

I - NATURALEZA FÍSICA Y QUÍMICA DE LAS DISOLUCIONES:

Una **disolución** es una mezcla homogénea (sistema uniforme, una sola fase) a nivel molecular o iónico de dos o más sustancias puras que no reaccionan entre sí, cuyos componentes se encuentran en proporciones variables (limitada por la solubilidad). También se puede definir como una mezcla homogénea formada por un disolvente y por uno o varios solutos.

Las *mezclas* son sistemas materiales que pueden fraccionarse o separarse en sus distintos componentes por métodos físicos. En cierto tipo de mezclas la materia se distribuye uniformemente por todo el volumen constituyendo un sistema homogéneo. Cuando una sustancia sólida se mezcla con un líquido de tal forma que no puede distinguirse de él, se dice que la sustancia ha sido disuelta por el líquido. A la mezcla homogénea así formada se la denomina *disolución*. En este caso la sustancia sólida recibe el nombre de *soluto* y el líquido se denomina *disolvente*. La noción de disolución puede generalizarse e incluir la de gases en gases, gases en líquidos, líquidos en líquidos o sólidos en sólidos. En general, el soluto es la sustancia que se encuentra en menor proporción en la disolución y el disolvente la que se encuentra en mayor proporción. Cuando dos sustancias líquidas pueden dar lugar a mezclas homogéneas o disoluciones, se dice que son miscibles.

1.1. CARACTERÍSTICAS DE LAS DISOLUCIONES:

1. Son mezclas homogéneas, es decir, que las sustancias que la conforman ocupan una sola fase, y presentan una distribución regular de sus propiedades físicas y químicas, por lo tanto al dividir la disolución en “n” partes iguales o distintas, cada una de las porciones tendrá las mismas propiedades físicas y químicas.

2. La cantidad de soluto y la cantidad de disolvente se encuentran en proporciones que varían entre ciertos límites. Por ejemplo, en 100 g de agua a 20 °C se puede disolver hasta 36,0 g de NaCl, pero si mezclamos 40 g de NaCl con 100 g de agua a la temperatura señalada, quedará un exceso de soluto sin disolver.

3. Sus propiedades físicas dependen de su concentración.

Ej. Una solución de HCl 12 mol/l (12 molar) tiene densidad de 1,18 g/cm³, pero una solución de HCl 6 mol/l (6 molar) tiene una densidad de 1,10 g/cm³.

4. Sus componentes se separan por cambios de fases como: fusión, evaporación, condensación, destilación, cristalización, cromatografía. Por ejemplo para separar los componentes de una disolución de NaCl en agua se puede usar la evaporación, ya que al calentar hasta el punto de ebullición del disolvente éste se separa dejando como residuo la sal. En el caso de una disolución de etanol en agua (por ejemplo, en vinos o ron) se usa la destilación para separar primero el etanol cuyo punto de ebullición es 78 °C y luego el agua que ebulle a 100 °C.

5. Tienen ausencia de sedimentación, es decir al someter una disolución a un proceso de centrifugación las partículas del soluto no sedimentan debido a que el tamaño de las mismas son inferiores a 10 Angstrom (Å).

1.2. CLASIFICACION DE LAS DISOLUCIONES:

| SEGÚN SU ESTADO DE AGREGACIÓN | |
|-------------------------------|---|
| SÓLIDAS | <u>Sólido en sólido:</u> Aleaciones como latón (Zn en Cu), bronce (Sn en Cu), acero (C en Fe), etc. <u>Gas en sólido:</u> Hidrógeno en paladio. <u>Líquido en sólido:</u> amalgama dental (Hg en Ag), amalgama de oro (Ag en Au). |
| LÍQUIDAS | <u>Líquido en Líquido:</u> Etanol en agua, acetona en agua, vinagre (ácido acético en agua), agua oxigenada (H ₂ O ₂ en agua), etc. <u>Sólido en líquido:</u> Sal (NaCl) en agua, sacarosa en agua, urea en agua, yodo en hexano, etc. <u>Gas en líquido:</u> agua gasificada (CO ₂ en agua, oxígeno en agua, amoníaco en agua, cloruro de hidrógeno en agua, etc. |
| GASEOSAS | <u>Gas en gas:</u> Aire (oxígeno y otros gases disueltos en nitrógeno), gas de cocina (CH ₃ SH en C ₃ H ₈). <u>Líquido en gas:</u> niebla (pequeñas gotas de H ₂ O suspendido en el aire). <u>Sólido en gas:</u> polvo en suspensión, humo (partículas de sólido suspendidas en el aire) . |

| SEGÚN SU CONCENTRACIÓN |
|---|
| <p>DISOLUCION NO SATURADA: Es aquella que contiene menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolverse; es decir, el disolvente puede admitir más soluto hasta alcanzar su grado de saturación. Ejemplo: La solubilidad del cloruro de sodio en agua a 20 °C es de 36,0 g de NaCl en 100 g de agua, por lo que una disolución que contenga 10 g NaCl en 100 g de agua a esa temperatura está insaturada.</p> |
| <p>DISOLUCION SATURADA: Contiene la máxima cantidad de soluto que se disuelve en un disolvente en particular, a una temperatura específica. En estas disoluciones el disolvente no es capaz de disolver más soluto. Ejemplo: Una disolución acuosa saturada de NaCl es aquella que contiene exactamente 36,0 g disueltos en 100 g de agua a 20 °C.</p> |
| <p>DISOLUCION SOBRESATURADA: Es la que contiene más soluto que la cantidad que se podía disolver en el disolvente a una determinada temperatura, se ha sobrepasado el límite de la solubilidad. Estas soluciones son muy inestables ya una parte del soluto se separa de la disolución sobresaturada en forma de cristales, dando lugar, el proceso inverso de disolución (la cristalización). La cristalización ocurre por la adición de un cristal muy pequeño del soluto o por un cambio brusco de temperatura. Ejemplo: Una disolución acuosa sobresaturada de NaCl es aquella que contiene 37,0 g disueltos en 100 g de agua a 20 °C.</p> |

Por la relación que existe entre el soluto y la disolución, algunos autores clasifican las disoluciones en diluidas y concentradas. A su vez las concentradas se subdividen en saturadas y sobresaturadas. Las diluidas, se refieren a aquellas que contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto (*"poquísima"*) en relación a la cantidad de disolución y las concentradas a las que contienen una cantidad relativamente grande de soluto, pero sin llegar a la saturación. Esta clasificación presenta inconvenientes para su utilización, debido a que no todas las sustancias se disuelven en la misma proporción en una determinada cantidad de disolvente a una temperatura dada. Por ejemplo: A 25 °C la solubilidad del BaSO₄ es de 0,000246 g en 100 g de agua. Una disolución saturada de sulfato de Bario está concentrada por que ya no admite más sal, aunque por la poca cantidad de soluto disuelto pudiera pensarse que se trata de una solución diluida. Por ello es más conveniente clasificar a las soluciones como no saturadas, saturadas y sobre saturadas.

Asignación # 1

Aplica los conocimientos adquiridos sobre las soluciones, según lo leído en las páginas anteriores y responde de forma clara y precisa lo siguiente:

1. Define con tus palabras qué es una solución.

2. ¿A qué llamamos soluto y a qué llamamos disolvente?

3. Cita cinco ejemplos de soluciones de uso común en nuestro diario vivir indicando cuál es el soluto y cuál el disolvente:

4. ¿Por qué sería un error considerar que el aceite y el agua forman una solución?

5. Clasifica las siguientes disoluciones según el estado de agregación en que se encuentran cada uno de sus componentes. Si es necesario investiga sobre su estado a presión y temperatura ambiente.

- | | |
|-------------------------------|--------------------------------|
| a) Acetona en éter dietílico: | b) Glucosa en agua: |
| c) Cloruro de amonio en agua: | d) Naftaleno en benceno: |
| e) Urea en agua: | f) Dióxido de carbono en agua: |
| g) El humo: | h) El duraluminio: |
| i) Etilenglicol en agua: | j) Hidróxido de sodio acuoso: |

II - LA SOLUBILIDAD Y LA DISOLUCIÓN, DOS CONCEPTOS CLAVES AL PREPARAR UNA SOLUCIÓN:

2.1. CONCEPTO DE SOLUBILIDAD:

El término solubilidad, se define como la máxima cantidad de un soluto que se puede disolver en una cantidad determinada de disolvente, a una temperatura específica, se expresa como gramos de soluto disueltos por cada 100 g o 100 ml de disolvente a una determinada temperatura.

Para que una sustancia se disuelva en otra debe existir semejanza en la naturaleza polar o no polar de sus moléculas. Por ejemplo el agua es un compuesto polar, por ello disuelve con facilidad a las sustancias iónicas como: ácidos, hidróxidos y sales inorgánicas; los compuestos orgánicos polares también son solubles en agua. Esta regla no es totalitaria, ya que existen compuestos inorgánicos altamente iónicos que son insolubles en agua como son los carbonatos, fosfatos (exceptuando a los del grupo IA y del NH_4^+), los hidróxidos (exceptuando los del grupo IA) y los sulfuros (exceptuando a los del grupo IA, IIA, del NH_4^+) esta situación está relacionada con el tamaño de los iones y las fuerzas interiónicas.

Las sustancias se consideran insolubles cuando la solubilidad es menor a 0,1 mg de soluto por cada 100 g disolvente. Y cuando un líquido no se mezcla con otro líquido se dice que son *inmiscibles*.

Las sustancias no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente. Con el fin de poder comparar la capacidad que tiene un disolvente para disolver un producto dado, se utiliza el concepto de *solubilidad*. La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es ilimitada. Añadiendo soluto a un volumen dado de disolvente se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente), se dice entonces que la disolución está saturada. Pues bien, la solubilidad de una sustancia en determinado disolvente es la concentración que corresponde al estado de saturación a una temperatura dada.

Las solubilidades de sólidos en líquidos varían mucho de unos sistemas a otros. Así a 20 °C la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) en agua es 6 M (6 moles de sal por 1 l de solución) y en alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$), a esa misma temperatura, es 0,009 M (0,009 moles de sal en 1 l de alcohol etílico). Cuando la solubilidad es superior a 0,1 M se considera que la sustancia es soluble en determinado disolvente; pero por debajo de 0,1 M se considera como poco soluble e incluso como insoluble si se aleja bastante de este valor de referencia.

2.2. FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD:

Los factores que afectan la solubilidad de una sustancia en determinado disolvente son: *La naturaleza del soluto y del solvente, la temperatura y la presión.*

2.2.1. La Naturaleza Del Solute y Del Solvente:

No existe una regla fija que permita establecer una generalización en cuanto al fenómeno de la disolución. Cuando se agrega un soluto en un solvente se da un proceso de difusión de las moléculas del soluto hacia el seno del disolvente a medida que las moléculas del soluto y del solvente interaccionan, esto solo ocurre cuando entre las moléculas del soluto y del solvente se establecen fuerzas de interacción capaces de vencer las fuerzas intermoleculares que hay en el soluto. Es por ello que los solventes polares tienden a disolver a las sustancias de polaridad semejante, aunque este proceso puede ser interferido por la existencia de moléculas más voluminosas que las del disolvente y por ende, la existencia de fuerzas intermoleculares superiores a las que podrían establecerse entre el soluto y el solvente. Por lo general se aplica la regla de

“lo igual disuelve lo igual”; lo cual significa que los compuestos polares son solubles en disolventes polares, los compuestos iónicos son solubles en agua (aunque hay excepciones) y los compuestos apolares son solubles en disolventes no polares.

2.2.2. Efecto De La Temperatura:

Generalmente un aumento de temperatura facilita el proceso de disolución de un soluto. Lo que se explica por los siguientes hechos:

- El calor suministrado al sistema aumenta la velocidad de difusión de las partículas del soluto en el seno del solvente.
- El calor suministrado es absorbido por las moléculas del soluto, debilitándose las fuerzas intermoleculares y facilitándose el proceso de solvatación.

Sin embargo, existen casos en donde un aumento de temperatura disminuye la solubilidad, como el caso del $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ cuya solubilidad en agua a 0 °C es de 39,5 % mientras que a 100 °C es de 2,5 %.

Existe otro caso como el del NaCl para el que una variación de temperatura no altera, apreciablemente la solubilidad. Otro caso muy particular es el Na_2SO_4 el cual al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad hasta alcanzar un máximo, a partir de allí un incremento de temperatura, disminuye la solubilidad. Este comportamiento se debe a que a cierta temperatura los cristales de la sal se hidratan provocando un descenso en la solubilidad.

2.2.3. Efecto De La Presión:

Este es un factor que tiene un efecto apreciable sobre la solubilidad de gases. Experimentalmente se ha comprobado que la solubilidad del gas es directamente proporcional a la presión aplicada.

