CAPÍTULO 7

LÍQUIDOS Y SOLUCIONES

7.1. COMPARACIÓN ENTRE LOS ESTADOS GASEOSO, SÓLIDO Y LÍQUIDO

Tabla 7-1 Propiedades de gases, líquidos y sólidos.

Propiedad	Gases	Líquidos	Sólidos
Forma	Adoptan la forma del recipiente	Adoptan la forma del recipiente	Forma propia
Volumen	Depende del recipiente que lo contenga	Volumen propio. **No** depende del recipiente.	Volumen propio
Compresibilidad	Muy compresibles	Casi no se pueden comprimir	No son compresibles
Capacidad de fluir	Fluyen muy fácilmente	Fluyen	No fluyen
Densidad relativa entre los estados	Muy baja densidad	Mayor que los gases, pero menor que los sólidos	Alta densidad en comparación con gases y líquidos
Fuerzas intermoleculares	Casi no existen	Mayores que en los gases, pero menores que en los sólidos	Más fuertes que en gases y líquidos
Separación entre las moléculas	Muy separadas	Más separadas que en los sólidos, mucho menos separadas que en los gases	Muy juntas
Organización de las moléculas	Moléculas muy desorganizadas	Más organizadas que los gases pero menos que los sólidos	Muy organizadas (en los cristales)
Movimiento de las moléculas	Se mueven constantemente en forma aleatoria	Se deslizan unas sobre otras	No se mueven, sólo vibran alrededor de posiciones fijas

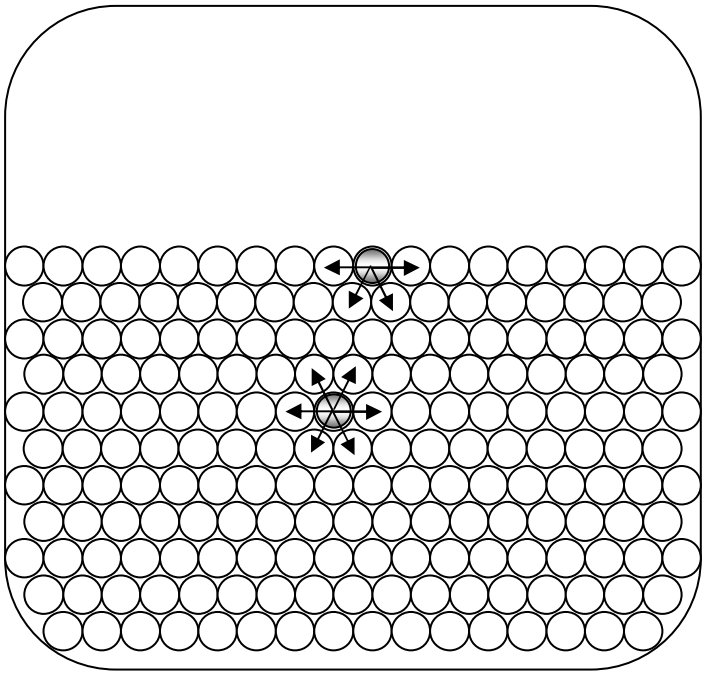
7.2. PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS

7.2.1. TENSIÓN SUPERFICIAL.

Es la energía necesaria para estirar o aumentar la superficie de un líquido por unidad de área. Los líquidos que presentan valores altos de tensión superficial poseen fuerzas intermoleculares grandes. La figura 7-1 muestra un esquema de las fuerzas intermoleculares en la superficie y en el seno de un líquido.

Se puede observar que las moléculas de la superficie son atraídas hacia el interior, formando una especie de "piel" en la superficie, sobre la cual algunos insectos pueden pararse o caminar, sin hundirse.

Figura 7-1 Atracción entre las moléculas de un líquido



7.2.2. FUERZAS DE COHESIÓN Y ADHESIÓN.

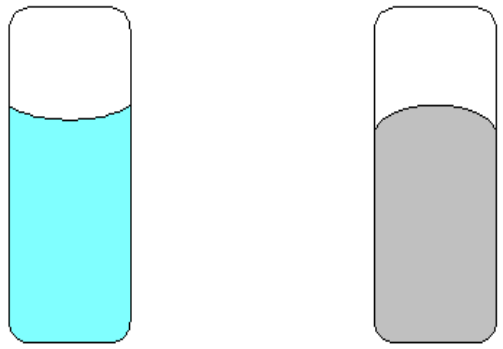
Las fuerzas intermoleculares que unen moléculas similares, se denominan fuerzas de cohesión. Las fuerzas que unen las moléculas de una sustancia a una superficie, se denominan fuerzas de adhesión.

Un líquido contenido en un recipiente experimenta fuerzas de cohesión entre sus moléculas y fuerzas de adhesión a las paredes internas del recipiente.

Si las fuerzas de adhesión son mayores que las de cohesión, como sucede con el agua cuando está en un recipiente de vidrio, el líquido se "pega" al recipiente y tiende a subir, formando una curvatura (en forma de sonrisa) en la superficie del líquido. Por el contrario si las fuerzas de adhesión son menores a las fuerzas de cohesión, el líquido tiende a separarse del recipiente formando una curvatura contraria a la anterior, como sucede con el mercurio y el vidrio.

Esta curvatura de la superficie del líquido se denomina menisco y se observa con mayor intensidad cuando el líquido se encuentra en un tubo delgado. La figura 7-2 muestra la forma del menisco del agua y del mercurio.

Figura 7-2 Meniscos



Agua Mercurio

Fuerzas de adhesión > Fuerzas de cohesión

Fuerzas de adhesión < Fuerzas de cohesión

La capilaridad es una consecuencia del desbalance entre las fuerzas de adhesión y las de cohesión. Cuando la fuerza de adhesión es mayor que la de cohesión (agua en un tubo de vidrio) el líquido puede trepar por el interior de un tubo capilar, venciendo la fuerza de gravedad. Mientras más delgado el tubo, mayor altura alcanza el líquido. Esta propiedad permite a las plantas absorber agua y nutrientes por la raíz y llevarlos hasta las ramas y hojas, aunque estén muy altas.

7.2.3 VISCOSIDAD.

Es una medida de la resistencia de un líquido a fluir. Esta propiedad tiene relación con la facilidad con que las moléculas individuales del líquido pueden moverse unas respecto a otras; depende de las fuerzas intermoleculares y de la existencia de características estructurales que pudieran hacer que las moléculas se "enreden".

La viscosidad disminuye al aumentar la temperatura, ya que al aumentar la energía cinética, las moléculas pueden vencer más fácilmente las fuerzas de cohesión.

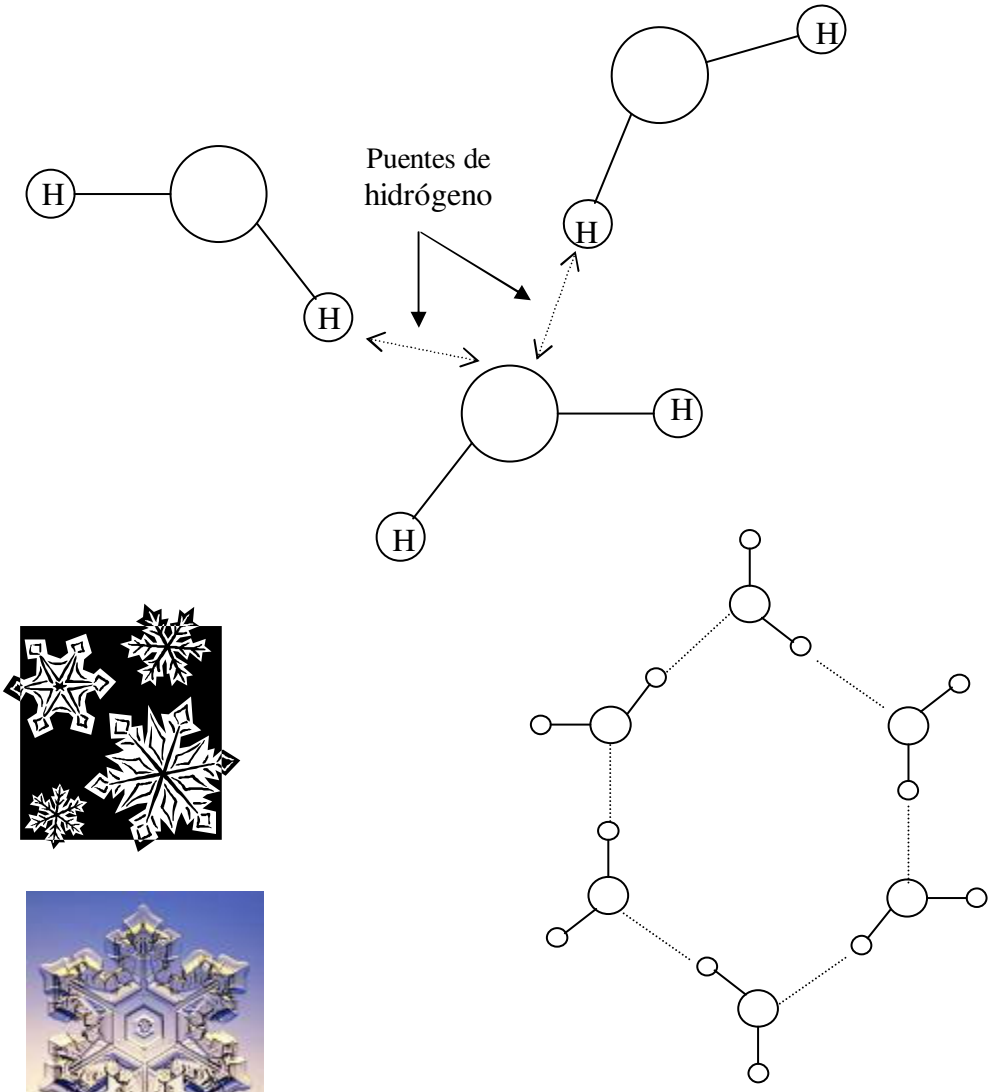
7.3. PROPIEDADES DEL AGUA

En casi todas las sustancias conocidas, el estado líquido presenta una densidad intermedia entre el estado sólido (más denso) y el estado gaseoso (menos denso). Sin embargo, el hielo es menos denso que el agua líquida y por eso flota.

Esto se debe a que las moléculas de agua se unen fuertemente entre sí por puentes de hidrógeno. El oxígeno de cada molécula de agua atrae a los hidrógenos de las moléculas vecinas. En estado líquido, los puentes de hidrógeno se forman y se rompen permitiendo el deslizamiento de unas moléculas sobre otras.

Cuando la temperatura del agua disminuye y se acerca a 0ºC los puentes de hidrógeno obligan a las moléculas a acomodarse en una estructura tridimensional que permita la mínima repulsión y la máxima atracción; esta estructura ocupa un mayor volumen que el agua líquida, ya que los átomos de oxígeno deben rodearse de hidrógenos (atracción por puentes de hidrógeno) y no deben existir otros átomos de oxígeno cercanos (repulsión). Esta estructura molecular se evidencia en los cristales de nieve vistos al microscopio, que tienen forma hexagonal.

