidas donde la molaridad y la molalidad son prácticamente las mismas. Así,
- $\Pi \propto M$
- Donde:
- Π : Presión osmótica
- M: Molaridad
- α : Constante de proporcionalidad.

PROPIEDADES COLIGATIVAS

- α la Constante de proporcionalidad es el producto de la constante de los gases y la temperatura absoluta (RT).

$$\Pi = M \cdot (RT) \quad \text{dado que } M = n/V \quad \Pi = n/V \cdot (RT)$$

$$\Pi \cdot V = n \cdot (RT)$$

Donde:

Π : Presión osmótica

M : Molaridad

R : Constante universal de los gases (0,0821 litro-atm/mol-grado)

T : Temperatura absoluta.

V : Volumen de la solución.

n : Número de moles.

Esta expresión es similar a la correspondiente a la de la presión de los gases ideales