La solubilidad de los gases está enunciada en la ley de Henry: “a una temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido”. Matemáticamente se formula del siguiente modo:

$$S = k_s \times P$$

Donde:

P es la presión parcial del gas.

S es la concentración del gas (solubilidad).

k_s es la constante de Henry, que depende de la naturaleza del gas, la temperatura y el líquido.

2.3. CONCEPTO DE DISOLUCIÓN:

Cuando un terrón de azúcar se introduce en un vaso con agua, pasado cierto tiempo nos parece, a simple vista, que se ha “desvanecido” sin dejar rastro de su presencia en el líquido. Esta aparente desaparición indica que el fenómeno de disolución se ha producido a nivel molecular.

La disolución de un sólido supone la ruptura de las interacciones que mantenían unidas a las partículas de la red cristalina y la consiguiente distribución de sus componentes en el seno del líquido. Para que esto sea posible es necesario que se produzca una interacción de las moléculas del disolvente con las del soluto, dicha interacción recibe el nombre de *solvatación*. Cuando una sustancia sólida se sumerge en un disolvente apropiado, las moléculas (o iones) situadas en la superficie del sólido son rodeadas por las del disolvente; este proceso lleva consigo la liberación de una cierta cantidad de energía que se cede en parte a la red cristalina y permite a algunas de sus partículas desprenderse de ella e incorporarse a la disolución. La repetición de este proceso produce, al cabo de cierto tiempo, la disolución completa del sólido. En algunos casos, la energía liberada en el proceso de solvatación no es suficiente para romper las interacciones existentes en el cristal e intercalar sus moléculas (o iones) entre las del disolvente, debido a que entre las partículas del disolvente también existen fuerzas intermoleculares.

Para que la energía de solvatación tome un valor considerable es necesario que las interacciones entre las moléculas del soluto y entre las del disolvente sean de la misma naturaleza. Sólo así el fenómeno de solvatación será lo suficientemente importante como para dar lugar por sí sólo a la disolución del cristal. Ello explica el viejo aforismo de que «*lo semejante disuelve a lo semejante*». Los disolventes polares

como el agua son apropiados para solutos como los sólidos iónicos o los sólidos formados por moléculas polares. Por su parte, los disolventes apolares, como el benceno (C_6H_6) y el hexano (C_6H_{14}), disuelven las sustancias apolares como las grasas y otros compuestos de naturaleza no polar.

El Factor energético (calor o entalpía) lleva a un sistema sólido - líquido a alcanzar un estado de menor energía potencial. Aunque existen procesos de disolución que implican una absorción moderada de energía del medio, lo cual indica que el sistema evoluciona hacia estados de mayor energía interna. Además en los procesos físico-químicos también influye el *factor desorden (entropía)*, de modo que estos tienden a evolucionar en el sentido en que ésta aumenta. La disolución, ya sea de un sólido en líquido o de un líquido en líquido, aumenta el desorden molecular y por ello se ve favorecida. Por el contrario, la disolución de gases en líquidos, implica un aumento del orden. Del balance final entre los efectos de ambos factores (energía y entropía) dependerá que ocurra o no el proceso de disolución.

2.4. MECANISMO DE LA DISOLUCIÓN:

Para entender el proceso de formación de una disolución se debe tomar en cuenta el tipo de fuerzas intermoleculares existentes tanto en el soluto como en el solvente. Estas fuerzas pueden ser:

- Fuerzas de London.
- Interacciones dipolo - dipolo.
- Fuerzas ion - dipolo.
- Puentes de hidrógeno.

Las fuerzas de London son las únicas que presentan los compuestos no polares. Por eso, si el soluto es no polar y el solvente también lo es se cumple el principio que lo *“semejante disuelve a lo semejante”*. Esta interacción se establece generalmente entre sustancias orgánicas apolares.

Los solventes no polares disuelven compuestos no polares

Las interacciones dipolo - dipolo la presentan las moléculas polares. Las fuerzas dipolo - dipolo pueden ser:

- Dipolo permanente - dipolo permanente (fuerzas de Keeson)
- Dipolo permanente - dipolo inducido (fuerzas de Debye)
- Dipolo inducido - dipolo inducido (fuerzas de London)

*Un solvente polar disuelve a compuestos polares
El agua disuelve a algunos compuestos iónicos*

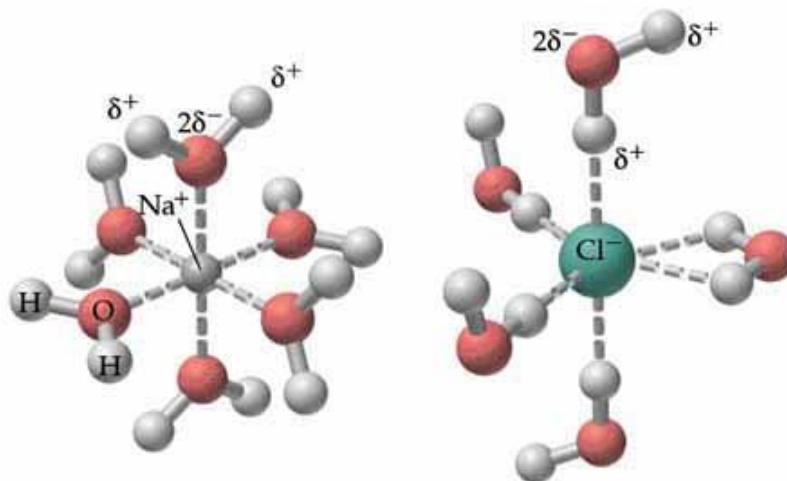
En el caso de las sustancias no polares al entrar en contacto con las moléculas de un solvente no polar, si el choque de las moléculas es lo suficientemente fuerte para vencer las fuerzas intermoleculares, la sustancia se disuelve, de lo contrario no ocurre la disolución. La estabilidad del sistema se alcanza debido a que las fuerzas de Van Der Waals se establecerán entre moléculas del soluto y del solvente. Por ejemplo cuando el yodo, I_2 (soluta no polar) se disuelve en tetracloruro de carbono, CCl_4 , (disolvente no polar).

Cuando el solvente es polar y el soluto es polar o iónico se establece una atracción electrostática entre las moléculas del soluto y del solvente, orientándose el polo positivo de la molécula del disolvente hacia el polo negativo de la molécula del soluto o hacia el anión del compuesto iónico, de la misma manera interaccionan el extremo negativo de la molécula de disolvente con el extremo positivo de la molécula del soluto o con el catión del compuesto iónico. Por ejemplo cuando se disuelve metanol en agua (dos compuestos polares) o cuando se disuelve cloruro de sodio (compuesto iónico) en agua (solvente polar). La solubilidad de alcoholes como el metanol y el etanol en agua se ve favorecida porque también pueden formar puentes de hidrógeno ya que también presentan enlaces OH.

Cuando el soluto es iónico y el disolvente polar, la interacción que se establece es ión - dipolo como en el caso del NaCl con el agua. Cuando el cloruro de sodio entra en contacto con el agua, los iones de la sal que se encuentran en la superficie del cristal, son rodeados por moléculas de agua, orientadas de forma tal que el catión interacciona con el dipolo negativo y el anión interacciona con el dipolo positivo. No siempre un sólido iónico es soluble en agua, aunque este sea el disolvente por excelencia, y además altamente polar. La molécula de agua está formada por dos átomos pequeños; por eso mientras más pequeños sean los iones, más fácilmente serán solvatados y más soluble resultará el compuesto. Las excepciones a la solubilidad de

algunos compuestos iónicos en agua se deben a que el tamaño o radio iónico a veces dificulta el proceso de solvatación.

Figura No. 1: Efectos de solvatación en la disolución del NaCl en agua



El esquema de la figura 1 puede aplicarse para cualquier compuesto iónico que resulte soluble en agua. Los iones muy grandes son difíciles de solvatar por las moléculas de agua y es por ello que algunos compuestos, pese a ser iónicos resultan poco solubles en agua.

Figura No. 2: Mecanismo de la Disolución de un Compuesto Iónico en Agua

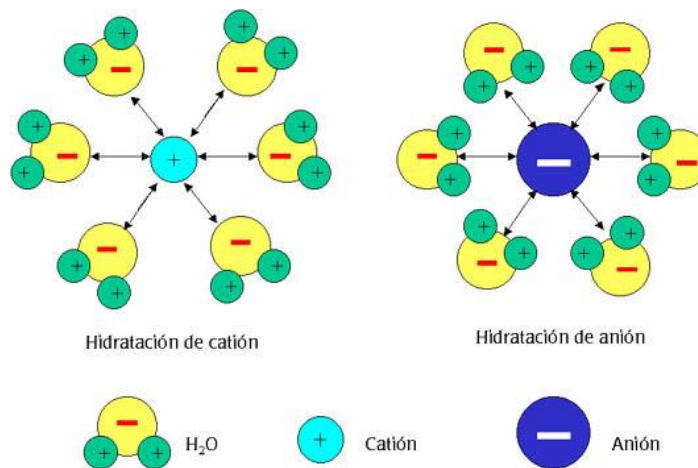


Figura No. 3: Interacción entre el agua y el etanol (un soluto polar)

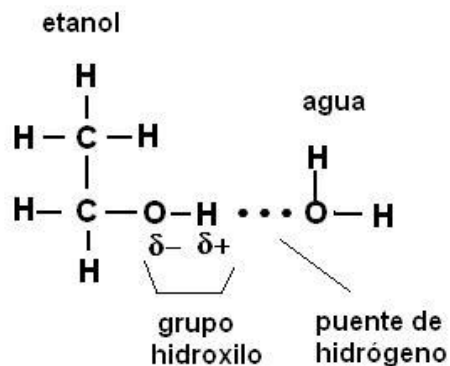


Figura No. 4: Separación de Fases en una mezcla de NaCl en un disolvente orgánico (No Polar):

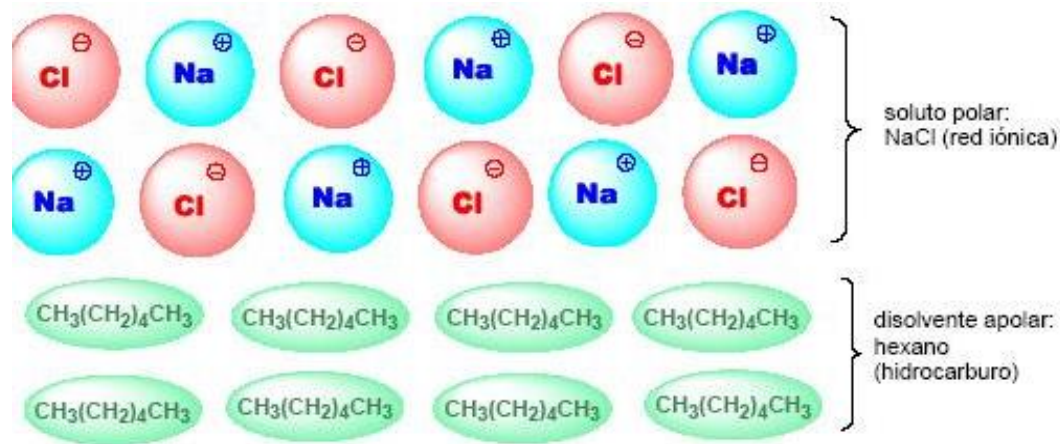
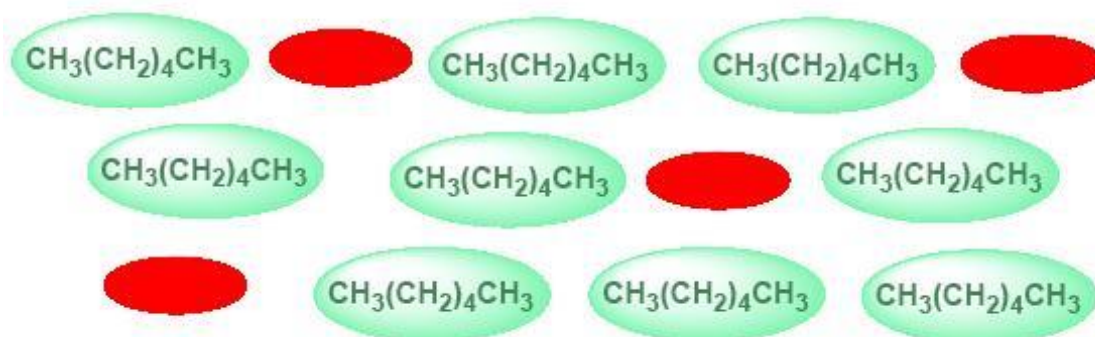


Figura No. 5:

Disolución de un soluto no polar en hexano



2.5. FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE DISOLUCIÓN:

Cuando se preparan soluciones, en el laboratorio, debemos buscar la manera de que el proceso de solvatación se acelere de forma tal que la preparación nos tome el menor tiempo posible. Algunos factores que podemos manejar a nuestra conveniencia son:

2.5.1. Tamaño de las Partículas: Entre menor sea el tamaño de las partículas que queremos disolver, más rápido será el proceso de disolución. Esto se explica porque las partículas pequeñas tienen mayor superficie de contacto expuestas para que sean rodeadas por el disolvente durante la solvatación. Este factor explica por qué un terrón de azúcar se disuelve más lento que azúcar finamente granulada.