Figura 7-3 Estructura del hielo

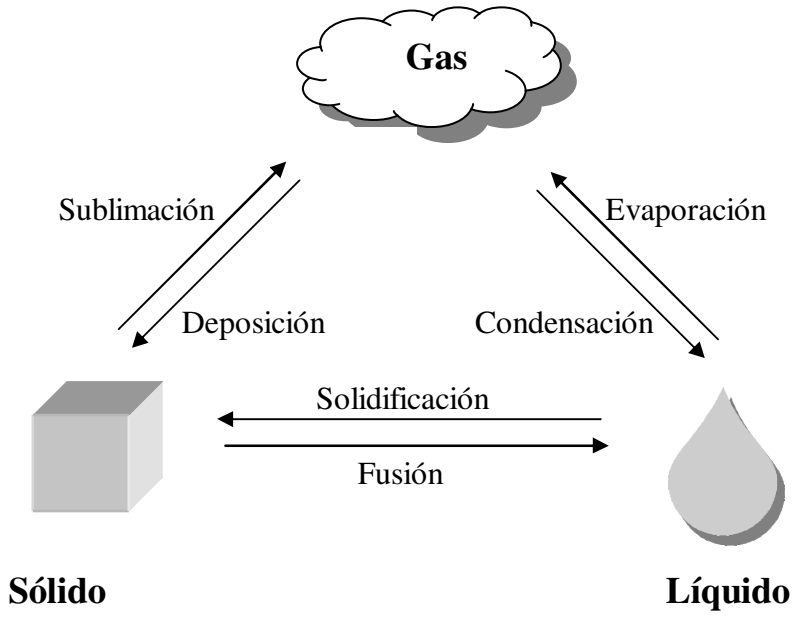


Cristal de hielo

7.4. CAMBIOS DE FASE

Se denomina cambio de fase al paso de una sustancia de un estado físico a otro: sólido, líquido o gas. La figura 7-4 muestra los cambios de fase que puede experimentar una sustancia y los nombres que reciben esos cambios.

Figura 7-4 Cambios de fase.

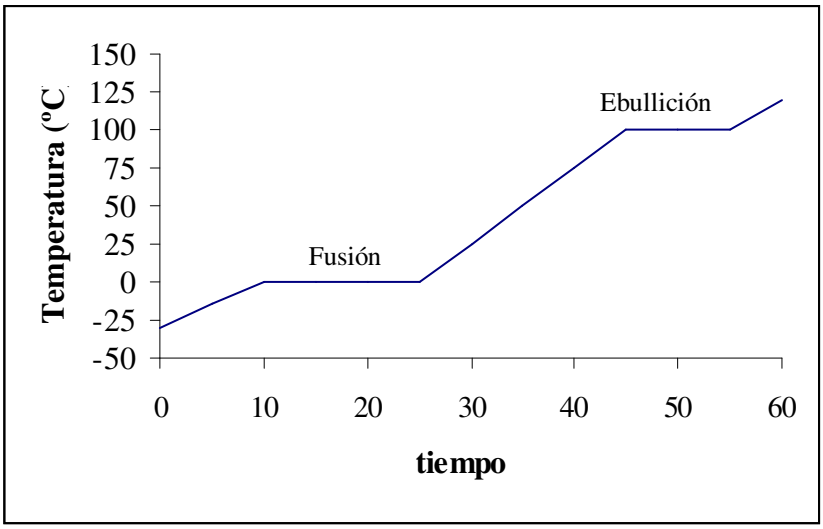


Cada cambio de fase va acompañado de un cambio de energía. El cambio de entalpía (energía) asociado a la fusión de un sólido se denomina calor de fusión (ΔH_{fus}). El calor necesario para evaporar un líquido a determinada temperatura, se denomina calor de vaporización (ΔH_{vap}). No es necesario que un líquido hierva para que se evapore: cuando la ropa mojada se tiende, el calor suministrado por el ambiente es suficiente para que el agua se evapore y así la ropa se seca.

Se puede realizar el siguiente experimento: se toma un trozo de hielo y se le suministra calor, lentamente, en forma constante y se mide su temperatura. Al principio el hielo comienza a aumentar su temperatura hasta que llega a 0ºC. En ese momento comienza a fundirse, pero la temperatura no cambia hasta que todo el hielo se ha fundido. Luego el agua comienza a aumentar su temperatura hasta que alcanza 100 ºC y comienza a hervir; esa temperatura se mantiene constante hasta que toda el agua ha pasado a la fase de vapor. Luego el vapor aumenta su temperatura.

Si se elabora un gráfico del experimento se obtendrá algo similar a lo que se muestra en la figura 7-5

Figura 7-5 Gráfica de calentamiento del agua.



Durante la fusión todo el calor suministrado se utiliza para vencer las fuerzas intermoleculares del sólido y pasar al estado líquido, por eso no aumenta la temperatura hasta que todo el hielo se ha derretido.

Durante la ebullición ocurre algo similar, no hay aumento de temperatura hasta que toda el agua ha logrado vencer las fuerzas intermoleculares que las mantienen en estado líquido, para pasar a la fase de vapor. Esta propiedad permite cocinar en agua a una temperatura constante: la de ebullición del agua.

Durante el calentamiento de una fase, el calor suministrado se puede calcular por la siguiente ecuación:

$$q = \text{masa de la sustancia} \times \text{calor específico} \times \Delta T$$

Durante un cambio de fase, el calor suministrado se puede calcular por la ecuación:

$$q = \text{cantidad de la sustancia (mol)} \times \text{entalpía del cambio de fase } (\Delta H)$$

La tabla 7-2 muestra los valores (promedio) de calor específico y entalpías asociadas a los cambios de fase para el agua.

Tabla 7-2 Datos de Calor específico y entalpía para el agua

	Calor específico (promedio)
Hielo	2,09 J/g ºC
Agua líquida	4,18 J/g ºC
Vapor de agua	2,03 J/g ºC

ΔH de fusión del hielo	6,01 kJ/mol (a 0ºC)
ΔH de vaporización del agua líquida	40,67 kJ/mol (a 100 ºC)

Ejemplo 7.1. Determine la cantidad de energía (kJ) necesaria para calentar 360 g de hielo a –10ºC hasta llevarlo a vapor de agua a 110 ºC.

Para resolver el problema hay que dividirlo en varias etapas:

Etapa 1: Calentamiento del hielo desde – 10ºC hasta 0ºC.

q_1 = 360 g de hielo x calor específico del hielo x ΔT

q_1 = 360 g x 2,09 J/g ºC x [0 ºC – (-10 ºC)] = 7,52 x 10^3 J = 7,52 kJ

Etapa 2: Fusión del hielo a 0ºC

q_2 = mol de hielo x ΔH fusión

$$q_2 = 360 \text{ g de hielo} \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \times 6{,}01 \text{ kJ/mol} = 120 \text{ kJ}$$

Etapa 3: Calentamiento del agua desde 0 ºC hasta 100 ºC.

q_3 = 360 g de agua x calor específico del agua líquida x ΔT

q_3 = 360 g x 4,18 J/g ºC x (100 ºC – 0 ºC) = 150 kJ

Etapa 4: Ebullición del agua.

q_4 = mol de agua x ΔH vaporización

$$q_2 = 360 \text{ g de agua} \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \times 40{,}67 \text{ kJ/mol} = 813 \text{ kJ}$$

Etapa 5: calentamiento del vapor de agua desde 100 hasta 110 ºC

q_5 = 360 g de vapor x calor específico del vapor de agua x ΔT

q_5 = 360 g x 2,03 J/g ºC x (110 ºC – 100 ºC) = 7,31 kJ

El calor total es la suma de todos ellos

$q_{total} = q_1 + q_2 + q_3 + q_4 + q_5 = 1098$ kJ

7.5. PRESIÓN DE VAPOR

Si se coloca un líquido dentro de un recipiente vacío, se tapa herméticamente y se mantiene constante la temperatura, algunas moléculas de la superficie del líquido pueden vencer las fuerzas intermoleculares y "saltar" a la fase de vapor. Luego de un cierto tiempo, algunas de las moléculas que están en fase de vapor pueden condensarse y pasar al estado líquido. De esta forma se establece un equilibrio cuando la cantidad de moléculas en fase de vapor permanezca invariable, ya que por cada molécula que se evapora, una molécula se condensa.

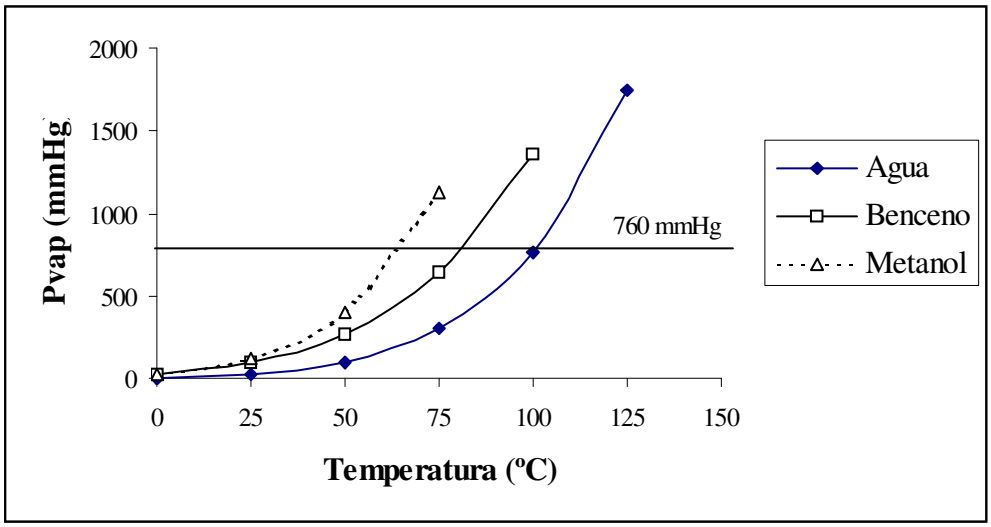
Las moléculas en fase de vapor ejercen presión dentro del recipiente, denominada presión de vapor. Esta presión es constante siempre que la temperatura permanezca constante.

Si la temperatura aumenta, la cantidad de moléculas que se evaporan será mayor que las que se condensan, por lo tanto la presión de vapor aumentará.

Existen líquidos que se evaporan muy fácilmente, son los líquidos volátiles (acetona, alcohol, gasolina, colonia). Tienen una presión de vapor alta, al contrario de los líquidos no volátiles cuyos valores de presión de vapor son bajos.

La figura 7-6 muestra la variación de la presión de vapor en función de la temperatura para varios líquidos.

Figura 7-6 Presión de vapor vs temperatura



La evaporación de un líquido a temperatura ambiente no es visible. Sin embargo, sí se puede ver cuando un líquido hierve. La evaporación no es lo mismo que la ebullición. La evaporación ocurre en un amplio rango de temperatura (entre el punto de fusión y el de ebullición), mientras la ebullición ocurre sólo cuando se alcanza el punto e ebullición.

Se denomina punto de ebullición a la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido se hace igual a la presión del ambiente. El punto de ebullición normal es la temperatura a la cual la presión de vapor se hace igual a 1,00 atmósfera.

El punto de ebullición normal del agua es 100 ºC. De la figura 7-6 se pueden obtener los valores para el benceno y el metanol, del corte de las curvas con el valor de presión de 760 mmHg (1,00 atm).

Si la presión del ambiente es menor de 1,00 atm, el agua hervirá a una temperatura menor a 100 ºC. Esto ocurre en lo alto de una montaña. En una olla de presión el agua hierve a más de 100 ºC, ya que la presión del ambiente dentro de la olla tapada, es mayor de 1,00 atm.

7.6. PRESIÓN DE VAPOR Y TEMPERATURA

La relación matemática entre los valores de presión de vapor de un líquido y la temperatura está dada por la ecuación de Clausius-Clapeyron:

$$\ln \frac{P_1}{P_2} = \frac{\Delta H_{vap}}{R}\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) \quad \text{ó} \quad \log \frac{P_1}{P_2} = \frac{\Delta H_{vap}}{2{,}303\,R}\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

Donde P1 y P2 son los valores de presión de vapor a las temperaturas absolutas T1 y T2 y R es la constante de los gases, en unidades de energía

$$R = 8{,}314\ \frac{J}{mol\ K}$$

Ejemplo 7.2 Determine la presión de vapor del etanol a 60 ºC si se sabe que a 34,9 ºC la presión de vapor es 100 mmHg y el ΔH de vaporización del etanol es 39,3 kJ/mol.

Para resolver este problema se utiliza la ecuación de Clausius-Clapeyron:

P_1 = 100 mmHg T_1 = 34,9 ºC + 273 = 307,9 K
P_2 = ? T_2 = 60,0 ºC + 273 = 333,0 K
ΔHvap = 39,3 kJ/mol = 39,3 x 10^3 J/mol

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

$$\ln \frac{100\ mmHg}{P_2} = \frac{39{,}3\ x\ 10^3\ \frac{J}{mol}}{8{,}314\ \frac{J}{mol\ x\ K}}\left(\frac{1}{333{,}0\ K} - \frac{1}{307{,}9\ K}\right) = -\ 1{,}202$$

$$\frac{100\ mmHg}{P_2} = e^{-1{,}202} = 0{,}301 \qquad P_2 = \frac{100\ mmHg}{0{,}301} = 333\ mmHg$$

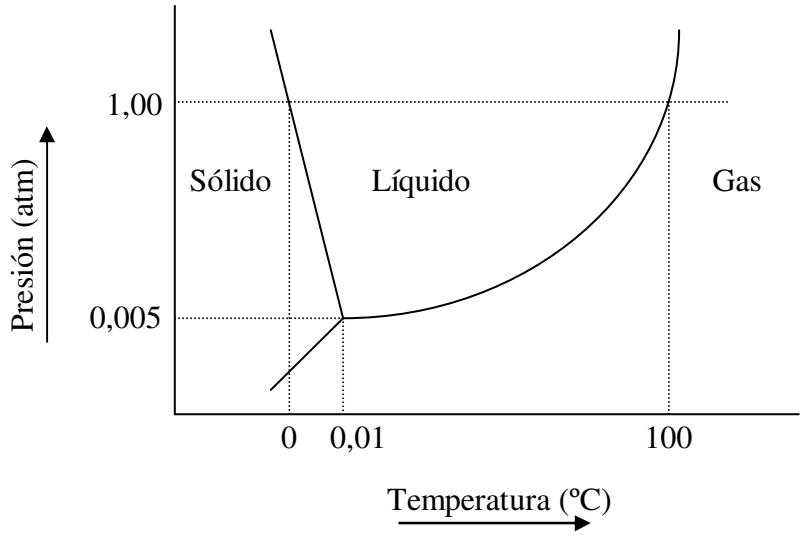
7.7. DIAGRAMA DE FASES

El diagrama de fases de una sustancia describe en forma gráfica las relaciones entre las fases sólida, líquida y gas de una sustancia.

La figura 7-7 muestra el diagrama de fases del agua (no está a escala). La gráfica se divide en tres zonas; cada una representa una fase pura. Cada línea indica las condiciones en que las fases adyacentes están en equilibrio. El punto en que se cruzan las tres líneas se denomina punto triple: única condición (temperatura y presión) en que pueden coexistir en equilibrio las tres fases. Para el agua este punto se encuentra a 0,01 ºC y 0,006 atmósferas.

Los diagramas de fases permiten predecir los cambios que experimentan el punto de fusión el de ebullición cuando la presión varía. Para el agua a una presión de 1,00 atm el punto de fusión es 0,00 ºC y el de ebullición 100,0 ºC. Si la presión externa disminuye por debajo de 1,00 atm, el punto de fusión aumenta (ligeramente) y el de ebullición disminuye. Por ejemplo, en una montaña donde la presión atmosférica sea 0,54 atm, el punto de ebullición será 83 ºC y el punto de fusión tendrá un valor entre 0,00 y 0,01 ºC.

Figura 7-7 Diagrama de fases del agua (No está a escala)

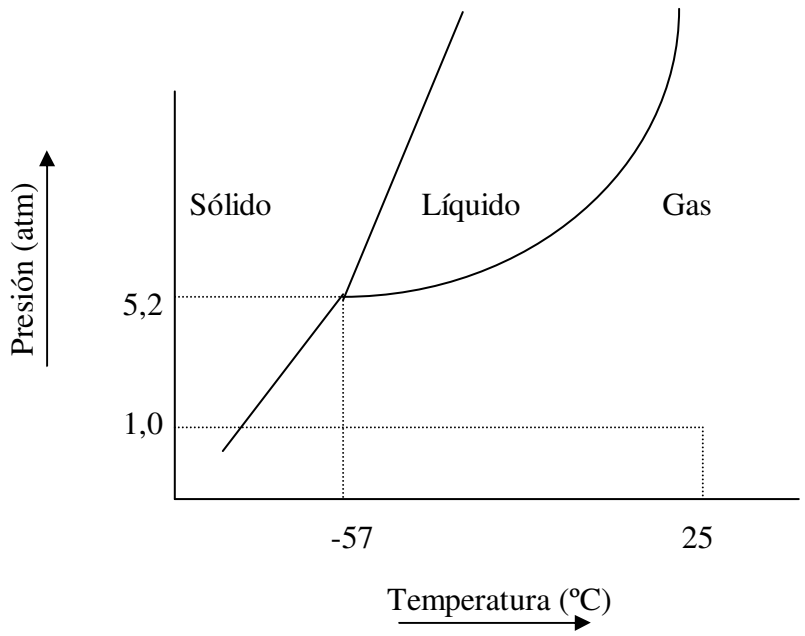


La figura 7-8 muestra el diagrama de fases del CO_2. El punto triple se encuentra a 5,2 atm y –57 ºC. Se observa que la línea de equilibrio sólido-líquido se encuentra inclinada hacia la derecha, a diferencia de la del agua que se inclina hacia la izquierda. Este se debe a las propiedades del agua, fundamentalmente al hecho de que el hielo es menos denso que el agua líquida, mientras que en las demás sustancias el sólido es más denso que el líquido.

La fase líquida del CO_2 se encuentra a presiones mayores de 5,2 atm. Por lo tanto, a la presión de 1,00 atm o menos, el CO_2 no puede existir en forma líquida. El “hielo seco” es

CO_2 sólido, cambia directamente de sólido a gas sin pasar por el estado líquido, por eso "no moja".

Figura 7-8 Diagrama de fases del CO_2 (No está a escala)



7.8. SOLUCIONES

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. En general una solución está formada por un soluto y un solvente. El estado físico del solvente determina el estado físico de la solución.

Tanto el soluto como el solvente pueden existir en cualquiera de los tres estados: sólido, líquido y gas. La tabla 7-3 muestra diferentes tipos de soluciones.

Tabla 7-3 Tipos de soluciones

Estado físico del Soluto	Estado físico del Solvente	Estado físico de la Solución	Ejemplo
Sólido	Sólido	Sólido	Bronce (cobre en cinc)
Líquido	Sólido	Sólido	Amalgama dental (mercurio en platino)
Gas	Sólido	Sólido	Hidrógeno en paladio
Sólido	Líquido	Líquido	Agua de mar
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol en agua
Gas	Líquido	Líquido	Agua carbonatada (CO_2 gas en agua)
Sólido	Gas	Gas	* Plomo en el aire, smog
Líquido	Gas	Gas	* Neblina (agua en aire)
Gas	Gas	Gas	Aire

***** Se pueden considerar coloides

De acuerdo con la cantidad relativa de soluto, las soluciones se pueden clasificar en diluidas y concentradas. Esta clasificación es ambigua pues sólo sirve para comparar dos soluciones.

De acuerdo a la solubilidad del soluto en el solvente y a la cantidad de soluto, las soluciones pueden clasificarse en: insaturadas y saturadas. Las insaturadas son aquéllas que pueden disolver más cantidad de soluto, es decir si se les agrega más soluto y se agita, se disuelve. Las saturadas son aquellas que no pueden disolver más cantidad de soluto; si se agrega más soluto, no se disuelve, se deposita en el fondo del recipiente.

7.8.1 REGLAS DE SOLUBILIDAD

La solubilidad no es un fenómeno sencillo, por lo cual no es posible establecer unas reglas simples que funcionen para todos los casos. Sin embargo, es posible establecer algunas reglas generales de solubilidad en agua para solutos que se utilizan en Química General (ácidos, bases y sales). Se consideran insolubles aquellas sustancias cuya solubilidad en agua es menor a 0,02 mol por litro.

1) Los ácidos inorgánicos comunes son solubles en agua. Los ácidos orgánicos de baja Masa Molar son solubles.
2) Los compuestos de los metales del grupo 1A y del amonio (NH_4^+) son solubles.
3) Las sales de los aniones siguientes: nitratos (NO_3^-) acetatos (CH_3COO^-) cloratos (ClO_3^-) y percloratos (ClO_4^-) son solubles.
4) Los cloruros son solubles en agua excepto AgCl, Hg_2Cl_2, y $PbCl_2$ Los bromuros (Br^-) y yoduros (I^-) muestran una solubilidad similar a los cloruros.
5) Los sulfatos son solubles en agua excepto $PbSO_4$ y $HgSO_4$.
   $CaSO_4$ y Ag_2SO_4 son moderadamente solubles
6) Los hidróxidos de los metales son insolubles en agua excepto los del grupo 1A y elementos con mayor Masa Molar del grupo 2A como el $Ca(OH)_2$.
7) Los carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}) y arsenatos (AsO_4^{3-}) son insolubles en agua excepto los de los metales del grupo 1A y el NH_4^+. El $MgCO_3$ es moderadamente soluble.
8) Los sulfuros son insolubles en agua excepto los de los metales de los grupos 1A y 2A.y el amonio (NH_4^+)

7.8.2 <u>UNIDADES DE CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES</u>

$$\text{\% en masa (\% en peso)} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de solución (g)}} \times 100$$

$$\text{\% masa / volumen} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de solución (mL)}} \times 100$$

$$\text{\% volumen / volumen} = \frac{\text{volumen de soluto (mL)}}{\text{volumen de solución (mL)}} \times 100$$

$$\text{ppm (partes por millón)} = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{volumen de solución (L)}}$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{volumen de solución (L)}}$$

La Molaridad recibe el nombre de “Concentración de cantidad de sustancia” y en los textos actualizados se le representa con la letra C mayúscula. Sin embargo, está muy difundido del término Molaridad.

$$\text{molalidad (m)} = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{masa de SOLVENTE (kg)}}$$

La molalidad es la **única** unidad de concentración que hace referencia a la **cantidad de solvente**.