2.5.2. Agitación: Si agitamos la solución, ya sea manualmente o con un agitador magnético, lograremos que el proceso de disolución sea más rápido. Es muy probable que ahora le encuentres sentido al hecho de agitar (*revolver*) cuando endulzas el café o la chicha.

2.5.3. Temperatura: A mayor temperatura habrá mayor velocidad, dado el hecho de que el calor incrementará la energía cinética del soluto y del disolvente, lo que aumenta la interacción entre estos durante la solvatación. Ahora ya sabes porque no es lo mismo endulzar el té caliente que el té frío.

2.5.4. Presión: Las soluciones de sólido en líquido no se ven afectadas por la presión, pero si la de los gases en líquidos. La disolución de un gas en un líquido aumenta al aumentar la presión. Así para lograr que el dióxido de carbono entre en un refresco carbonatado, el gas debe ser empacado a altas presiones; por lo que luego al destaparlo (disminuir la presión) este empieza a escaparse del seno del líquido.

Asignación # 2

Aplica los conocimientos adquiridos sobre solubilidad y velocidad de disolución, adquiridos en las páginas anteriores y responde de forma clara y precisa lo siguiente:

1. ¿Qué entiendes por solubilidad?

2. ¿Qué entiendes por velocidad de disolución?

3. Investiga diez ejemplos de sustancias que sean ampliamente solubles en agua:

| | |
|-------|-------|
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |

4. Investiga seis ejemplos de sustancias que sean ligeramente solubles en agua:

| | |
|-------|-------|
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |

5. Investiga seis ejemplos de compuestos iónicos que sean insolubles en agua:

| | |
|-------|-------|
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |
| _____ | _____ |

6. Toma un ejemplo de una sustancia que sea soluble en agua, sabiendo cual es el valor de su solubilidad (g/100g) y describe que cantidades de soluto y de disolvente usarías para preparar: una solución insaturada, una solución saturada y una solución sobresaturada de esa sustancia.

a) solución insaturada:

b) solución saturada:

c) solución sobresaturada:

7. Ordena de mayor a menor velocidad de disolución las siguientes muestras de azúcares: azúcar finamente pulverizada, miel, raspadura y un terrón de azúcar. Justifica el orden.

8. ¿Qué se te ocurre hacer para acelerar la velocidad de disolución de las muestras que presentan dificultad para disolverse (según la respuesta de la pregunta 7)?

9. Dibuja un esquema que ilustre las interacciones moleculares y/o iónicas que se rompen y se forman cuando se disuelve:

a) Etilenglicol en agua

b) Glicerol en agua

c) Cloruro de sodio en agua

d) Hidróxido de sodio en agua

e) Metilamina en agua

f) Ácido sulfúrico en agua

g) cloruro de hidrógeno en agua

h) yodo en tetracloruro de carbono

i) naftaleno en benceno

j) parafina en hexano

10. Investiga sobre la solubilidad de las siguientes biomoléculas:

a) colesterol

b) aminoácidos

c) vitamina C

d) vitamina E

e) ácido araquidónico

f) vitamina A

g) fructosa

h) almidón

i) glucagón

j) insulina

III - FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES:

En química es indispensable saber expresar y conocer las cantidades de soluto y de disolvente presentes en una solución, para ello se puede expresar la concentración de una solución de diversas formas:

3.1. Porcentaje Referido a la Masa (% m/m):

Consiste en indicar la masa (en gramos) de soluto por cada 100 gramos de solución. Es decir que porcentaje del total de la solución corresponde al soluto. El porcentaje en masa de una solución se calcula así:

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

Ejemplos:

Calcule el porcentaje referido a la masa de cada una de las siguientes soluciones:

a) Una solución que contiene 10 g de NaCl en 100 g de agua

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

gramos de soluto: 10 g de NaCl
gramos de solvente: 100 g de agua
gramos de solución: 110 g de solución

$$\% \text{ m/m} = \frac{10 \text{ g}}{110 \text{ g}} \times 100 = 9,09 \%$$

La solución contiene 9,09 % (m/m) de sal

b) Una solución que contiene 20 g de glucosa en 250 g de solución

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

gramos de soluto: 20 g de glucosa
gramos de solución: 250 g de solución

$$\% \text{ m/m} = \frac{20 \text{ g}}{250 \text{ g}} \times 100 = 8,0 \%$$

Esta es una solución de glucosa al 8,0 % referido a la masa

c) Una solución que contiene 12,5 g de urea en 120 g de agua

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

gramos de soluto: 12,5 g de urea
gramos de solvente: 120 g de agua
gramos de solución: 132,5 g de solución

$$\% \text{ m/m} = \frac{12,5 \text{ g}}{132,5 \text{ g}} \times 100 = 9,4 \%$$

La solución contiene 9,4 % (m/m) de urea

d) Una solución que contiene 20,0 g de KOH en 800 g de solución

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

gramos de soluto: 20,0 g de KOH
gramos de solución: 800 g de solución

$$\% \text{ m/m} = \frac{20,0 \text{ g}}{800 \text{ g}} \times 100 = 2,5 \%$$

La solución contiene 2,5 % de hidróxido de potasio referido a la masa

Ejemplos:

Calcule las cantidades de soluto y de disolvente necesarias para preparar cada una de las siguientes soluciones:

a) 100 g de una solución al 6 % de NaCl

$$\text{g de NaCl} = 100 \text{ g de solución} \times \frac{6 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de solución}} = 6 \text{ g de NaCl}$$

Se requieren 6 g de sal y 94 g de agua

b) 250 g de una solución al 3 % de KOH

$$\text{g de KOH} = 250 \text{ g de solución} \times \frac{3 \text{ g de KOH}}{100 \text{ g de solución}} = 7,5 \text{ g de KOH}$$

Se prepara con 7,5 g de KOH y con 242,5 g de agua

c) 500 g de solución al 4 % de KCl

$$\text{g de KCl} = 500 \text{ g de solución} \times \frac{4 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de solución}} = 20 \text{ g de NaCl}$$

Se forma combinando 20 g de KCl con 480 g de agua

d) 50 g de solución al 0,1 % de NaCl

$$\text{g de NaCl} = 50 \text{ g de solución} \times \frac{0,1 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de solución}} = 0,5 \text{ g de NaCl}$$

Se requieren 0,5 g de sal y 49,5 g de agua

3.2. Porcentaje Referido al Volumen (% v/v):

En el caso de que tanto el soluto como el disolvente sean líquidos, se acostumbra a expresar su concentración como un porcentaje de volumen. Es decir indicar que volumen del soluto hay por cada 100 volúmenes (ml o l) de la solución. El porcentaje en volumen se calcula así:

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

Ejemplos:

Calcule el porcentaje referido al volumen de cada una de las siguientes soluciones:

a) Una solución que contiene 25 ml de etilenglicol en 500 ml de solución

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

volumen de soluto: 25 ml de etilenglicol

volumen de solución: 500 ml de solución

$$\% \text{ v/v} = \frac{25 \text{ ml}}{500 \text{ ml}} \times 100 = 5,0 \%$$

La solución contiene 5,0 % (v/v) de etilenglicol

b) Una solución que contiene 10 ml de etanol en 90 ml de agua

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

volumen de soluto: 10 ml de etanol

volumen de solvente: 90 ml de agua

volumen de solución: 100 ml de solución

$$\% \text{ v/v} = \frac{10 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} \times 100 = 10,0 \%$$

La solución contiene 10,0 % (v/v) de etanol

c) Una solución que contiene 5 ml de glicerol en 200 ml de agua

$$\% v/v = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

volumen de soluto: 5 ml de glicerol

volumen de solvente: 200 ml de agua

volumen de solución: 205 ml de solución

$$\% v/v = \frac{5 \text{ ml}}{205 \text{ ml}} \times 100 = 2,4 \%$$

La solución contiene 2,4 % (v/v) de glicerol

d) Una solución que contiene 20 ml de acetona en 300 ml de solución

$$\% v/v = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

volumen de soluto: 20 ml de acetona

volumen de solución: 300 ml de solución

$$\% v/v = \frac{20 \text{ ml}}{300 \text{ ml}} \times 100 = 6,6 \%$$

La solución contiene 6,6 % (v/v) de acetona

Ejemplos:

Calcule las cantidades de soluto y de disolvente necesarias para preparar cada una de las siguientes soluciones:

a) 120 ml de una solución de ácido acético al 3 % v/v

$$\text{vol. de ácido acético} = 120 \text{ ml de solución} \times \frac{3 \text{ ml de ácido}}{100 \text{ ml de solución}} = 3,6 \text{ ml de ácido acético}$$

Se requieren 3,6 ml de ácido acético y se agrega agua hasta un volumen de 120 ml de solución

b) 50 ml de solución al 2 % de anilina en benceno

$$\text{vol. de anilina} = 50 \text{ ml de solución} \times \frac{2 \text{ ml de ácido}}{100 \text{ ml de solución}} = 1,0 \text{ ml de anilina}$$

Se requiere 1,0 ml de anilina y 49,0 ml de benceno

c) 250 ml de solución de peróxido de hidrógeno al 3 %

$$\text{vol. de peróxido} = 250 \text{ ml de solución} \times \frac{3 \text{ ml de ácido}}{100 \text{ ml de solución}} = 7,5 \text{ ml de peróxido de hidrógeno}$$

Se requieren 7,5 ml de peróxido y se agregan 242,5 ml agua

d) 1,0 l de vino cuya etiqueta dice que tiene 12 % (v/v) de etanol

$$\text{vol. de etanol} = 1,0 \text{ l de vino} \times \frac{1000 \text{ ml de vino}}{1 \text{ l de vino}} \times \frac{12 \text{ ml de etanol}}{100 \text{ ml de solución}} = 120 \text{ ml de etanol}$$

Que el vino contenga 12 % (v/v) de etanol significa que en un litro de vino hay 120 ml de etanol y el resto es agua

3.3. Porcentaje Referido a la Masa y al Volumen (% m/v):

Otra forma de expresar el porcentaje de una solución es mediante un porcentaje m/v que nos indica cuantos g de soluto hay por cada 100 ml de solución.

$$\% m/v = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

- Cuando se calculan los porcentajes m/m y v/v las cantidades de soluto y de disolvente se consideran aditivas (se suman al momento de determinar la masa o el volumen de disolución)
- Cuando se calcula el porcentaje m/v la masa del soluto y el volumen de disolvente no se consideran aditivos al determinar la cantidad de solución (se considera que el volumen de disolvente es igual al volumen de solución que se forma cuando se disuelve el soluto).

Ejemplos:

Calcule el porcentaje referido a la masa y al volumen de las siguientes soluciones:

a) Una solución que contiene 5 g de glucosa en 200 ml de agua

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

masa de soluto: 5 g de glucosa

volumen de solvente: 200 ml de agua

volumen de solución: 200 ml de solución

$$\% \text{ v/v} = \frac{5 \text{ g}}{200 \text{ ml}} \times 100 = 2,5 \%$$

Es una solución de glucosa en agua al 2,5 % (m/v)

b) Una solución que contiene 21 g de urea en 300 ml de agua

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

masa de soluto: 21 g de urea

volumen de solvente: 300 ml de agua

volumen de solución: 300 ml de solución

$$\% \text{ v/v} = \frac{21 \text{ g}}{300 \text{ ml}} \times 100 = 7,0 \%$$

Es una solución de urea en agua al 7,0 % (m/v)

3.4. Unidades trazas (ppm, ppb y ppt):

Una forma de expresar la concentración de soluciones muy diluidas es como partes por millón (ppm), que equivale a las partes de masa de soluto por 1000000 de partes de masa de solución.

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 1000000$$

Las concentraciones de iones en muestras de agua o en preparaciones biológicas, los niveles permisibles de contaminantes, los resultados de análisis de trazas y ultratrazas de sustancias se expresan como *ppm*, *ppb* y hasta *ppt*. Hablar de ppm es sinónimo de indicar la concentración en: mg de soluto/l de solución o mg de soluto/kg de solución o µg/ml. Igualmente *ppb* indica cantidades en partes por billón (µg/l o µg/kg) y *ppt* en partes por trillón (ng/kg o ng/l). Las concentraciones máximas aceptables (límites permisibles) de sustancias tóxicas o carcinogénicas a menudo se expresan en ppm o ppb; actualmente los métodos de análisis más sensibles en conjunto con equipos muy sofisticados permiten determinar sustancias presentes en el orden de los ppb y hasta ppt en diversas muestras.