La Normalidad: Esta unidad de concentración merece una explicación aparte debido a que no se está utilizando en el lenguaje químico. Desde 1970 la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) decidió dejar de utilizarla. Esta unidad de concentración depende de la reacción en la cual va a intervenir la sustancia, así una misma solución puede tener varios valores de normalidad. Sin embargo, muchos textos de ingeniería hacen referencia a la normalidad y la utilizan comúnmente, por lo tanto es importante que el ingeniero sepa utilizarla.

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{\text{volumen de solución (L)}}$$

$$\text{Equivalente de soluto} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{Peso equivalente del soluto}}$$

$$\text{Peso equivalente de soluto} = \frac{\text{Masa molar del soluto (Peso Molecular)}}{a}$$

El valor de **a** va a depender del tipo de reacción en la cual esté involucrado el soluto. La tabla 7-4 muestra las posibilidades para el valor de **a**.

Tabla 7-4 Valores de a en diferentes reacciones

Tipo de reacción en que interviene el soluto	**Valor de a =**
Acido base. Soluto ácido	Nº de hidrógenos ácidos en una molécula de soluto
Acido base. Soluto básico	Nº de grupos OH en una molécula de soluto
Oxido reducción	Nº de electrones ganados o perdidos por un mol de soluto.
Si el soluto es una sal	Nº de cargas positivas de cationes que produce un mol del soluto

Si la sustancia es un ácido como el H_3PO_4 el valor de **a** cuando reacciona como ácido es 3. Pero si el H_3PO_4 reacciona por oxido-reducción y cambia a fósforo puro, su estado de oxidación cambiará de 5 a cero, por lo tanto debe ganar 5 electrones y el valor de **a** en este caso es 5.

7.8.3 PROPIEDADES COLIGATIVAS

Son propiedades que dependen sólo del número de partículas de soluto en la solución y no de la naturaleza de las partículas. Estas propiedades son: disminución de la presión de vapor, aumento del punto de ebullición, disminución del punto de congelación y presión osmótica.

7.8.3.1. Disminución de la presión de vapor: si un soluto es no volátil, la presión de vapor de la solución, siempre será menor que la presión de vapor del solvente puro. La Ley de Raoult dice: la presión de vapor de una disolución será igual a la presión de vapor del solvente puro, multiplicada por la fracción molar del solvente en la solución.

$$P_{vap\ de\ la\ solución} = X_{solvente} \times P_{vap\ solvente\ puro}.$$

7.8.3.2. Aumento del punto de ebullición: si un soluto es no volátil, el punto de ebullición de la solución será mayor que el punto de ebullición del solvente puro. Esta variación es directamente proporcional a la concentración (molalidad) de la solución.

$$\Delta T_{ebullición} = Kb \times molalidad$$

Kb es la constante molal de elevación del punto de ebullición. Para el agua el valor de Kb = 0,52 ºC x kg/mol.

7.8.3.3. Disminución del punto de congelación: si un soluto es no volátil, el punto de congelación de la solución será menor que el punto de ebullición del solvente puro. Esta variación es directamente proporcional a la concentración (molalidad) de la solución.

$$\Delta T_{congelación} = Kc \times molalidad$$

Kc es la constante molal de disminución del punto de congelación. Para el agua el valor de Kc = 1,86 ºC x kg/mol.

7.8.3.4. Presión Osmótica de una solución (π): Es la presión que se requiere para detener la ósmosis. Esta presión puede medirse de la diferencia de niveles de dos fluidos. La expresión matemática para calcular la presión osmótica es:

$$\pi = M \times R \times T$$

Donde:

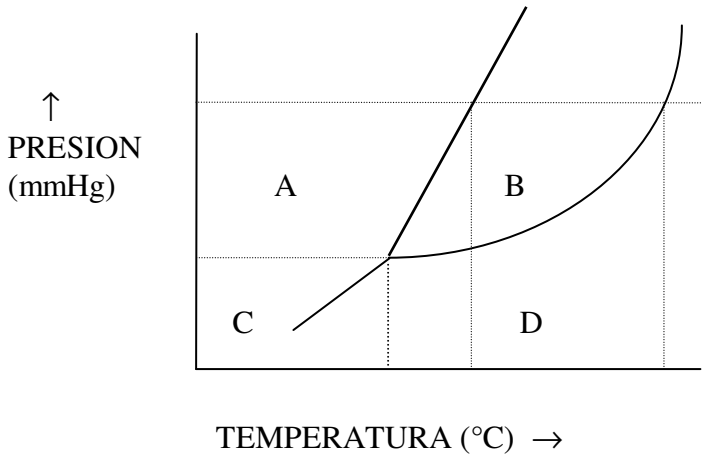
π : Presión osmótica de la solución.
M: Molaridad de la solución
R: constante de los gases 0,082 atm x L /mol x K
T: temperatura de la solución en Kelvin.

7.9. PROBLEMAS PROPUESTOS

1.- Al colocar un cristal de nieve al microscopio puede observarse una estructura cristalina en forma de hexágonos, formados por muchas moléculas.
¿Qué propiedad (o propiedades) particular presenta el agua en estado sólido que permite la vida acuática durante inviernos muy severos? Explique brevemente.

2.- El alcohol isopropílico C_3H_8O tiene una presión de vapor de 100 torr a 39,5 °C y de 400 torr a 67,8 °C.
a) Determine el calor molar de vaporización.
b) Determine el punto de ebullición normal del compuesto.

3.- A continuación se presenta el diagrama de fases de una sustancia.
El punto normal de ebullición es 35°C y el punto de fusión normal es -25°C
El punto triple se alcanza cuando la sustancia se encuentra a una presión de 500 mmHg y a una temperatura de -50°C. Indique estos valores en el gráfico.
Indique en el diagrama lo siguiente:
a) zonas de estado gaseoso, líquido y sólido
b) Estado físico en que se encuentra la sustancia en los puntos A, B, C y D
c) ¿Qué significan las líneas del diagrama de fases?
d) En qué estado físico se encontrará la sustancia en condiciones ambientales?
Justifique su respuesta.



4.- *"Toma más tiempo cocinar espaguetis en lo alto de una montaña (por ejemplo en el pico del Águila en Mérida) que a la orilla de la playa"* (Tucacas).

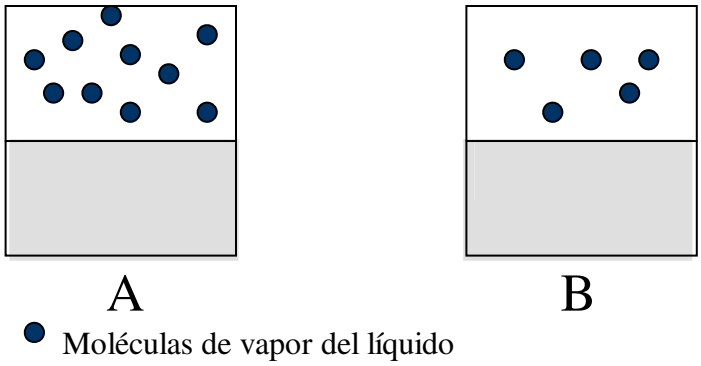
¿Cuáles de las siguientes propiedades de los líquidos hay que tomar en cuenta para explicar la aseveración anterior y cuáles no? Explique brevemente

a) Punto de ebullición
b) Presión de vapor
c) Fuerzas intermoleculares
d) Viscosidad del agua
e) La cantidad de sal que se le añade al agua para cocinar los espaguetis.

5.- El dibujo representa dos líquidos volátiles A y B colocados en recipientes cerrados a una misma temperatura (25°C)

Utilice la información que presenta el dibujo para responder lo siguiente:

1) ¿Cuál de los dos líquidos es más volátil? Explique brevemente
2) ¿Cuál de los dos líquidos tiene mayor presión de vapor? Explique brevemente
3) ¿Cuál de los dos líquidos tiene mayor punto de ebullición? Explique brevemente
4) Si se colocan al sol ambos recipientes hasta que la temperatura en ambos llegue a 40°C, ¿Qué le sucede a la presión de vapor en cada recipiente?
5) Uno de los líquidos es agua y el otro es acetona ("quita esmalte") ¿Cuál es cuál? Explique



6.- Determine la cantidad de calor (en J) que se necesita para calentar 10,00 g de agua que está a una temperatura de 10,0 °C, hasta 110,0°C.

Calor específico del agua: 4,184 J/g °C
Calor específico del vapor de agua: 1,99 J/g °C
Calor de fusión del hielo: 6,01 kJ/mol
Calor de vaporización del agua: 40,79 kJ/mol

7.- Determine la cantidad de calor (en J) que se necesita para calentar un trozo de hielo de 10,00 g que está a una temperatura de –10,0 °C, hasta 25,0°C.
Calor específico del hielo: 2,03 J/g °C

8.- Una sustancia tiene una temperatura de congelación normal de –10°C y una temperatura de ebullición normal de 250°C. El punto triple se alcanza a –50 °C y a una presión de 150 mmHg. Cuando la sustancia se encuentra a -75°C y a una presión de 100 mmHg, están en equilibrio el sólido y el gas.

a) Dibuje el diagrama de fases de la sustancia
b) Indique las zonas de sólido, líquido y gas

9.- Cuando los lagos se congelan en época de invierno, lo hacen desde la superficie hacia abajo.
¿Cuáles de las siguientes propiedades ayudan a explicar lo que sucede cuando un lago se congela y cuáles no? Explique brevemente

a) Punto de ebullición
b) Punto de fusión
c) Presión de vapor
d) Fuerzas intermoleculares
e) Densidad
f) Estructura cristalina del sólido
g) Viscosidad del agua.

Si usted tuviese un tanque lleno de mercurio líquido y lo enfriase por debajo de la temperatura de congelación, ¿Observaría lo mismo que con el agua, es decir, el líquido del tanque se congelaría desde arriba hacia abajo como los lagos? Explique.

10.- El médico le receta a un paciente un medicamento y le dice "Tome una pastilla de 250 mg cada 8 horas por 7 días".
El paciente va a la farmacia y le informan que el medicamento en pastillas de 250 mg está agotado, pero existe un jarabe "genérico" que contiene el mismo principio activo. El jarabe dice que contiene 100 mg/cucharadita de 5,00 mL.

a) ¿Qué volumen de jarabe (en mL) debe tomar el paciente cada 8 horas para cumplir con lo que le indicó el médico?
b) Si cada botella de jarabe contiene 120 mL ¿Cuántas botellas debe comprar el paciente para cumplir con todo el tratamiento?

c) Si las pastillas (que estaban agotadas) costaban Bs 2344 la caja de 10 pastillas y el jarabe costaba Bs 1500 por cada botella ¿Qué resulta más económico: las pastillas o el jarabe?
d) Determine la concentración del principio activo en el jarabe y expréselo como % m/V.