En estos tipos de soluciones bien diluidas la cantidad de soluto es tan pequeña que la densidad de la solución es muy cercana a la densidad del agua pura y por ende se considera que la misma es 1,0 g/ml.

Ejemplos: Calcule la concentración en ppm de cada una de las siguientes soluciones diluidas:

a) Una solución que contiene 5 mg de ion fluoruro en 500 ml de solución:

$$\text{ppm} = \frac{5 \text{ mg de F}^-}{500 \text{ ml soluc}} \times \frac{1 \text{ ml soluc}}{1,0 \text{ g soluc}} \times \frac{1 \text{ g soluc}}{1000 \text{ mg soluc}} \times 1000000 = 10 \text{ ppm}$$

b) Una solución que contiene 12,5 mg de ion calcio en 2,0 l de solución:

$$\text{ppm} = \frac{12,5 \text{ mg de Ca}^{2+}}{2,0 \text{ l soluc}} = 6,25 \text{ ppm}$$

c) Una solución que contiene 50 mg de ion sodio en 750 ml de solución:

$$\text{ppm} = \frac{50 \text{ mg de Na}^+}{750 \text{ ml soluc}} \times \frac{1 \text{ ml soluc}}{1,0 \text{ g soluc}} \times \frac{1 \text{ g soluc}}{1000 \text{ mg soluc}} \times 1000000 = 6,7 \text{ ppm}$$

Asignación # 3**Problemas sobre Porcentajes referidos a la masa y al volumen:**

- 1) Calcule el porcentaje de composición (m/m) de una solución que contiene 2,0 g de cloruro de sodio en 75 g de agua.
- 2) Calcule el porcentaje (v/v) de una solución que contiene 10 ml de etanol en 250 ml de agua.
- 3) Calcular la concentración de las disoluciones que se han preparado disolviendo:
 - a) 20 gramos de azúcar en 300 gramos de agua R: 6,25 % m/m
 - b) 6 gramos de sal en 80 gramos de agua R: 6,98 % m/m
 - c) 50 gramos de naftaleno en 500 gramos de benceno. R: 9,1 % m/m
 - d) 20 ml de alcohol en 40 ml de agua (Vol. aditivos) R: 33,33 % v/v
 - e) 5 ml de éter en 60 ml de alcohol (Vol. aditivos) R: 7,7 % v/v
 - f) 60 gramos de glucosa en 800 ml de disolución. R: 7,5 % m/v
 - g) 3 gramos de nitrato de plata en 60 ml de disolución. R: 5 % m/v
 - h) 15 gramos de urea en 750 ml de disolución. R: 2 % m/v
- 4) ¿En cuántos gramos de agua se deben disolver 5 gramos de sulfato cúprico para que la disolución preparada posea una concentración de 3,2 % m/m? R: 151,25 g
- 5) Una disolución de carbonato de sodio tiene una densidad de 1,15 g/ml, y una concentración del 14 % m/m. Calcule:
 - a) ¿cuántos gramos de dicha disolución deben evaporarse a sequedad para obtener 20 gramos de carbonato de sodio? R: 142,86 g
 - b) ¿Cuántos gramos de sal están contenidos en 60 ml de la disolución? R: 9,66 g
 - c) ¿Cuántos gramos de sal están contenidos en 60 gramos de la disolución? R: 8,4 g
- 6) Calcule el porcentaje m/v de una solución que contiene 2,5 g KI en 200 ml de solución
- 7) Calcule el porcentaje m/v de una solución que contiene 10 g acetato de sodio en 300 ml de solución
- 8) Calcule el % m/v de una solución que contiene 3,56 g NaOH en 200 ml de solución. R: 1,78 %
- 9) Calcule el porcentaje m/v de una solución que contiene 3,45 g de nitrato de plata en 250 ml de solución.
- 10) Calcule el porcentaje m/v de una solución que contiene 5,60 g fosfato de amonio en 200 ml de solución. R: 2,8 %
- 11) Calcule la concentración en ppm de una solución que contiene 10 mg de Fe^{3+} en 250 ml de solución. R: 40 ppm
- 12) Calcule la concentración en ppm de una solución que contiene 80 mg de ion potasio en 3,0 l de solución.
- 13) Calcule la concentración en ppm de una muestra de agua que contiene 21,4 mg de ion Ca^{2+} en 2,0 l de agua
- 14) El cloroformo es un compuesto carcinogénico que puede formarse durante el proceso de cloración del agua, por tal razón debe controlarse este proceso. El límite permisible de cloroformo en el agua es de 60 $\mu\text{g}/\text{l}$. ¿Cuánto es esto en ppm? ¿A qué % en masa equivale esta concentración?

15) El límite permisible de cadmio en muestras de agua potable es de 0,003 mg/l debido a su toxicidad. Una muestra de 1000 ml de agua fue analizada y se encontró que contenía 8 µg de cadmio, ¿está por arriba o por debajo del límite permisible?

16) El límite permisible para el cromo hexavalente (Cr^{6+}) como $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ es de 0,05 mg/l. Un químico determinó la concentración de Cr^{6+} en una muestra de 25 ml de agua. El análisis mediante espectroscopía de absorción atómica (EAA), una técnica muy sensible, indicó que la concentración de cromo era de 1,35 mg/l. ¿Cuánto es la mas total de cromo en la muestra de agua? ¿Cuál es el porcentaje en masa de cromo en la muestra de agua? ¿Cuántas veces excede la muestra el límite permisible de cromo?

3.5. Fracción Molar (X_A):

La fracción molar es una relación o proporción entre los moles de soluto y los moles totales de la solución. Es común expresar la concentración de soluciones en las que tanto el soluto como el disolvente son gases en términos de fracción molar, con menos frecuencia se aplica para soluciones de líquidos o de sólidos en líquidos. La fracción molar se calcula así:

$$X_A = \frac{\text{moles de soluto A}}{\text{Moles totales de Solución}}$$

$$\text{Moles totales de solución} = \text{moles de soluto A} + \text{moles de disolvente}$$

- Los cálculos relacionados con la fracción molar los veremos cuando se den las propiedades coligativas de las soluciones, específicamente en el descenso de la presión de vapor.

3.6. Concentración Molar o Molaridad (mol/l):

La concentración molar o molaridad es una de las formas más utilizadas para expresar la concentración de una solución, ya sea de un sólido disuelto en un líquido o de un líquido disuelto en otro líquido. La molaridad nos indica los moles de soluto que hay por cada litro de solución, asumiendo que el volumen de la solución corresponde a al volumen de disolvente utilizado para preparar la solución. La molaridad de una solución se calcula así:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{l de solución}}$$

Las unidades de la molaridad son moles/l o simplemente M (m mayúscula), se lee como “solución X molar” y se debe interpretar como: “hay X moles de soluto en un litro de disolución”. En otras palabras si tenemos una solución 2 M, la leemos como “solución 2 molar” y asumimos que “en un litro de solución habrán 2 moles de soluto”.

La preparación de disoluciones con una concentración definida puede hacerse con la ayuda de recipientes que posean una capacidad conocida. Por ejemplo, si empleamos un matraz aforado de 250 ml (que equivale a 0,250 l), la preparación de una disolución 1 M supondrá utilizar una masa de soluto equivalente 0,25 moles, añadir parte del disolvente y agitar para conseguir disolver completamente el soluto; pasar la solución al matraz adecuado y a continuación se añadirá el disolvente necesario hasta enrasar (aforar) el nivel de la disolución con la señal del matraz.

Ejemplos:

Calcule la molaridad de cada una de las siguientes soluciones:

a) Una solución que contiene 5 g de cloruro de sodio en 100 ml de agua

$$M = \frac{5 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ ml solución}} \times \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,45 \text{ g de NaCl}} \times \frac{1000 \text{ ml de solución}}{1 \text{ l de solución}} = 0,86 \text{ mol/l} = 0,86 \text{ M}$$
 Esta es una solución 0,86 molar de cloruro de sodio

b) Una solución que contiene 10,5 g de acetato de sodio en 250 ml de solución.

$$M = \frac{10,5 \text{ g de NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{250 \text{ ml solución}} \times \frac{1 \text{ mol de NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{81,98 \text{ g de NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2} \times \frac{1000 \text{ ml de solución}}{1 \text{ l de solución}} = 0,51 \text{ mol/l} = 0,51 \text{ M}$$

Esta es una solución 0,51 molar de acetato de sodio

c) Una solución que contiene 40 g de NaOH en 250 ml de agua

$$M = \frac{40 \text{ g de NaOH}}{250 \text{ ml solución}} \times \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{39,98 \text{ g de NaOH}} \times \frac{1000 \text{ ml de solución}}{1 \text{ l de solución}} = 4,0 \text{ mol/l} = 4,0 \text{ M}$$

Esta es una solución 4,0 molar de hidróxido de sodio

d) Una solución que contiene 2,50 g de AgNO₃ en 250 ml de agua

$$M = \frac{2,50 \text{ g de AgNO}_3}{250 \text{ ml solución}} \times \frac{1 \text{ mol de AgNO}_3}{169,87 \text{ g de AgNO}_3} \times \frac{1000 \text{ ml de solución}}{1 \text{ l de solución}} = 0,059 \text{ mol/l} = 0,059 \text{ M}$$

Esta es una solución 0,059 molar de nitrato de plata

e) Una solución de ácido sulfúrico concentrado al (96 % en m/m) cuya densidad es de 1,84 g/ml

$$M = \frac{96 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g solución}} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1,84 \text{ g de solución}}{1 \text{ ml de solución}} \times \frac{1000 \text{ ml solución}}{1 \text{ l solución}} = 18,02 \text{ mol/l}$$

$$M = 18,02 \text{ M}$$

El ácido sulfúrico concentrado es ácido sulfúrico 18 molar

Tabla No. 1:

Relaciones de molaridad, % m/m y densidad de soluciones concentradas de ácidos y bases

| Solución | soluto | Mol/l | % m/m de soluto | Densidad (g/cm ³) |
|-------------------|--------------------------------|-------|-----------------|-------------------------------|
| Ácido clorhídrico | HCl | 12 | 36 | 1,18 |
| Ácido nítrico | HNO ₃ | 16 | 72 | 1,42 |
| Ácido sulfúrico | H ₂ SO ₄ | 18 | 96 | 1,84 |
| amoníaco | NH ₃ | 15 | 28 | 0,90 |

Ejemplos:

Calcule las cantidades de soluto y de disolvente necesarias para preparar las siguientes soluciones:

a) 100 ml de una solución acuosa de hidróxido de sodio 1,0 M

$$\text{g de NaOH} = 100 \text{ ml solución} \times \frac{1 \text{ l solución}}{1000 \text{ ml solución}} \times \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ l solución}} \times \frac{39,98 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}}$$

$$\text{g de NaOH} = 3,998 \text{ g NaOH}$$

Se disuelven 3,998 g de hidróxido de sodio en un volumen de 100 ml de agua

b) 500 ml de una solución acuosa de sulfato cúprico 2,0 M

$$\text{g de CuSO}_4 = 500 \text{ ml solución} \times \frac{1 \text{ l solución}}{1000 \text{ ml solución}} \times \frac{2,0 \text{ mol de CuSO}_4}{1 \text{ l solución}} \times \frac{159,6 \text{ g de CuSO}_4}{1 \text{ mol de CuSO}_4}$$

$$\text{g de CuSO}_4 = 159,6 \text{ g CuSO}_4$$

Se disuelven 159,6 g de hidróxido de sodio en un volumen de 500 ml de agua

c) 1,0 l de solución acuosa de glucosa (C₆H₁₂O₆) 0,25 molar

$$\text{g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 1,0 \text{ l solución} \times \frac{0,25 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ l solución}} \times \frac{180 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 45 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Se disuelven 45 g de glucosa en un volumen de 1,0 l de agua

Asignación # 4**Problemas sobre Molaridad:**

- 1) Calcule la molaridad de una solución que contiene 25 g de urea - $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ disueltos en 200 ml de agua.
- 2) Calcule la molaridad de una solución que contiene 5,25 g de ácido clorhídrico disueltos en 250 ml de agua.
R: 0,576 mol/l
- 3) Calcule la molaridad de una solución que contiene 5,60 g de yoduro de potasio disueltos en 300 ml de agua.
- 4) Calcule la molaridad de una solución que contiene 5 g de dicromato de potasio disueltos en 250 ml de agua.
R: 0,068 M
- 5) Una solución contiene 12,50 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) disueltos en 350 ml de agua. Calcule la molaridad de esta solución.
- 6) ¿Cuántos gramos de KOH (56,1 g/mol) habrá que pesar para obtener 300 ml de una solución 1,0 M? R: 16,83 g
- 7) ¿Cuántos gramos de KCl habrá que pesar para obtener 500 ml de una solución 2,0 M?
- 8) ¿Cuántos gramos de NaF habrá que pesar para obtener 100 ml de una solución 0,80 M? R: 3,36 g
- 9) ¿En qué volumen de agua se deberán disolver 12,0 g de nitrato de potasio para obtener una solución 0,50 molar? R: 237,4 ml de H_2O
- 10) ¿Cuántos g de glucosa hay que pesar para preparar 250 ml de una solución 3 M?
- 11) ¿Cuántos g de NaOH hay que pesar para preparar 450 ml de una solución 2 M?
- 12) ¿Cuántos g de urea hay que pesar para preparar 500 ml de una solución 0,75 M? R: 22,5 g
- 13) ¿Cuántos g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) hay que pesar para preparar 500 ml de una solución 2 M?
R: 180 g
- 14) Una solución contiene 5,15 g de nitrato de sodio en 450 ml de agua. Calcule la molaridad de la solución.
- 15) Una muestra de cloruro de sodio, NaCl, que pesa 0,68 g se coloca en un matraz volumétrico de 25,0 ml. ¿Cuál es la molaridad de la solución resultante?
- 16) ¿Cuántos mililitros de solución de NaCl 0,163 M se requieren para obtener 0,0958 g de cloruro de sodio? R: 10 ml
- 17) ¿Cuántos moles de cloruro de sodio deben colocarse en un matraz volumétrico de 50 ml para obtener una disolución 0,15 M de NaCl? ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio son?
- 18) ¿Cuántos moles de acetato de amonio deben colocarse en un matraz volumétrico de 250 ml para obtener una disolución 0,15 M? ¿Cuántos gramos de acetato de amonio son? R: 0,0375 moles
- 19) ¿Cuántos moles de acetato de sodio deben colocarse en un matraz volumétrico de 50 ml para obtener una disolución 0,15 M de $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$? ¿Cuántos gramos de acetato de sodio son?
- 20) ¿Cuántos gramos de sulfato cérico deben pesarse para preparar 50 mL de una solución 0,10 molar de nitrato de potasio?

3.6. Concentración Molal o Molalidad (mol/kg):

La molalidad es diferente de molaridad por una "l" y porque se define como moles de soluto por Kg de disolvente. La molalidad se calcula así:

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$$

La molalidad nos indica cuantos moles de soluto hay disueltos en un kg de disolvente, sus unidades son mol/kg o simplemente m (m minúscula). De lo anterior podemos interpretar que en una solución 2 m o 2 mol/kg debe haber 2 moles de soluto disueltos en 1 kg de disolvente.

Ejemplo:

Calcule la molalidad de cada una de las siguientes soluciones:

a) 5 gramos de glucosa en 100 g de solución

$$m = \frac{5 \text{ g de } C_6H_{12}O_6}{100 \text{ g de agua}} \times \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} \times \frac{1000 \text{ g de agua}}{1 \text{ kg de agua}} = 0,28 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 / \text{ kg de agua}$$

$$m = 0,28 \text{ molal}$$

b) 15 gramos de urea en 250 g de solución

$$m = \frac{15 \text{ g de } (NH_2)_2CO}{250 \text{ g de agua}} \times \frac{1 \text{ mol de } (NH_2)_2CO}{60 \text{ g de } (NH_2)_2CO} \times \frac{1000 \text{ g de agua}}{1 \text{ kg de agua}} = 1,0 \text{ mol } (NH_2)_2CO / \text{ kg de agua}$$

$$m = 1,0 \text{ molal}$$

c) Una solución acuosa de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) al 5 % (m/m)

$$m = \frac{5 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11}}{95 \text{ g de agua}} \times \frac{1 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}}{342 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11}} \times \frac{1000 \text{ g de agua}}{1 \text{ kg de agua}} = 0,154 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11} / \text{ kg de agua}$$

$$m = 0,154 \text{ molal}$$

d) Una solución acuosa de urea, $(NH_2)_2CO$ al 25 % (m/m)

$$m = \frac{25 \text{ g de } (NH_2)_2CO}{75 \text{ g de agua}} \times \frac{1 \text{ mol de } (NH_2)_2CO}{60 \text{ g de } (NH_2)_2CO} \times \frac{1000 \text{ g de agua}}{1 \text{ kg de agua}} = 5,56 \text{ mol } (NH_2)_2CO / \text{ kg de agua}$$

$$m = 5,56 \text{ molal}$$

e) ¿Cuántos gramos de soluto y de disolvente hay en una solución 3,0 molal de glucosa en agua? ¿Cuál es el % m/m de esta solución?

$$\begin{aligned} 3,0 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 & \times \frac{180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6} = 540 \text{ g de } C_6H_{12}O_6 \\ & + 1000 \text{ g de agua} \\ & = 1540 \text{ g de solución} \end{aligned}$$

$$\% \text{ m/m} = \frac{540 \text{ g de } C_6H_{12}O_6}{1540 \text{ g de solución}} \times 100 = 35,06 \%$$

3.7. Normalidad (eq/l):

La concentración de los ácidos y de los hidróxidos algunas veces se expresa como normalidad (N). La normalidad se define como equivalentes de soluto por litros de solución (eq/l). También la concentración de las sales que contienen iones que participan en reacciones redox suele expresarse como normalidad.

Los equivalentes de soluto se calculan de la siguiente manera:

- Se dividen los gramos de soluto entre la masa equivalente
- La masa equivalente del soluto se busca dividiendo la masa molar del soluto entre la cantidad de: hidrógenos (H^+) si es un ácido, los grupos hidróxidos (OH^{1-}) si es una base, la cantidad de electrones (e^-) transferidos si se trata de una sustancia que sufre reacciones redox.

Ejemplos:

a) Calcule la normalidad de una solución que contiene 40 g de NaOH en 250 ml de agua

$$N = \frac{40 \text{ g de NaOH}}{250 \text{ mL solución}} \times \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{39,98 \text{ g de NaOH}} \times \frac{1 \text{ eq de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} \times \frac{1000 \text{ ml de solución}}{1 \text{ l de solución}}$$

$$N = 4,0 \text{ eq/l} = 4,0 \text{ N}$$

Esta es una solución 4,0 normal de hidróxido de sodio. El NaOH solo tiene 1 grupo OH o sea 1eq/mol

b) Calcule la normalidad de una solución de ácido sulfúrico concentrado al (96 % en m/m) cuya densidad es de 1,84 g/ml

$$N = \frac{96 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g solución}} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ eq de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1,84 \text{ g de solución}}{1 \text{ ml de solución}} \times \frac{1000 \text{ ml solución}}{1 \text{ l solución}}$$

$$N = 36,04 \text{ eq/l o } 36,0 \text{ N}$$

El ácido sulfúrico concentrado es ácido sulfúrico 36 normal. En H₂SO₄ hay 2 H⁺ o sea 2 eq/mol

Asignación # 5**Problemas sobre Molalidad:**

- 1) Calcule la molalidad de una solución que contiene 4,75 g de cloruro de sodio disueltos en 125 g de agua. R: 0,650 mol/kg
- 2) Calcule la molalidad de una solución que contiene 1,25 g de yoduro de potasio disueltos en 200 g de agua.
- 3) Calcule la molalidad de una solución que contiene hidróxido de potasio al 5% en masa. R: 0,938 m
- 4) Calcule la molalidad de una solución que contiene glucosa al 12 % en masa.
- 5) Cuál es la molalidad de una solución de permanganato de potasio al 1,5 % en masa.
- 6) Cuál es el porcentaje referido a la masa de una solución 0,15 molal de I₂ en CCl₄.
- 7) Cuál es el porcentaje referido a la masa de una solución 1,10 molal de tolueno (C₇H₈) en benceno (C₆H₆).
- 8) Calcule la molalidad de una solución que contiene 5 % en masa de NaF en agua.
- 9) Cuál es la molalidad de una solución acuosa de oxalato de sodio al 3,5 % en masa.
- 10) Cuál es la molalidad de una solución que tiene una fracción molar de urea en agua de 0,15.

Asignación # 6**Problemas sobre Normalidad:**

- 1) Calcule la normalidad de una solución que contiene 5,30 g de ácido clorhídrico en 500 ml de agua.
- 2) Calcule la normalidad de una solución que contiene 3,15 g de ácido sulfúrico en 300 ml de agua. R: 0,214 g-eq/l
- 3) Calcule la normalidad de una solución que contiene 1,75 g de ácido nítrico en 200 ml de agua.
- 4) Calcule la normalidad de una solución que contiene 5,50 g de hidróxido de sodio en 500 ml de agua. R: 0,275 g-eq/l
- 5) Calcule la normalidad de una solución que contiene 10,45 g de ácido sulfúrico por litro de solución.
- 6) Calcule la normalidad de una solución formada por 4,5 g de Mg(OH)₂ en 200 ml de solución. R:0,77 eq/L
- 7) Calcule la normalidad de una solución de ácido sulfúrico 2,60 M.
- 8) Calcule la normalidad del ácido nítrico concentrado (16,0 M)

9) Calcule la normalidad de una solución que contiene 2,6 g de ácido oxálico ($H_2C_2O_4$) en 250 ml de solución.
R: 0,231 g-eq/l

10) Calcule la normalidad de una solución que contiene 1,0 g de ácido bórico en 100 ml de solución

3.9. Preparación y Valoración De Disoluciones:

Hasta ahora hemos visto como se calculan las cantidades de soluto y de disolvente requeridos para preparar una solución de X (equis) concentración. Además hemos calculado las concentraciones en diversas formas como podemos expresarlas. Es importante, también, saber que pasos o procedimientos debemos seguir en el laboratorio al momento de preparar una disolución, y que podemos hacer para estar seguros de la concentración de una solución que hallamos preparado, veamos entonces:

3.9.1. Preparación De Soluciones:

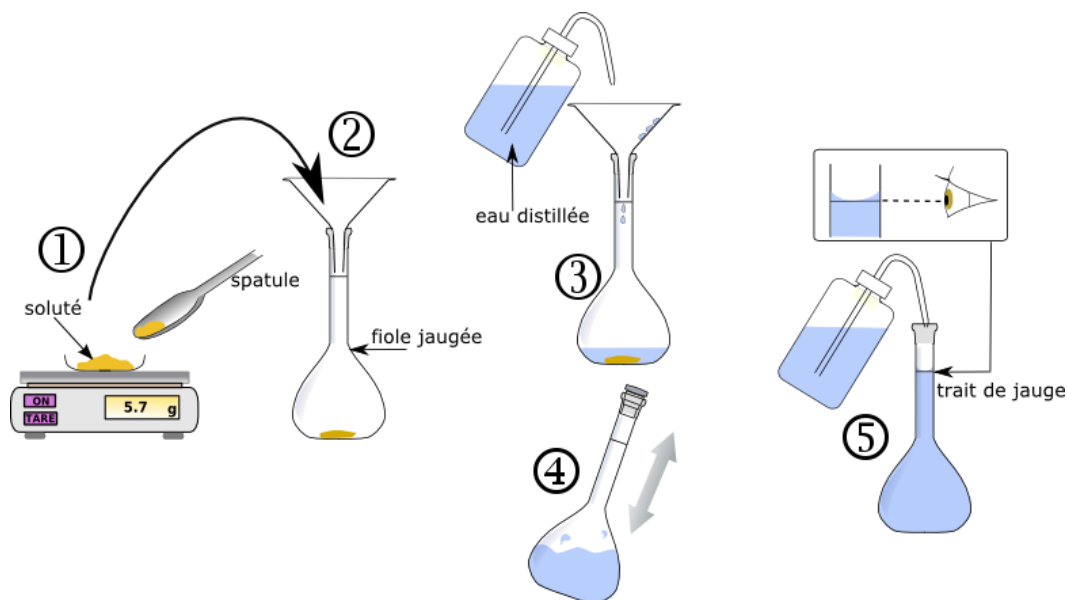
Para preparar una disolución se puede partir de:

- Un soluto puro.
- Un soluto impuro.
- Una sal hidratada.
- De otra disolución (cuando se parte de una disolución, ésta tiene una concentración mayor que la disolución que se desea preparar y el proceso se denomina *dilución*).

Para preparar una solución a partir de un soluto sólido se utiliza la balanza para medir la cantidad necesaria. El soluto se pasa a vaso químico donde se disuelve con cierta cantidad de agua y agitando. Luego se pasa a un matraz aforado (recipiente que se utiliza para preparar volúmenes exactos de disoluciones) y se agrega agua destilada hasta llevar a la línea de aforo o volumen total de la disolución. La disolución preparada tendrá el volumen y la concentración deseada.