11.- La etiqueta de una solución de ácido fosfórico (H_3PO_4) indica que tiene una concentración de 85,00 % en peso (% m/m) y una densidad de 1,70 g/mL

a) Determine el % masa/volumen.
b) Determine la Molaridad (mol/L) de la solución
c) Determine la normalidad de la solución
d) Determine la molalidad de la solución.
e) Suponga que usted está trabajando en una empresa y necesita 1,00 L de una solución de ácido fosfórico 0,100 mol/L. ¿Cómo prepararía la solución?

12.- Para preparar una solución se mezclaron 50,00 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) con 75,00 g de agua.
A la solución resultante se le determinó su densidad: 1,10 g/cm^3.
Determine la concentración de la solución en las siguientes unidades:

a) % m/m
b) % m/V
c) Concentración en mol/L (Molaridad)

13.- En la etiqueta de un medicamento a base de calcio se lee: "30,0 mL de la solución contienen 5,00 g de cloruro de calcio". Si la densidad de la solución es 1,05 g/cm^3, determine la concentración de $CaCl_2$ y exprésela en:

a) % m/m
b) % m/V
c) Concentración en mol/L (Molaridad)
d) Determine la concentración (mol/L) de ion Ca^{2+} en la solución.

14.- El plomo es una sustancia tóxica para el organismo humano. El contenido permisible de plomo en el cuerpo humano es 0,40 ppm (partes por millón), es decir, 0,40 g de plomo en un millón de gramos de sangre. Por encima de este valor el paciente debe someterse a tratamiento.
El análisis de una muestra de sangre de un paciente dio como resultado un contenido de plomo de 0,620 ppm.

a) Determine el contenido de plomo (en moles) en 1,00 kg de sangre del paciente.
b) Determine el % m/m de plomo en la sangre del paciente
c) Si la densidad de la sangre fuese 1,05 g/mL, determine la Molaridad y la molalidad. (Utilice 1,00 kg de sangre como base para el cálculo)
d) Si la determinación del plomo en sangre implica una oxidación de plomo metálico a ion plomo (II), determine la normalidad del plomo en la sangre del paciente.

15.- Existen en el mercado bebidas energéticas que se recomiendan para los deportistas después de participar en competencias donde sudan mucho. Estas bebidas reponen parte del sodio y del potasio perdidos, y disminuyen la sensación de sed más rápidamente que si sólo tomase agua. No se recomienda el consumo de estas bebidas sólo para calmar la sed cuando no se practica deporte.

A continuación se presenta la información nutricional que aparece en la etiqueta de una de esas bebidas energéticas:

Información nutricional:
Cada 250 ml del producto suministran:

Fructosa	9,32 mg
Sodio	188,56 mg
Potasio	59,32 mg
Magnesio	4,87 mg
Calcio	14,83 mg

Si durante una competencia un atleta pierde 2,50 litros de sudor con una concentración de sodio de 0,0100 mol/L. Determine:

a) La molaridad del sodio en la bebida energética
b) La concentración del sodio en el sudor en % m/v
c) La cantidad de botellas de 591 ml que debe comprar (y tomarse) para reponer el sodio perdido.

16.- En los países donde cae nieve en invierno, se acostumbra añadir un "anticongelante" al agua del radiador de los automóviles. Dos amigos están conversando al respecto; uno de ellos utiliza etilenglicol (CH_2OHCH_2OH) y el otro utiliza glicerina ($CH_2OHCHOHCH_2OH$)

Ambos preparan soluciones acuosas al 20,0 % m/m (% en peso) para sustituir el agua del radiador.

a) Determine la temperatura de congelación de cada una de las soluciones
b) ¿Cuál de los anticongelantes es el más efectivo? Justifique su respuesta.

17.- En los países donde cae nieve se añade un anticongelante al sistema de enfriamiento de los automóviles.
Para llenar el radiador de un automóvil se preparó una solución mezclando 5,00 litros de agua (densidad = 1,00 g/mL) con 5,00 litros de etilenglicol $C_2H_6O_2$ (densidad = 1,12 g/mL)

a) Determine la Molaridad y la molalidad de la solución de etilenglicol en agua
b) Determine la temperatura a la cual se congela la solución preparada.
c) Si la temperatura ambiente es - 20 °C ¿Se congelará la solución dentro del radiador? Razone su respuesta.

18.- * En un laboratorio, luego de finalizado un trabajo experimental, sobraron cuatro muestras de disoluciones de ácido clorhídrico (HCl) de diferentes concentraciones. Con el propósito de no desperdiciarlas, un estudiante las mezcló en un recipiente y le colocó una etiqueta con la concentración resultante expresada en mol/L

Los volúmenes mezclados y las concentraciones de las soluciones se dan a continuación:

Muestra	Volumen (cm^3)	Concentración (mol/L)
I	100	3,50
II	240	2,00
III	380	0,100
IV	150	0,500

La concentración de iones hidrógeno, expresada en mol/L, de la solución resultante será:

a) 0,943 **b)** 6,10 **c)** 1,08 **d)** 0,870

* Olimpíada Venezolana de Química 1994

19.- * El descenso del punto de congelación de las soluciones es una propiedad coligativa utilizada en la fabricación de anticongelantes.

En los países donde la temperatura ambiente desciende por debajo de 0 °C durante el invierno, se acostumbra añadir un anticongelante al agua del radiador de los automóviles, con el fin de bajar el punto de congelación y evitar que el agua se congele y ocasione daños en el motor.

La tabla 1 presenta la composición y el punto de congelación de diferentes sustancias en soluciones acuosas, que podrían usarse como anticongelantes:

TABLA 1

Alcohol metílico % m/m	T. cong °C	Etilen glicol %m/m	T. cong °C	Propilen glicol % m/m	T. cong °C
15	- 6,8	15	- 5,3	15	- 5,2
20	- 10,4	20	- 8,7	20	- 7,2
25	- 14,7	25	- 12,2	25	- 9,7

La tabla 2 presenta algunas propiedades de las sustancias de la tabla 1:

Olimpíada Venezolana de Química 1994

TABLA 2

Sustancia	Propiedades
Alcohol metílico (metanol) CH_3OH	- Inflamable y volátil - Temperatura de ebullición 64,7 °C - Masa molar 32 g/mol
Etilen glicol (1,2 etanodiol) $CH_2OH\text{-}CH_2OH$	- Estable en estado líquido - Temperatura de ebullición 197,9 °C - Masa molar 62 g/mol
Propilen glicol (1,2 propanodiol) $CH_2OH\text{-}CHOH\text{-}CH_3$	- Estable en estado líquido - Temperatura de ebullición 188 °C - Masa molar 76 g/mol

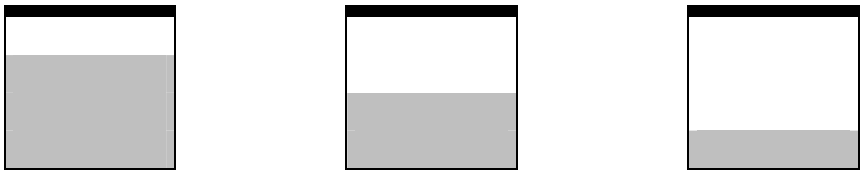
Basado en la información proporcionada, ¿Cuál de las sustancias mencionadas seleccionaría usted como el anticongelante más apropiado?

1) Alcohol metílico
2) Etilen glicol
3) Propilen glicol

La razón que justifica su selección es:

a) El alcohol metílico produce el mayor descenso de la temperatura de congelación (a la misma concentración), es inflamable y es volátil
b) Ambos glicoles (etilen glicol y propilen glicol) tienen altas temperaturas de ebullición y son muy estables y el propilen glicol es el de mayor temperatura de ebullición.
c) Entre dos solutos estables en disoluciones de igual concentración m/m, el de menor masa molar produce mayor número de partículas en la solución.

20.- * Un sistema cerrado, adecuado para el calentamiento de líquidos, contiene un líquido volátil que se encuentra inicialmente a una temperatura de 10 °C; luego se incrementa la temperatura alcanzándose los valores que se indican en la figura. Si la masa inicial del sistema era 250 kg ¿qué le sucede a la masa del sistema al aumentar la temperatura?



* Olimpíada Venezolana de Química 1995

A continuación se presentan las respuestas de cuatro estudiantes ante la situación planteada:

I. La masa permanece constante, ya que el líquido que se ha evaporado permanece en forma de vapor en el recipiente.

II. El vapor del líquido tiene una masa menor que la del líquido, por lo tanto al haber más vapor, la masa del sistema será menor.

III. La masa del sistema que se encuentra a mayor temperatura será menor, ya que ha perdido una cantidad de masa apreciable.

IV. La masa del sistema será mayor en el recipiente a la temperatura de 70 °C, ya que la densidad del vapor es mayor por tener un volumen muy grande con respecto al líquido.

De las respuestas dadas por los estudiantes, seleccione, la que usted considere correcta:

a) I **b)** II **c)** III **d)** IV

21.- * ¿Alguna vez ha experimentado la desagradable sensación de entrar en un carro que ha estado expuesto al sol por un período prolongado?

El físico Domingo K..L. Tan, ante la queja de su hijo por esta situación, decidió emplear su conocimiento acerca de la evaporación de líquidos para fabricar un producto que permitiese el enfriamiento instantáneo del interior del carro.

Para ello preparó una mezcla de dos líquidos miscibles, de composición 90% en masa de uno de ellos y 10% del otro. Almacenó la mezcla en una lata con un atomizador, de manera que las gotas de la mezcla líquida al rociarlas fueran muy finas.

Formuló un producto no perjudicial para el ambiente, ya que la lata no contiene fluorocarbonos como propelente y para lograr la presión interna utilizó gas nitrógeno comprimido.

El Dr. Tan empleó dos de las sustancias que se mencionan a continuación, para preparar la mezcla:

Sustancia	ΔHvap (kJ/mol)	Temperatura de ebullición (ºC)	Solubilidad en agua a 25ºC
I. Metano	9,2	- 164	Insoluble
II. Éter etílico	26,0	34,6	Poco soluble
III. Etanol	39,3	78,3	Muy soluble
IV. Benceno	31,0	80,1	Insoluble
V. Agua	40,79	100	—
VI. Mercurio	59,0	357	Insoluble

Basado en la información proporcionada y en sus conocimientos de química, seleccione el par de sustancias que usted considera utilizó el Dr. Tan:

1. III y V
2. I y IV
3. II y VI

La razón que justifica su selección es:

a) Se disuelven entre sí y la diferencia entre la energía que requieren ambas sustancias para evaporarse es grande.
b) Son insolubles en agua, uno de los componentes tiene una energía de vaporización muy baja y el otro una energía de ebullición muy alta.
c) Se disuelven entre sí y sus energías de vaporización tienen valores muy cercanos.

* Olimpíada Venezolana de Química 1995

22.- * En el laboratorio, un profesor de química realizó el siguiente experimento frente a sus estudiantes:

A 50,0 cm^3 de una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de contracción 0,500 mol/L, le agregó 75,0 cm^3 de otra solución de ácido sulfúrico de concentración 0,25 mol/L. El profesor le pidió a los estudiantes que calcularan la concentración de la solución final si el volumen total era de 125,0 cm^3.