Figura No. 6:

Procedimiento utilizado para preparar soluciones



3.9.2. Diluciones:

Preparar una *dilución* consiste en tomar un volumen de una solución cuya concentración ya se conoce y llevarla a un nuevo volumen mediante la adición de más disolvente. Es de esperar que al agregar más volumen de disolvente la concentración de la nueva solución sea menor ya que la cantidad de moles tomados de la *solución madre* (la concentrada) será la misma, pero ahora en un mayor volumen de disolución.

Para calcular la concentración de la nueva solución hay que considerar los moles de soluto extraído, la cantidad de disolvente añadido y el volumen de solución resultante. Si la concentración de la solución madre estaba expresada como molaridad (moles/l) podemos utilizar la siguiente fórmula para realizar los cálculos:

$$M_c V_c = M_d V_d$$

Donde:

M_c = molaridad de la solución concentrada

M_d = molaridad de la solución diluida

V_c = volumen de la solución concentrada

V_d = volumen de la solución diluida

Hacer una dilución implica extraer de la disolución madre (disolución de donde se parte para preparar la disolución diluida) el volumen, previamente calculado, utilizando una probeta o una pipeta según la cantidad a medir (recipientes calibrados que permiten medir volúmenes exacto del líquido) y el nuevo volumen se consigue agregando agua hasta llegar al volumen total de disolución que se desea preparar.

3.9.3. Valoración De Soluciones:

También llamada titulación, es un método volumétrico para medir la cantidad exacta de una disolución que se necesita para reaccionar con otra disolución de concentración y volumen conocidos. En la titulación se va añadiendo gota a gota la disolución desconocida o 'problema' a la otra disolución (disolución valorada) desde una bureta, hasta que la reacción finaliza. Según el tipo de reacción que se produzca, la titulación o volumetría puede ser volumetría ácido-base, de oxidación-reducción o de precipitación.

En una volumetría ácido-base el final de la reacción suele determinarse a partir del cambio de color de un indicador. Si se tiene un volumen de ácido o base de concentración conocida, se puede medir el volumen que se necesita de la otra disolución para completar la reacción y a partir de ello determinar la concentración de dicha disolución.

En una titulación ácido-base el procedimiento es el siguiente:

- En un matraz Erlenmeyer se coloca un volumen determinado de la disolución a valorar, se agrega un indicador (sustancia que permite visualizar el punto final práctico de la titulación, por viraje de color del indicador) y debajo del matraz se coloca un fondo blanco (puede ser una hoja de papel) para percibir con nitidez el cambio de color del indicador al variar las características químicas del medio.
- En una bureta se coloca la disolución valoradora, hasta completar su capacidad. Se abre la llave de la bureta para dejar caer lentamente la disolución valoradora hasta que el indicador evidencie que se ha alcanzado el punto final práctico de la titulación. En ese momento se cumple el principio de equivalencia, el cual establece la igualdad entre los equivalentes gramos de la sustancia valorada y de la sustancia valoradora.

Asignación # 7

Problemas Misceláneos sobre Porcentajes, Molaridad, Molalidad y Normalidad:

1) El ácido clorhídrico (HCl), tiene una concentración de 37 % m/m y una densidad de 1,18 g/cm³. Determina la concentración molar, molal y normal.

2) Una solución se preparó disolviendo 16,0 g de cloruro de calcio (CaCl₂) en 72,0 g de agua, y tiene una densidad de 1,180 g/ml a 20 °C. ¿Cuál es el porcentaje m/m y cuál el porcentaje m/v?, ¿Cuál es la molaridad de la disolución y cuál la molalidad? R: 18,6 % m/m; 15,8 % m/v; 1,42 M; 2,06 m

3) Para preparar 2,0 l de una disolución de KNO₃ al 20 % en masa y con una densidad de 1,1326 g/ml a 20 °C; calcular:

- ¿Qué volumen de agua (*) y masa de nitrato de potasio se necesita mezclar?
 - ¿Cuál es la molaridad y cuál es la molalidad de la disolución preparada?
 - ¿Cuál es la fracción molar del soluto en esta disolución?
 - ¿En cuántos ml de la disolución hay 0,0025 moles de nitrato de potasio?
- (*) La densidad del agua para este problema es de 1 g/ml.

- 4) Dos disoluciones acuosas "A" y "B" de nitrato de calcio presentan una concentración diferente.
- a) ¿Cuántos gramos de nitrato de calcio puro hay en 200 ml de la disolución "A"? Se sabe que la densidad y el % en masa para esta disolución son 1,1636 g/ml y 20 % respectivamente.
- b) ¿Cuál es la densidad, % en masa, molalidad y molaridad de la disolución "B"? Se sabe que 400 ml de esa disolución tienen una masa de 504 gramos y que por cada kilogramo de disolvente hay 2,61 moles de nitrato de calcio.
- 5) En un litro de una solución hay 200 g del soluto "X". Si la solución contiene 18 % en masa de "X", ¿Cuál es la densidad de la disolución expresada en g/ml? R: 1,11 g/ml
- 6) ¿Qué volumen de etanol hay en 375 ml de un vino cuya etiqueta anuncia que contiene 11 % v/v de etanol?
- 7) Calcule el volumen de H_2SO_4 que se necesita para preparar 300 ml de una solución 0,75 N. Considere que la densidad del H_2SO_4 es de 1,4 g/ml y 80 % de pureza. R: 9,84 ml.
- 8) Se tomaron 5 ml de H_2SO_4 y se aforaron hasta un volumen final de 500 ml. Considerando una densidad de 1,8 g/ml y 90 % de pureza, calcule la concentración de la solución en % m/m, molaridad y normalidad.
- 9) Se tienen 160 g de una solución de NaCl al 11,25% p/p. La solución tiene una densidad de 1,33 g/ml. Calcule:
R: 2,56 M; 2,17 m; 14,96 % m/v
- a) Molaridad b) Molalidad c) % m/v
- 10) Se tienen 250 ml de una disolución de HCl al 15 % m/m y de densidad 1,05 g/ml. Calcule la concentración que alcanzará dicha disolución, en %m/m y % m/v, cuando:
- a) Se le agrega 100 gramos de agua. R: 10,86 % m/m 11,25 % m/v
- b) Se le agrega 100 ml de una disolución del mismo ácido con una concentración del 10 m/m y una densidad de 1,059 g/ml. R: 13,56 % m/m 14,28 % m/v

Asignación # 8

Problemas Misceláneos sobre Preparación - Valoración de Soluciones, Preparación de Diluciones y Mucho Más sobre Estequiometría de Las Soluciones:

- 1) Si con una pipeta tomas 1 mL de permanganato de potasio 0,1 M y lo llevas a un volumen de 1 litro. ¿Cuál es la concentración de esta disolución? Si de la disolución anterior pipeteas 10 ml y con agua aforas a 100 ml en un matraz aforado ¿Qué concentración obtendrás? ¿Cuántas moles hay en 1 ml de la disolución final?
- 2) ¿Cuál es el volumen de agua destilada que debe agregarse a 50 ml de ácido fosfórico 0,1M para que la concentración final de la nueva disolución sea 0,01M?
- 3) ¿Cuál es el volumen de agua destilada que debe agregarse a 50 ml de ácido fosfórico 0,1M, para que la concentración final de la nueva disolución sea 0,001M?
- 4) ¿Cuál es el volumen de agua destilada que debe agregarse a 100 ml de ácido fosfórico 0,1M, para que la concentración final de la nueva disolución sea 0,1 N?
- 5) ¿Cuál es el volumen de agua destilada que debe agregarse a 25 ml de ácido sulfúrico 2,5 M, para que la concentración final de la nueva disolución sea 0,50 M?
- 6) ¿Cuál es el volumen de agua destilada que debe agregarse a 10 ml de ácido clorhídrico 0,60 M, para que la concentración final de la nueva disolución sea 0,10 M?
- 7) ¿Cuál es el volumen de solución 4,5 M de ácido clorhídrico que deberá diluirse en un matraz aforado de 250 ml para que la concentración de la solución resultante sea 1,5 M?
- 8) ¿Cuál es el volumen de solución 3,6 M de ácido nítrico que deberá diluirse en un matraz aforado de 500 ml para que la concentración de la solución resultante sea 0,80 M?

- 9) ¿Cuál es el volumen de solución 3,25 M de ácido clorhídrico que deberá diluirse en un matraz aforado de 500 ml para que la concentración de la solución resultante sea 0,65 M?
- 10) ¿Qué volumen de solución de ácido sulfúrico concentrado (98 % en masa y $d = 1,84 \text{ g/cm}^3$) deberá diluirse en un matraz aforado de 250 ml para que la concentración de la solución resultante sea 2 M?
- 11) ¿Qué volumen de solución de ácido nítrico al 70 % en masa y densidad de 1,42 g/ml deberá diluirse en un matraz aforado de 100 ml para que la concentración de la solución resultante sea de 4,0 M?
- 12) Se tiene una solución A de HNO_3 que tiene una densidad de 1,42 g/ml y una pureza del 70 %.
- Calcula la molaridad de la solución A.
 - De la solución A se tomaron 5ml y se llevaron a un volumen final de 500 ml. Calcula la concentración de la nueva solución.
 - Se requieren preparar 100 ml de una solución 0,20 M a partir de la solución A. Calcule el volumen necesario para obtener la concentración deseada.
- 13) Se tiene una solución A de HCl que tiene una densidad de 1,18 g/ml y una pureza del 37 %.
- Calcula la molaridad de la solución A.
 - De la solución A se tomaron 12 ml y se llevaron a un volumen final de 100 ml. Calcula la concentración de la nueva solución.
 - Se requieren preparar 250 ml de una solución 1,5 M a partir de la solución A. Calcule el volumen necesario para obtener la concentración deseada.
- 14) Para preparar la solución A se pesa 2,40 g de NaOH y se afora hasta un volumen final de 20 ml. Para preparar la solución B se tomaron 10 ml de la solución A y se llevaron hasta un volumen final de 50 ml. Para preparar la solución C se toman 10 ml de la solución B y se llevan a un volumen final de 25 ml. Calcule la concentración molar de las soluciones A, B y C.
- 15) Para preparar la solución A se pesa 5 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y se afora hasta un volumen final de 100 ml. Para preparar la solución B se tomaron 10 ml de la solución A y se llevan a un volumen final de 100 ml. Para preparar la solución C se toman 10 ml de la solución B y se llevan a un volumen final de 250 ml. Calcule la concentración molar de las soluciones A, B y C.
- 16) Las tabletas de vitamina C contienen ácido ascórbico, ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, $M = 176 \text{ g/mol}$), un sólo hidrógeno ácido) y almidón como material de relleno, el cual sirve para darle consistencia. Para determinar la cantidad de vitamina C, la tableta se disuelve en agua y se titula con disolución de hidróxido de sodio. Si la titulación de una tableta disuelta de vitamina C consume 16,85 ml de NaOH 0,1038 mol/l, ¿Que tan exacta es la etiqueta del frasco si el fabricante sostiene que cada tableta contiene 300 mg de vitamina C? R: Hay 97 % de vitamina C.
- 17) El vinagre consiste en una disolución de ácido acético, CH_3COOH (un solo hidrógeno ácido), en agua. Suponga que se diluye una muestra de 10 ml de vinagre con agua destilada hasta 100 ml. Se toman 30 ml de vinagre diluido y se titulan con una disolución de NaOH 0,1 mol /l, consumiéndose 15 ml. Si la densidad del vinagre original es $1,052 \text{ g/cm}^3$. ¿Que % del mismo es ácido acético? R: 2,85 % de pureza
- 18) Un químico tituló 25,0 ml de NaOH 0,20 M con una disolución 0,50 N de H_2SO_4 . ¿Cuántos mililitros de la disolución de ácido sulfúrico habrá que medir para obtener una reacción cuantitativamente estequiométrica? R: 10 ml
- 19) Un químico tituló 25,0 ml de NaOH 0,110 M con una disolución 0,230 N de HCl. ¿Cuántos mililitros de la disolución de ácido clorhídrico habrá que medir para obtener una reacción cuantitativamente estequiométrica?
- 20) En un experimento se valoró una alícuota de 25,0 ml de solución de ácido clorhídrico con una solución de KOH 0,208 M. El volumen de base que se gastó para que todo el ácido reaccionara fue 17,4 ml. ¿Cuál era la molaridad del ácido?

21) En un experimento se valoró una alícuota de 10,0 ml de solución de ácido sulfúrico con una solución de NaOH 0,12 M. El volumen de base que se gastó para que todo el ácido reaccionara fue 6,8 ml. ¿Cuál era la molaridad del ácido?

22) En un experimento se analizaron 2,0 g de una muestra que contenía carbonato de calcio haciéndola reaccionar con una solución 0,105 M de HCl. El volumen de ácido que se gastó para que todo el carbonato de calcio reaccionara fue 43,5 mL. ¿Cuál era el % de carbonato de calcio en la muestra?

IV - PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES:

Las propiedades de una disolución dependen de la naturaleza de sus componentes y también de la proporción en la que éstos participan en la formación de la disolución. La curva de calentamiento de una disolución de sal común en agua, cambiará aunque sólo se modifique en el experimento la cantidad de soluto añadido por litro de disolución. La velocidad de una reacción química que tenga lugar entre sustancias en disolución, depende de las cantidades relativas de sus componentes, es decir, de sus concentraciones.

La presencia de moléculas de soluto en el seno de un disolvente altera las propiedades de éste. Así, el punto de fusión y el de ebullición del disolvente cambian; su densidad aumenta, su comportamiento químico se modifica y, en ocasiones, también su color. Algunas de estas propiedades de las disoluciones no dependen de la naturaleza del soluto, sino únicamente de la concentración de la disolución, y reciben el nombre de *propiedades coligativas*.

4.1. Las Disoluciones y los Cambios de Estado:

Entre las propiedades coligativas de las disoluciones se encuentra el aumento del punto de ebullición y la disminución del punto de congelación con respecto a los valores propios del disolvente puro. Este aumento del rango de temperaturas correspondiente al estado líquido, fue descrito por el físico-químico francés *François Marie Raoult* (1830-1901), quien estableció que las variaciones observadas en los puntos de ebullición y de congelación de una disolución eran directamente proporcionales al cociente entre el número de moléculas del soluto y el número de moléculas del disolvente, lo cual es equivalente a la concentración molar.

La interpretación de esta ley en términos moleculares es la siguiente: la presencia de moléculas de soluto no volátiles en el seno del disolvente dificulta el desplazamiento de las moléculas de éste en su intento por alcanzar, primero, la superficie libre y, luego, el medio gaseoso, lo que se traduce en un aumento del punto de ebullición. Análogamente, las moléculas de soluto, por su diferente tamaño y naturaleza, constituyen un obstáculo para que las fuerzas intermoleculares, a temperaturas suficientemente bajas, den lugar a la ordenación del conjunto en una red cristalina, lo que lleva consigo una disminución del punto de congelación.

Figura No. 7: Efecto de la presencia del soluto sobre las propiedades del disolvente

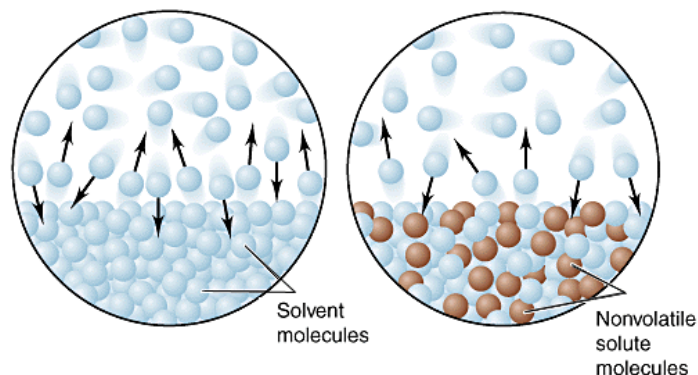
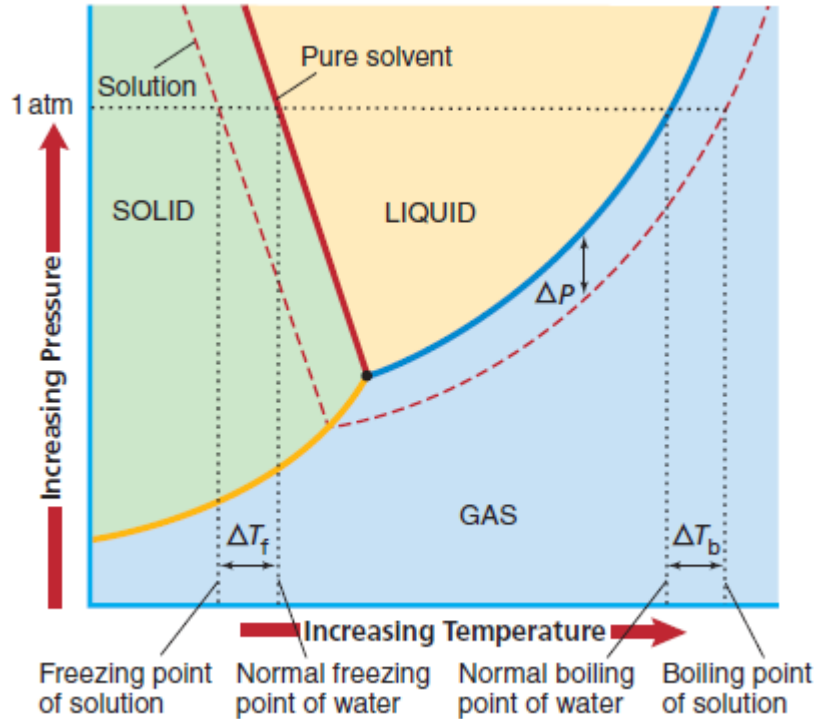


Figura No. 8: Comparación entre las propiedades de la disolución y las del disolvente puro



4.1.1. Descenso de la Presión de Vapor:

La presión de vapor es la presión ejercida por un vapor en equilibrio con su líquido. Cuando se añade un soluto no volátil a un disolvente puro la presión de vapor del disolvente es menor en esa solución que cuando el disolvente es puro. Con esto se puede establecer que la adición de un soluto no volátil lleva a una disminución de la presión de vapor del disolvente. Esto se debe a que en una solución el número de partículas de disolvente que se evaporan se reduce debido a la presencia del soluto. Este efecto se puede explicar a través de la ley de Raoult. Esta ley establece que la presión de vapor en una solución ideal es directamente proporcional a la fracción molar del disolvente en la solución.

Matemáticamente se puede expresar:

$$P_A = P^{\circ}_A \cdot X_A$$

donde:

P_A = P disolvente en solución

P°_A = P disolvente puro

X_A = X disolvente (fracción molar del disolvente)

El descenso en la presión de vapor se define como: $\Delta P = P^{\circ}_A - P_A$

Ejemplo 1: Calcule la presión de vapor de una solución que contiene 6,67 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) disueltos en 45,35g de agua a 25°C. La presión de vapor de agua pura a 25°C es 23,3 mm Hg.

Solución: Sabemos que: $P_A = P^{\circ}_A \cdot X_A$ sacamos los datos:

$P^{\circ}_A = 23.3$ mmHg, gramos de glucosa (soluto) = 6,67g, gramos de agua (solvente) = 45,3g

Necesito: fracción molar del solvente puro (X_A) $X_A = \text{moles agua} / \text{moles totales}$

Moles agua = 45,35g (1mol/18,02g) = 2,517 mol

Moles glucosa = 6,67g (1mol/180,0g) = 0,0371mol

Moles totales = moles agua + moles glucosa = 2,517mol + 0,0371mol = 2,554mol

$X_A = \text{moles agua} / \text{moles totales} = 2,517\text{mol} / 2,554\text{mol} = 0,9855$

$P_A = P^{\circ}_A X_A = (23,3\text{mmHg}) (0,9855) = 22,96\text{mmHg} = 23,0\text{mmHg}$

Ejemplo 2: ¿Cuántos gramos de glucosa se deben añadir a 123,98g de agua para disminuir la presión de vapor por 2,5mm Hg a 25 °C? La presión de vapor de agua pura a 25°C es 23,3 mmHg y la masa molar de glucosa es 180,0g/mol.

Solución: Sabemos que: $\Delta P = P^{\circ}A - PA$

Necesito PA para determinar XA y partir de ahí llegar a los moles de glucosa y luego los gramos de glucosa.

Datos: $\Delta P = 2,5 \text{ mm Hg}$, $P^{\circ}A = 23,3 \text{ mm Hg}$, gramos de agua **123,98g**

Despejando la fórmula: $PA = P^{\circ}A - \Delta P = 23,3 \text{ mm Hg} - 2,5 \text{ mm Hg} = 20,8 \text{ mm Hg}$

Sabemos que $PA = P^{\circ}A \cdot XA$ despejando para XA tenemos: $XA = PA/P^{\circ}A$

$$XA = 20,8 \text{ mm Hg} / 23,3 \text{ mm Hg} = 0,893$$

Utilizando esa fracción molar podemos calcular los moles totales donde:

$XA = \text{moles agua} / \text{moles totales}$

$\text{Moles totales} = \text{moles agua} / XA$

$$\text{Moles agua} = 123,98 \text{ g} (1 \text{ mol} / 18,02 \text{ g}) = 6,880 \text{ mol}$$

$$\text{Moles totales} = 6,880 \text{ mol} / 0,893 = 7,70 \text{ mol}$$

$\text{Moles totales} = \text{moles agua} + \text{moles glucosa}$

$$\text{Moles glucosa} = \text{moles totales} - \text{moles agua} = 7,70 \text{ mol} - 6,880 \text{ mol} = 0,820 \text{ mol}$$

$$\text{Gramos de glucosa} = 0,820 \text{ mol} (180,0 \text{ g} / 1,0 \text{ mol}) = 147,6 \text{ g glucosa}$$

Ejemplo 3:

Hallar la disminución de la presión del vapor de una disolución acuosa 0,1 molal a 25 °C.

Respuesta:

Se tienen 0,1 moles de soluto en 1000 g de H₂O (por ser disolución 0,1 molal) o sea en los siguientes moles de H₂O.

$$n \text{ de H}_2\text{O} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g}} = 55,5 \text{ moles}$$

$$\text{La fracción molar del disolvente} = X_{\text{disolvente}} = \frac{55,5}{55,5 + 0,1} = 0,99$$

A 25 °C la presión de vapor del agua es 23,6 mm de Hg y aplicando la Ley de Raoult por tratarse de una disolución diluida

$$P_{\text{solución}} = P^{\circ} \cdot X_{\text{disolvente}} = 23,6 \times 0,99 = 23,36 \text{ mm Hg} \quad \text{y} \quad \Delta P = 0,24 \text{ mm Hg}$$

Ejemplo 4:

En 300 ml de agua a 21 °C se disolvieron 25 g de glucosa (C₆H₁₂O₆). Calcular: (a) la presión de vapor de la disolución, (b) la disminución en la presión de vapor. La presión de vapor del agua a 21 °C es de 18,65 mm de Hg.

Respuesta:

El número de moles de la glucosa (C₆H₁₂O₆, MM. = 180 g/mol) será:

$$\frac{25}{180} = 0,14 \text{ moles}$$

El número de moles de agua (H₂O; MM. = 18) será:

$$\frac{300}{18} = 16,66 \text{ moles}$$

$$\text{La fracción molar del disolvente} = \frac{16,66}{16,66 + 0,14} = 0,99$$

La presión de vapor de la disolución P1 será:

$$a) P1 = X_{\text{disolvente}} \cdot P^{\circ} = 0,99 \times 18,65 = 18,47 \text{ mm de Hg}$$

$$b) \Delta P = P^{\circ} - P1 = 18,65 \text{ mm de Hg} - 18,47 \text{ mm de Hg} = 0,18 \text{ mm de Hg}$$

La ley de Raoult se obedece en soluciones ideales, es decir en soluciones en la que el soluto y disolvente son químicamente similares de manera tal que las fuerzas intermoleculares entre soluto y disolvente son similares a las de soluto con soluto y disolvente con disolvente. Muy pocas soluciones son ideales: algunas se desvían positivamente (sus presiones de vapor son mayor de lo esperado) y otras negativamente (sus presiones de vapor son menor de lo esperado).

4.1.2. Aumento del Punto de Ebullición:

Al añadir un soluto no volátil a un disolvente puro el punto de ebullición del solvente en la solución aumenta. Esto se puede explicar en términos de la reducción en la presión de vapor producido por el soluto. Si la presión de vapor es menor se requiere aumentar la temperatura a un valor mayor que el punto de ebullición normal para que la presión de vapor se iguale con 1,0atm. Para soluciones diluidas el cambio en el punto de ebullición es directamente proporcional a la concentración de soluto dado por la expresión:

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

Donde:

ΔT_b = aumento en el punto de ebullición (T_b solución - T_b disolvente)

K_b = constante de elevación en el punto de ebullición (*constante ebulloscópica*). Es característica de cada disolvente.

m = molalidad de la solución = moles soluto/kg disolvente.