Algunas de las respuestas dadas por los estudiantes son las siguientes:

Estudiante I: La solución final contiene 0,75 mol de H_2SO_4 en 125 cm^3
Estudiante II: La solución final contiene 0,75 mol de H_2SO_4 en un litro
Estudiante III: La concentración de la solución final es 0,35 mol/L
Estudiante IV: La solución final contiene 0,0438 mol de H_2SO_4 en 125 cm^3
Estudiante V: La concentración de la solución final es 0,006 mol/L

De las respuestas proporcionadas por los estudiantes, ¿cuál o cuáles son correctas?

a) III y IV **b)** I y III **c)** V **d)** I y V **e)** II

* Olimpíada Venezolana de Química 1996

CAPITULO 7

RESOLUCION DETALLADA DE LOS PROBLEMAS DE LÍQUIDOS Y SOLUCIONES

1.- La propiedad es la densidad. El hielo es menos denso que el agua líquida, por lo tanto flota; esto se debe a la estructura molecular del hielo con huecos entre las moléculas, lo que lo hace menos denso.

Los ríos y lagos se congelan desde la superficie hacia el fondo, se forma una capa de hielo encima del agua, que también sirve de aislante térmico: dentro del lago congelado hace "menos frío" que afuera. La vida acuática se mantiene durante el invierno bajo la superficie congelada.

2.- a) La ecuación de Clausius-Clapeyron relaciona la presión de vapor y la temperatura. De allí se despeja el calor molar de vaporización:

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

Se sustituyen los valores:

$$\Delta H_{vap} = \frac{8{,}314 \frac{J}{mol\ K} \text{ x } \ln \frac{100 \text{ torr}}{400 \text{ torr}}}{\left(\frac{1}{67{,}8 + 273} - \frac{1}{39{,}5 + 273}\right)} = 4{,}34 \text{ x } 10^4 \ \frac{J}{mol} = 43{,}4 \ \frac{kJ}{mol}$$

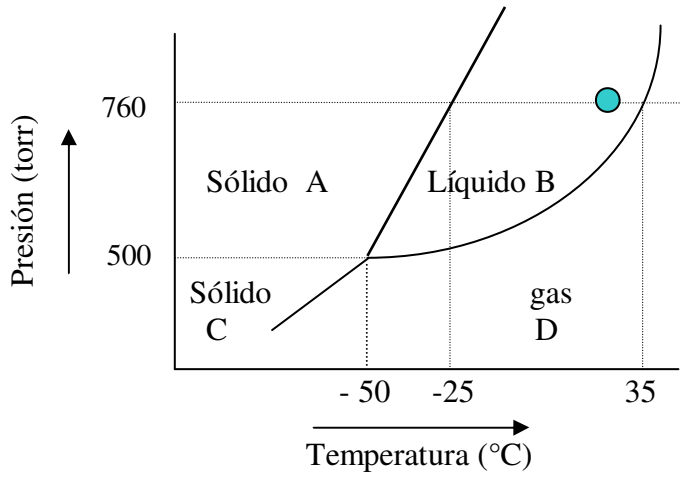
b) El punto de ebullición normal se alcanza cuando Pvap = 760 torr (1,00 atm).
Se calcula T_2 cuando P_2 = 760 torr utilizando T_1 = 39,5 ºC, P_1 = 100 torr y $\Delta Hvap$ = 4,34 x 10^4 J/mol.

$$\ln \frac{100 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} = \frac{4{,}34 \text{ x } 10^4 \frac{J}{mol}}{8{,}314 \frac{J}{mol\ K}}\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{39{,}5 + 273}\right)$$

$$-2{,}03 = 5{,}22\text{x}10^3 \ K^{-1}\left(\frac{1}{T_2} - 3{,}20\text{x}10^{-3} K^{-1}\right)$$

$$\frac{1}{T_2} = \frac{-2{,}03 \ K^{-1}}{5{,}22\text{x}10^3} + 3{,}20\text{x}10^{-3} \ K^{-1} = 2{,}81\text{x}10^{-3} \ K^{-1} \qquad \boxed{T_2 = 356 \ K = 83^o C}$$

3.-



c) Las líneas son estados de equilibrio donde coexisten las dos fases adyacentes
d) Del gráfico se deduce que en condiciones ambientales: 25ºC y 760 torr la sustancia estará en estado líquido.

4.- Toma más tiempo cocinar espaguetis en lo alto de una montaña (por ejemplo en el pico del Águila en Mérida) que a la orilla de la playa (Tucacas). Los espaguetis se cocinan a una temperatura constante: la del punto de ebullición, el cual depende de la presión atmosférica. En la montaña la presión atmosférica es menor, por lo tanto el punto de ebullición es menor que en la playa.

a) Punto de ebullición: en la montaña es menor que en la playa debido a la diferencia en la presión atmosférica, por lo tanto esta propiedad SI hay que tomarla en cuenta.

b) Presión de vapor: se hace igual a la presión atmosférica en el punto de ebullición, por lo tanto Si hay que tomarla en cuenta.

c) Fuerzas intermoleculares: influyen en el punto de ebullición; a mayores fuerzas intermoleculares, mayor punto de ebullición. Sin embargo, estas fuerzas son de igual magnitud en la playa que en la montaña, ya que se trata del mismo líquido: agua.

d) Viscosidad: depende de las fuerzas intermoleculares, por la razón anterior, no influye en la temperatura a la que se cocinan los espaguetis.

e) A mayor cantidad de sal, mayor temperatura de ebullición (propiedades coligativas). Habría que analizar numéricamente la influencia de la presión atmosférica y si esta influencia puede ser compensada al añadir más sal al agua en la montaña que en la playa.

5.- El líquido A tiene más moléculas en fase de vapor que el líquido B.

a) Es más volátil el que tiene más moléculas evaporadas: el líquido A.

b) El líquido A tiene mayor presión de vapor porque tiene más moléculas en fase de vapor, las cuales ejercen más presión.

c) El menos volátil tiene mayor punto de ebullición, ya que necesita más energía para vencer las fuerzas intermoleculares en el líquido y pasar a fase de vapor. Por lo tanto B tiene mayor punto de ebullición.

d) En ambos recipientes la presión aumenta, ya que se evapora más líquido a mayor temperatura.

e) Por experiencia se sabe que el agua es menos volátil que la acetona, por lo tanto B es agua y A es acetona.

6.- Se divide el problema en etapas:

Etapa 1: calentamiento del agua desde 10,0ºC hasta 100ºC
Etapa 2: ebullición
Etapa 3: calentamiento del vapor.

<u>Etapa 1</u>: Calentamiento del agua desde 10,0 ºC hasta 100 ºC.

q_1 = 10,00 g de agua x calor específico del agua líquida x ΔT

q_1 = 10,00 g x 4,18 J/g ºC x (100 ºC – 10,0 ºC) = 3,76 x 10^3 J = 3,76 kJ

<u>Etapa 2</u>: Ebullición del agua.

q_2 = mol de agua x ΔH vaporización

$$q_2 = 10{,}00 \text{ g de agua x } \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \text{ x } 40{,}79 \text{ kJ/mol} = 22{,}66 \text{ kJ}$$

<u>Etapa 3</u>: calentamiento del vapor de agua desde 100 hasta 110,0 ºC

q_3 = 10,00 g de vapor x calor específico del vapor de agua x ΔT

q_3 = 10,00 g x 1,99 J/g ºC x (110 ºC – 100 ºC) = 1,99 x 10^2 J = 0,199 kJ

El calor total es la suma de todos ellos

q_{total} = 3,76 k J + 22,66 kJ + 0,199 kJ = 26,62 kJ

7.- Se divide el problema en tres etapas:

Etapa 1: Calentamiento del hielo desde –10,0º C hasta 0º C
Etapa 2: Fusión del hielo
Etapa 3: Calentamiento del agua desde 0ºC hasta 25,0º C

Etapa 1: Calentamiento del hielo desde – 10,0º C hasta 0ºC.

q_1 = 10,00 g de hielo x calor específico del hielo x ΔT

q_1 = 10,00 g x 2,03 J/g ºC x [0 ºC – (-10,0 ºC)] = 203 J = 0,203 kJ

Etapa 2: Fusión del hielo a 0ºC

q_2 = mol de hielo x ΔH fusión

$$q_2 = 10{,}00 \text{ g de hielo} \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \times 6{,}01 \text{ kJ/mol} = 3{,}339 \text{ kJ}$$

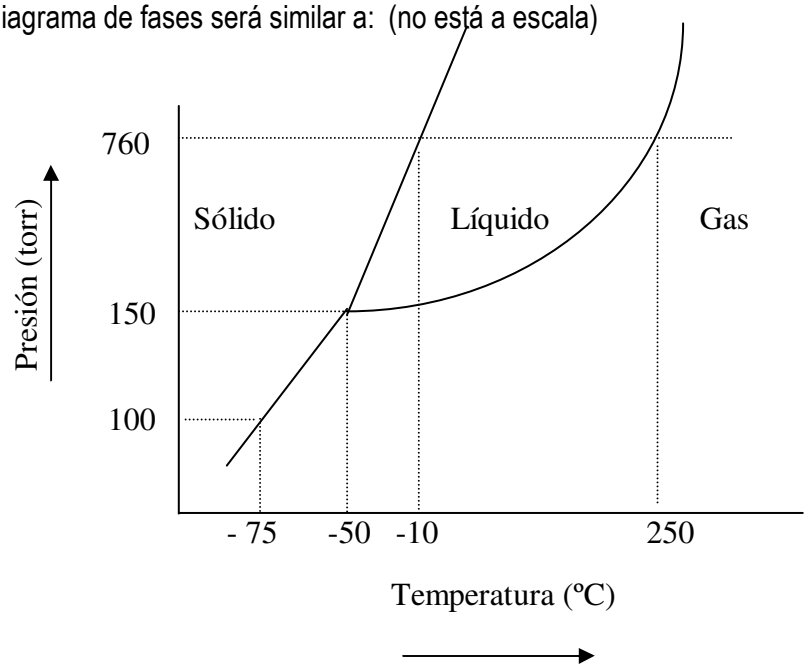
Etapa 3: Calentamiento del agua desde 0 ºC hasta 25,0º C.

q_3 = 10,00 g de agua x calor específico del agua líquida x ΔT

q_3 = 10,00 g x 4,184 J/g ºC x (25,0 ºC – 0 ºC) = 1,05 x 10^3 J = 1,05 kJ

q_{total} = 0,203 kJ + 3,339 kJ + 1,05 kJ = 4,59 kJ

8.- El diagrama de fases será similar a: (no está a escala)



9.- Cuando los lagos se congelan lo hacen desde la superficie hacia abajo.
Esto se debe a que la estructura molecular del hielo ocupa más espacio que la del agua líquida, lo que hace que la densidad del hielo sea menor.

a) Punto de ebullición: se trata de congelación, por lo tanto no influye en la congelación.
b) Punto de fusión: no influye directamente, ya que el hielo flota por la densidad, no por el punto de congelación.
c) Presión de vapor: no influye directamente en la congelación. Tiene influencia principalmente en el estado líquido.
d) Fuerzas intermoleculares: las fuerzas que determinan la estructura del hielo son principalmente los puentes de hidrógeno. Por tanto esta propiedad sí influye.
e) Densidad: esta es la razón principal, ya que el hielo es menos denso que el agua líquida..
f) Estructura cristalina del sólido: la estructura abierta en forma hexagonal es la que influye en que la densidad sea menor en el hielo.
g) Viscosidad del agua: no tiene relación directa.

Casi todos los líquidos presentan mayor densidad en estado sólido que en estado líquido, por lo tanto el mercurio sólido se hundirá en mercurio líquido. El tanque se congelaría de abajo hacia arriba, al revés de lo que sucede con el agua.

10.- a) El paciente debe tomar 250 mg, una cucharadita de jarabe sólo proporciona 100 mg, por lo tanto debe tomar más jarabe:

$$250 \text{ mg x } \frac{1 \text{ cucharadita}}{100 \text{ mg}} = 2{,}5 \text{ cucharaditas}$$

b)1 cucharadita = 5,00 mL; cada ocho horas debe tomar 12,5 mL:

$$\frac{12{,}5 \text{ mL}}{8 \text{ horas}} \text{ x } \frac{24 \text{ horas}}{1 \text{ día}} \text{ x } 7 \text{ días} = 263 \text{ mL x } \frac{1 \text{ botella}}{120 \text{ mL}} = 2{,}19 \text{ botellas}$$

El paciente debe comprar 3 botellas, ya que en la farmacia venden las botellas completas, no venden 0,19 botellas.

c) Si el paciente hubiese comprado las pastillas, necesitaría:

$$\frac{1 \text{ pastilla}}{8 \text{ horas}} \text{ x } \frac{24 \text{ horas}}{1 \text{ día}} \text{ x } \frac{7 \text{ días}}{\text{tratamiento}} = 21 \text{ pastillas}$$

Debe comprar 3 cajas para el tratamiento completo, por lo tanto gastaría: Bs 7032. Si compra el jarabe gastará: 3 x 1500 = Bs 4500. Resulta más económico comprar el jarabe.

d) La concentración del principio activo en el jarabe se calcula por:

$$\% \frac{m}{V} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{volumen (mL) solución}} \text{ x } 100 = \frac{100 \text{ mg x } \frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}}}{5{,}00 \text{ mL}} \text{ x } 100 = 2{,}00 \text{ \%m / V}$$

11.- El problema no indica la cantidad de solución disponible, por lo tanto se puede tomar cualquier cantidad para realizar el cálculo.

Se toman 100 mL de solución para el cálculo.

A partir de la densidad se calcula la masa de la solución:

$$d = \frac{\text{masa solución}}{\text{volumen solución}}$$ Se despeja masa de solución = d x volumen de solución

masa solución = 1,70 g/mL x 100 mL = 170 g de solución.

A partir del % m/m se despeja masa de soluto:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{masa (g) solución}} \text{ x } 100 \qquad \text{masa soluto} = \frac{\%m/m}{100} \text{ x masa solución}$$

$$\text{masa soluto} = \frac{85{,}00\ \%m/m}{100} \text{ x } 170 \text{ g} = 144{,}5 \text{ g soluto}$$

Se calcula ahora el % m/v:

$$\% \frac{m}{V} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{volumen (mL) solución}} \text{ x } 100 = \frac{144{,}5 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \text{ x } 100 = 144{,}5\ \%m/V$$

Esta solución es muy concentrada, por eso el %m/V es tan alto (mayor de 100 %)

b) La molaridad de la solución se calcula con los valores ya obtenidos: 144,5 g de soluto (Masa molar de H_3PO_4 = 98 g/mol) y 100 mL de solución.

.

$$\text{Molaridad (mol/L)} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{V(L) solución}} = \frac{144{,}5 \text{ g x } \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}}}{0{,}100 \text{ L}} = 14{,}7 \text{ mol/L}$$

c) Normalidad: El soluto es un ácido con tres hidrógenos, por lo tanto **a** = 3

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{\text{V(L)}} = \frac{\frac{\text{masa soluto}}{\text{Peq soluto}}}{\text{V(L)}} = \frac{\frac{\text{masa soluto}}{\frac{\text{Masa molar soluto}}{3}}}{\text{V(L)}}$$

$$\text{Normalidad} = \frac{3 \text{ x masa de soluto}}{\text{Masa molar soluto x V(L)}} = \frac{3\,\frac{eq}{g} \text{ x } 144{,}5 \text{ g}}{98\,\frac{g}{mol} \text{ x } 0{,}100 \text{ L}} = 44{,}2 \text{ eq / L}$$

d) Para calcular la molalidad de la solución se necesita la masa de solvente:

masa solución = masa de soluto + masa de solvente

de donde se despeja la masa de solvente:

masa de solvente = masa de solución – masa de soluto = 170 g – 144,5 g = 25,5 g

$$\text{molalidad} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{144{,}5 \text{ g x } \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}}}{25{,}5 \text{ g x } \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}}} = 57{,}8 \text{ mol / kg}$$

e)La solución diluida (0,100 mol/L) tendrá la misma cantidad de soluto que la solución concentrada que se va a utilizar, ya que sólo se le agregará agua.

Cantidad de soluto en la solución diluida:

mol soluto = Molaridad x V(L) = 0,100 mol/L x 1,00 L = 0,100 mol

Se calcula la cantidad de solución concentrada que contiene esta cantidad de soluto:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{V(L)}} \qquad \text{V} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{Molaridad}} = \frac{0{,}100 \text{ mol}}{14{,}7\,\frac{mol}{L}} = 6{,}80 \text{ x } 10^{-3} \text{ L}$$

Se necesitan 6,80 mL de la solución concentrada.

Para preparar la solución se debe hacer lo siguiente:

I) Tomar un balón volumétrico de 1,00 L
II) Se agrega agua destilada hasta 1/3 del volumen (aproximadamente)*
III) Luego se mide con una pipeta 6,80 mL de solución concentrada
IV) Se transfiere la solución concentrada al balón y se agita suavemente.
V) Se agrega agua destilada hasta la marca de aforo, para obtener 1,00 L de solución.
VI) Se homogeniza la solución.

* Al diluir un ácido, siempre se debe agregar **ácido** sobre agua y no al revés, pues la disolución de los ácidos es un proceso exotérmico. Así se evita el recalentamiento de la solución, que en ocasiones puede llegar a reventar el recipiente donde se esté diluyendo.

12.- La masa molar del azúcar es 342 g/mol

Para determinar la masa de la solución se suma la masa de soluto y la masa de solvente:

masa de solución = 50,00 g de soluto + 75,00 g de solvente

masa de solución = 125,0 g de solución.

a)Se determina el %m/m:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{masa (g) solución}} \text{ x } 100 = \frac{50{,}00 \text{ g soluto}}{125{,}00 \text{ g solución}} \text{ x } 100 = 40{,}00 \ \%m/m$$

b) Para determinar el % m/V se necesita el volumen de la solución, el cual se despeja de la densidad ya que se conoce la masa de la solución.

$$d = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{d} = \frac{125 \text{ g solución}}{1{,}10 \ \frac{g}{cm^3}} = 114 \text{ cm}^3 = 114 \text{ mL}$$

$$\% \frac{m}{V} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{volumen (mL) solución}} \text{ x } 100 = \frac{50{,}00 \text{ g}}{114 \text{ mL}} \text{ x } 100 = 43{,}9 \ \%m/V$$

c) Molaridad:

$$\text{Molaridad (mol/L)} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{V(L) solución}} = \frac{50{,}00 \text{ g x } \frac{1 \text{ mol}}{342 \text{ g}}}{0{,}114 \text{ L}} = 128 \text{ mol/L}$$

13.- Masa molar del $CaCl_2$ = 111 g/mol

a) Para calcular el % m/m se necesita la masa de la solución:

masa de la solución = densidad x volumen de solución = 1,05 g/mL x 30,00 mL

masa de la solución = 31,5 g

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{masa (g) solución}} \text{ x } 100 = \frac{5{,}00 \text{ g soluto}}{31{,}50 \text{ g solución}} \text{ x } 100 = 15{,}9 \ \%m/m$$

b)% m/V

$$\% \frac{m}{V} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{volumen (mL) solución}} \text{ x } 100 = \frac{50{,}00 \text{ g}}{30{,}0 \text{ mL}} \text{ x } 100 = 16{,}7 \ \% m / V$$

c)Molaridad:

$$\text{Molaridad (mol / L)} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{V(L) solución}} = \frac{50{,}00 \text{ g x } \frac{1 \text{ mol}}{111 \text{ g}}}{0{,}0300 \text{ L}} = 15{,}0 \text{ mol / L}$$

14.- La concentración de plomo en la sangre del paciente es 0,620 ppm, lo que significa que hay 0,620 g de Pb en 10^6 g de sangre (la sangre es la solución)

a) Tomando como base la información anterior y sabiendo que la Masa atómica del plomo es 207 g/mol, la cantidad de plomo en 1,00 kg de sangre será:

$$0{,}620 \text{ ppm} = \frac{0{,}620 \text{ g Pb x } \frac{1 \text{ mol Pb}}{207 \text{ g Pb}}}{10^6 \text{ g solución}} = \frac{2{,}995 \text{ x } 10^{-3} \text{ mol Pb}}{10^6 \text{ g x } \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} \text{ solución}} = 2{,}995 \text{ x } 10^{-6} \frac{\text{mol Pb}}{\text{kg sangre}}$$

b) % m/m:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{masa (g) solución}} \text{ x } 100 = \frac{0{,}620 \text{ g Pb}}{1{,}00 \text{ x } 10^6 \text{ g sangre}} \text{ x } 100 = 6{,}20 \text{ x } 10^{-5} \ \% \text{ m / m}$$

c) Molaridad: a partir de la densidad se calcula el volumen de 1,00 kg (1,00 x 10^3 g) de sangre:

$$d = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{d} = \frac{1{,}00 \text{ x } 10^3 \text{ g sangre}}{1{,}05 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 9{,}52 \text{ x } 10^2 \text{ mL x } \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 0{,}952 \text{ L}$$

En la parte (a) se calculó la cantidad de Pb en moles que hay en 1,00 kg de sangre (2,995 x 10^{-6} mol Pb/kg)

$$\text{Molaridad (mol / L)} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{V(L) solución}} = \frac{2{,}995 \text{ x } 10^{-6} \text{ mol Pb}}{0{,}952 \text{ L}} = 3{,}15 \text{x} 10^{-6} \text{ mol / L}$$

Para calcular la molalidad de la solución se necesita la masa de solvente (en kg), para lo cual se necesita la masa de solución (1,00 kg = 1,00 x 10^3 g) y la masa de soluto (equivalente a 2,995 x 10^{-6} mol Pb)

masa solvente = masa solución – masa soluto =

= 1,00 x10^3 g – (2,995 x 10^{-6} mol Pb x 207 g Pb/mol) = 1000 g – 6,20 x 10^{-4} g = 1000 g

$$\text{molalidad} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{2{,}995 \text{ x } 10^{-6} \text{ mol Pb}}{1000 \text{ g x } \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}}} = 2{,}995 \text{ x } 10^{-6} \ \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \approx 3{,}00 \text{ x } 10^{-6} \ \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

d) Si la determinación del plomo en sangre implica una oxidación de plomo metálico (Pb) a Pb^{2+}, el valor de **a** será igual a 2 equivalentes por cada mol (2 eq/mol).

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{eq de soluto}}{\text{V(L)}} \quad \text{y} \quad \text{eq Pb} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{Peq soluto}} \quad \text{y} \quad \text{Peq} = \frac{\text{Masa molar soluto}}{\text{2 eq / mol}}$$

En 1,00 kg de sangre hay 6,20 x 10^{-4} g de Pb (ver parte c), por lo tanto:

$$\text{Peq} = \frac{207 \ \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \ \frac{\text{eq}}{\text{mol}}} = 103{,}5 \ \frac{\text{g}}{\text{eq}} \qquad \text{eq Pb} = \frac{6{,}20 \text{ x } 10^{-4} \text{ g Pb}}{103{,}5 \ \frac{\text{g}}{\text{eq}}} = 5{,}99 \text{ x } 10^{-6} \text{ eq Pb}$$

$$\text{Normalidad} = \frac{5{,}99 \text{ x } 10^{-6} \text{ eq Pb}}{0{,}952 \text{ L}} = 6{,}29 \text{ x } 10^{-6} \text{ eq / L}$$

15.- a) Molaridad del sodio en 250 mL (0,250 L) de la bebida energética:

Masa de soluto = 188,56 mg = 0,18856 g Masa molar del Na = 23 g/mol

$$\text{Molaridad (mol / L)} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{V(L) solución}} = \frac{0{,}18856 \text{ g x } \frac{1 \text{ mol}}{23 \text{ g}}}{0{,}250 \text{ L}} = 3{,}28 \text{ x } 10^{-2} \text{ mol / L}$$

b) La concentración del sodio en el sudor en % m/v

mol de soluto = Molaridad x V(L) = 0,0100 mol/l x 2,50 L = 2,50 x 10^{-2} mol

masa de soluto = 2,50 x 10^{-2} mol x 23 g/mol = 0,575 g de sodio

$$\% \frac{\text{m}}{\text{V}} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{volumen (mL) solución}} \text{ x } 100 = \frac{0{,}575 \text{ g}}{2{,}50\text{x}10^3 \text{ mL}} \text{ x } 100 = 0{,}0230 \ \%\text{m / V}$$

c) Necesita reponer el sodio perdido: 0,575 g

$$0{,}575\ \text{g x}\ \frac{250\ \text{mL}}{188{,}56\ \text{mg x}\ \frac{1\ \text{g}}{10^3\ \text{mg}}}\ \text{x}\ \frac{1\ \text{botella}}{591\ \text{mL}} = 1{,}29\ \text{botellas}$$

El atleta debe comprar dos botellas, ya que no se venden fracciones de botella.

16.- Masa molar de etilenglicol (CH_2OHCH_2OH) = 62 g/mol
Masa molar de glicerina ($CH_2OHCHOHCH_2OH$) = 92 g/mol

a) La solución es 20,0 % m/m, por lo tanto son 20,0 g de soluto en 100 g de solución; la masa de solvente es 80,0 g = 0,0800 kg

<u>Para el etilenglicol</u>:

$$\text{molalidad etilenglicol} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{20{,}0\ \text{g x}\ \frac{1\ \text{mol}}{62\ \text{g}}}{0{,}0800\ \text{kg}} = 4{,}03\ \text{mol / kg}$$

ΔTcongelación = Kc x molalidad = 1,86 ºC kg/mol x 4,03 mol/kg = 7,50ºC

Tcongelación del etilenglicol = - 7,50ºC

<u>Para la glicerina:</u>

$$\text{molalidad glicerina} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{20{,}0\ \text{g x}\ \frac{1\ \text{mol}}{92\ \text{g}}}{0{,}0800\ \text{kg}} = 2{,}72\ \text{mol / kg}$$

ΔTcongelación = Kc x molalidad = 1,86 ºC kg/mol x 2,72 mol/kg = 5,06º C

Tcongelación de la glicerina = - 5,06ºC

b) El anticongelante más efectivo es el etilenglicol, ya que en concentración igual a la glicerina, su punto de congelación es menor.

17.- a) Volumen de agua = 5,00 L
masa de agua = d x V = 5,00 x 10^3 mL x 1,00 g/mL = 5,00 x 10^3 g

Volumen de etilenglicol = 5,00 L
masa de etilenglicol = d x V = 5,00 x 10^3 mL x 1,12 g/mL = 5,60 x 10^3 g

$$\text{Molaridad (mol / L)} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{V(L) solución}} = \frac{5{,}60 \text{ x } 10^3 \text{ g x } \frac{1 \text{ mol}}{62 \text{ g}}}{(5{,}00 \text{ L} + 5{,}00 \text{ L})} = 9{,}03 \text{ mol / L}$$

$$\text{molalidad etilenglicol} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{5{,}60\text{x}10^3 \text{ g x } \frac{1 \text{ mol}}{62 \text{ g}}}{5{,}00 \text{ kg}} = 18{,}1 \text{ mol / kg}$$

b) Temperatura a la cual se congela la solución de etilenglicol:

ΔTcongelación = Kc x molalidad = 1,86 ºC kg/mol x 18,1 mol/kg = 33,7ºC

Tcongelación del etilenglicol = – 33,7ºC

Si la temperatura ambiente es –20,0ºC, la solución permanecerá en estado líquido, ya que su temperatura de congelación es menor que la temperatura ambiente.

18.- Al mezclar soluciones de un mismo soluto se obtendrá una solución final cuyo soluto será la suma de las cantidades de soluto presentes en cada una de las soluciones que se mezclan y la cantidad de solución será la suma de los volúmenes parciales.
No se pueden sumar las concentraciones.

La cantidad de soluto presente en cada solución se obtiene multiplicando el volumen por la concentración de cada una:
Para el volumen: 1 dm^3 es equivalente a 1 litro y 1 dm^3 = 1000 cm^3

Muestra	Volumen (dm^3)	Concentración (mol/dm^3)	Cantidad de soluto (mol)
I	0,100	3,50	0,350
II	0,240	2,00	0,480
III	0,380	0,100	0,0380
IV	0,150	0,500	0,0750

La cantidad total de soluto se obtiene sumando la cantidad en moles de cada solución:

Soluto total (mol) = 0,350 mol + 0,480 mol + 0,0380 mol + 0,0750 mol = 0,943 mol

El volumen de la solución final se obtiene sumando los volúmenes de cada solución:

V total (dm^3) = 0,100 dm^3 + 0,240 dm^3 + 0,380 dm^3 + 0,150 dm^3 = 0,870 dm^3

La concentración de la solución final se obtiene dividiendo el soluto total entre el volumen total de solución:

$$\text{Concentración (mol/dm}^3) = \frac{\text{Cantidad de soluto (mol)}}{\text{Volumen total (dm}^3)} = \frac{0{,}943 \text{ mol}}{0{,}870 \text{ dm}^3} = 1{,}08 \text{ mol/dm}^3$$

Respuesta correcta: **c**

19.- El alcohol metílico es un líquido inflamable y por lo tanto peligroso para utilizarse en el radiador, pues éste se calienta mientras el carro está funcionando, lo que podría provocar un incendio. Por otra parte, para preparar soluciones que disminuyan el punto de congelación o aumenten el punto de ebullición, no pueden utilizarse solutos volátiles. Las alternativas **1** y **a** se descartan.

Para seleccionar una de las dos sustancias restantes se analiza la tabla 1: para una misma concentración m/m, la solución de etilenglicol congela a una temperatura menor; por tener menor masa molar produce mayor número de partículas en la solución, lo que hace descender el punto de congelación.

La alternativa **b** es incorrecta ya que la temperatura de ebullición del soluto no tiene una relación directa con el descenso del punto de congelación de la solución.

Respuesta correcta: **2c**.

20.- El enunciado indica que se trata de un sistema cerrado, por lo tanto no puede escaparse nada de materia.

Al aumentar la temperatura el líquido se evapora. Se observa menos líquido, pues parte de la sustancia se encuentra en forma de gas incoloro, invisible a los ojos del observador. La masa total del sistema permanece constante ya que no se pierde ni se agrega materia.

Explicaciones de los estudiantes:

I: Explicación correcta

II: Explicación incorrecta. El líquido evaporado (gas) tiene la misma masa que cuando se encontraba en estado líquido.

III: Explicación incorrecta ya que la masa no se ha perdido, sólo se ha transformado en gas.

IV: Explicación incorrecta ya que la densidad del vapor no es mayor que la densidad del líquido, al contrario, la densidad de una sustancia en estado gaseoso es menor que la densidad de la misma sustancia en estado líquido.

Respuesta correcta: **a**

21.- Al rociar la mezcla dentro del carro, el aire se enfría ya que el líquido absorbe calor del ambiente y se evapora. Las alternativas posibles son:

I) Metano: es un gas a temperatura ambiente, no es líquido, además es inflamable. Por lo tanto se descarta.

II) Éter dietílico: tiene bajo punto de ebullición y causa un efecto de adormecimiento en la persona que lo inhala (antiguamente se usaba como anestésico) por lo cual es peligroso usarlo en el carro; se descarta.

III) Mercurio: su temperatura de ebullición es 357°C , muy alta para que se evapore con el calor del carro, además que sus vapores son tóxicos; se descarta.

Quedan tres líquidos, de ellos sólo son miscibles el alcohol y el agua, con lo cual queda descartado el benceno.

Si se analiza la tabla se observa que las sustancias seleccionadas tienen calores de vaporización cercanos entre sí.

Respuesta correcta: **1 c**

22.- Al mezclar soluciones **de igual soluto** y de diferente concentración, la solución final contendrá la suma de las cantidades de soluto (en mol) en el volumen final de solución.

$$\text{Cantidad de soluto en solución } 1 = 50{,}0\ \text{cm}^3 \ \text{x}\ \frac{0{,}500\ \text{mol}}{1\ \text{L}}\ \text{x}\ \frac{1\ \text{L}}{1000\ \text{cm}^3} = 0{,}0250\ \text{mol}$$

$$\text{Cantidad de soluto en solución } 2 = 75{,}0\ \text{cm}^3 \ \text{x}\ \frac{0{,}250\ \text{mol}}{1\ \text{L}}\ \text{x}\ \frac{1\ \text{L}}{1000\ \text{cm}^3} = 0{,}0188\ \text{mol}$$

Cantidad de soluto en la solución final = 0,0250 mol + 0,0186 mol = 0,0438 mol

Si el volumen final es 125,0 cm^3 (0,1250 L), la concentración de la solución final será:

$$\text{Concentración} = \frac{0{,}0436\ \text{mol soluto}}{0{,}1250\ \text{L solución}} = 0{,}349\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Son correctas las respuestas de los estudiantes III y IV

Respuesta correcta: **a**

.