4.1.3. Descenso del Punto de congelación:

Una solución que contiene un soluto no volátil se congela a una temperatura más baja que el disolvente puro. Esto se debe a la disminución en la presión de vapor causada por el soluto. Para soluciones diluidas el cambio en el punto de congelación es directamente proporcional a la concentración de soluto dado por la expresión:

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

donde:

ΔT_f = descenso en el punto de congelación (T_f disolvente - T_f solución)

K_f = constante de disminución del punto de congelación (*constante crioscópica*). Es característica de cada disolvente.

m = molalidad de la solución = moles soluto/kg disolvente

Tabla No.2:

Valores de las constantes molales ebulloscópicas y crioscópicas de algunos disolventes

| Disolvente | Punto de congelación del disolvente puro | K_c (°C/m) | Punto de ebullición del disolvente puro | K_{eb} (°C/m) |
|---------------|--|--------------|---|-----------------|
| Ácido acético | 16,6 | 3,9 | 111,1 | 3,07 |
| Agua | 0,0 | 1,86 | 100 | 0,52 |
| Benceno | 5,48 | 5,1 | 80,8 | 2,57 |
| cloroformo | - 63,5 | 4,67 | 61,3 | 3,86 |

Ejemplo 1: Una solución se prepara disolviendo 1,56 g de eugenol (Masa molar = 164,20g/mol) en 50 g de éter. Determine el punto de ebullición y de congelación de la solución si para el éter $T_b = 34,6^\circ\text{C}$, $T_f = -116,3^\circ\text{C}$, $K_b = 2,02^\circ\text{C/m}$, $K_f = 1,79^\circ\text{C/m}$.

Solución:

Determinar la molalidad de la solución $m = \text{moles eugenol/kg éter}$

moles eugenol = $1,56\text{g} \times 1\text{mol}/164,20\text{g} = 9,50 \times 10^{-3}\text{mol}$

Kg éter = $50\text{g} \times 1\text{kg}/1000\text{g} = 0,050\text{Kg}$

$m = 9,50 \times 10^{-3}\text{mol} / 0,050\text{kg} = 0,19\text{moles/kg} = 0,19\text{m}$

Ahora hay que determinar ΔT_b y ΔT_f :

$\Delta T_b = K_b \times m = \Delta T_b = (2,02^\circ\text{C/m})(0,19\text{m}) = 0,38^\circ\text{C}$

$\Delta T_f = K_f \times m = \Delta T_f = (1,79^\circ\text{C/m})(0,19\text{m}) = 0,34^\circ\text{C}$

Por último hay que determinar T_b solución y T_f solución, donde sabemos que:

$\Delta T_b = T_b$ solución - T_b disolvente, si despejamos para T_b solución tenemos que

T_b solución = T_b disolvente + $\Delta T_b = T_b$ solución = $34,6^\circ\text{C} + 0,38^\circ\text{C} = 34,98^\circ\text{C}$

Sabemos que: $\Delta T_f = T_f$ disolvente - T_f solución, si despejamos para T_f solución tenemos que

T_f solución = T_f disolvente - ΔT_f

T_f solución = $-116,3^\circ\text{C} - 0,34^\circ\text{C} = -116,64^\circ\text{C}$

Ejemplo 2:

Calcular el punto de congelación de una disolución de 60 g de sacarosa (azúcar de caña, $C_{12}H_{22}O_{11}$) en 200 g de agua.

Respuesta:

Se determina la cantidad de moles de azúcar de caña ($MM = 342 \text{ g/mol}$) que se disolverá en 1000 g de agua (para conocer la molalidad de la disolución).

$$m = \frac{60 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11}}{200 \text{ g de agua}} \times \frac{1 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}}{342 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11}} \times \frac{1000 \text{ g de agua}}{1 \text{ Kg de agua}} = 0,877 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}/\text{kg de agua}$$

Como un mol disminuye el punto de congelación $1,86 \text{ }^\circ\text{C}$, podemos escribir:

$$0,877 \text{ mol} \times 1,86 \text{ }^\circ\text{C/mol} = 1,63 \text{ }^\circ\text{C} \text{ es la disminución}$$

$$\text{Por lo que el punto de congelación será } 0 \text{ }^\circ\text{C} - 1,63 \text{ }^\circ\text{C} = - 1,63 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ejemplo 3:

¿Cuál será el punto de ebullición de 100 g de una disolución acuosa de urea [$CO(NH_2)_2$] al 20 %?

Respuesta

Se determina la molalidad de la disolución:

$$m = \frac{20 \text{ g de } (NH_2)_2CO}{80 \text{ g de agua}} \times \frac{1 \text{ mol de } (NH_2)_2CO}{60 \text{ g de } (NH_2)_2CO} \times \frac{1000 \text{ g de agua}}{1 \text{ kg de agua}} = 4,16 \text{ mol } (NH_2)_2CO/\text{kg de agua}$$

$$m = 4,16 \text{ molal}$$

Por lo que:

$$\text{Siendo } K_{eb} = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m} \text{ y } T^{°eb} = 100 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_{eb} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + \Delta T_{eb}$$

$$\Delta T_{eb} = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m} \times 4,16 \text{ m} = 2,16 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_{eb} = 2,16 \text{ }^\circ\text{C} + 100 \text{ }^\circ\text{C} = 102,16 \text{ }^\circ\text{C}$$

4.2. Ósmosis y Presión Osmótica:

Cuando dos líquidos miscibles se ponen en contacto, el movimiento asociado a la agitación térmica de sus moléculas termina mezclando ambos y dando lugar a un sistema homogéneo. Este fenómeno físico se conoce con el nombre de *difusión*.

Las membranas semipermeables se caracterizan porque, debido al tamaño de sus poros, cuando se sitúan como límite de separación entre una disolución y su disolvente correspondiente, permiten el paso de las moléculas de disolvente, pero no las de soluto solvatadas, cuyo tamaño es mayor. El flujo de disolvente a través de una membrana semipermeable para igualar la concentración de soluto a ambos lados de la membrana se conoce como ósmosis.

Este proceso de ósmosis puede evitarse si se aplica presión a la solución. Esta presión que se aplica para paralizar el proceso de ósmosis se conoce como presión osmótica. Para una solución la presión osmótica está relacionada con su concentración por:

$$\pi = MRT$$

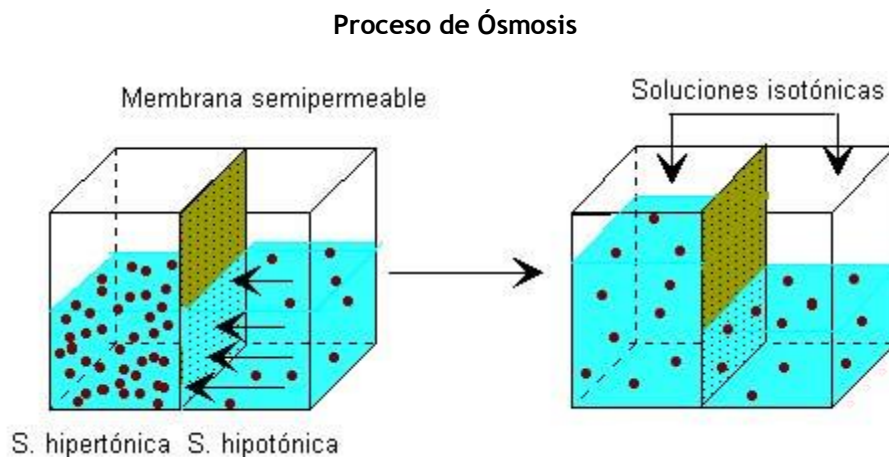
Donde:

π = presión osmótica, M = molaridad de la solución, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{l/mol}\cdot\text{K}$, T = temperatura en Kelvin

Si reemplazamos $M = \text{mol/l}$ tenemos:

$$\pi = \frac{nRT}{V}$$

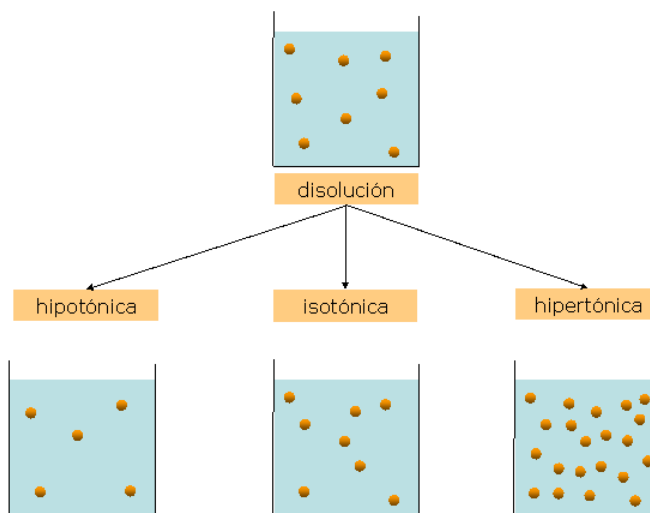
Figura No. 9:



La ósmosis se caracteriza porque el intercambio de moléculas en uno y otro sentido no se produce a igual velocidad. Esto se debe a que el número de moléculas de disolvente que choca con la membrana por unidad de superficie, es mayor del lado del disolvente puro que del lado de la disolución, en donde la presencia de moléculas de soluto entorpece el proceso.

Figura No. 10:

Tipos de soluciones según su presión osmótica



4.2.1. Aplicaciones De Las Propiedades Coligativas:

4.2.1.1. Masa Molar a Partir del Punto de Congelación o Ebullición de una Disolución:

Ejemplo 1:

Una muestra de 1,20 gramos de un compuesto covalente desconocido se disuelve en 50,0 gramos de benceno. La disolución se congela a 4,92°C. Calcule la masa molar del compuesto.

Planteamiento.

Para calcular la masa molar de un compuesto desconocido, hallamos el número de moles representados por 1,20 gramos del compuesto desconocido. Usamos primero los datos del punto de congelación para determinar la molalidad de la disolución. La molalidad relaciona el número de moles de soluto y la masa de disolvente (dato que conocemos), de modo que esto nos permite calcular el número de moles del desconocido.

Solución:

El punto de congelación del benceno puro es de 5,48 °C y K_f vale 5,12 °C/m.

$$T_f = 5,48 \text{ °C} - 4,92 \text{ °C} = 0,56 \text{ °C}$$

m = molalidad MM = masa molar

$$m = \frac{\Delta T_f = 0,56 \text{ °C}}{K_f \ 5,12 \text{ °C/m}} = 0,11 \text{ m}$$

$$\text{MM soluto} = \frac{\text{g soluto}}{\text{kg solvente} \times m}$$

$$\text{MM soluto} = \frac{1,20 \text{ g}}{(0,50 \text{ kg})(0,11 \text{ m})}$$

$$\text{MM soluto} = 220 \text{ g/mol}$$

Ejemplo 2:

Determinación de una fórmula molecular a partir de datos de puntos de congelación:

La nicotina, extraída a partir de las hojas de tabaco, es un líquido completamente miscible con agua a temperaturas inferiores a 60 °C (a) ¿cuál es la molalidad de la disolución acuosa si comienza a congelarse a 0,450 °C, (b) si la disolución se obtiene disolviendo 1,921 g de nicotina en 48,92 g de H₂O, ¿cuál debe ser la masa molar de la nicotina? c) los productos de la combustión indican que la nicotina contiene 74,03 % de C; 8,70 % de H; 17,27 % de N, por masa. ¿Cuál es la fórmula molecular de la nicotina?

Solución:

a) Se puede calcular la molalidad de la nicotina.

Observe que $T_f = -0,450 \text{ °C}$ y que $\Delta T_f = 0,00 \text{ °C} - [- (0,45 \text{ °C})] = 0,45 \text{ °C}$

$$m = \frac{\Delta T_f = 0,45 \text{ °C}}{K_f \ 1,86 \text{ °C/m}} = 0,242 \text{ m}$$

b) Ahora puede utilizarse la definición de molalidad, pero con una molalidad conocida (0,242 m) y una masa molar del soluto desconocida (MM). El número de moles de soluto es simplemente: 1,921 g/MM.

$$\text{molalidad} = \frac{\text{g de soluto/MM}}{\text{kg de disolvente}}$$

$$\text{MM} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{kg de disolvente} \times m}$$

$$\text{MM} = \frac{1,921 \text{ g}}{(0,04892 \text{ kg})(0,242 \text{ mol/kg})} = 162 \text{ g/mol}$$

c) Determinamos la fórmula empírica y el resultado obtenido es C₅H₇N. La masa de la fórmula empírica es 81 g/mol. La masa molar del compuesto (recién obtenida) es exactamente dos veces este valor, 162 g/mol. Por consiguiente, la fórmula molecular es dos veces C₅H₇N, es decir C₁₀H₁₄N₂.

4.2.1.2. Determinación de la Masa Molar a Partir de la Presión Osmótica de una Disolución:

Ejemplo No. 3:

Se prepara una muestra de 50,00 mL de una solución acuosa que contiene 1,08 g de una proteína del plasma sanguíneo, seroalbúmina humana. La disolución tiene una presión osmótica de 5,85 mm Hg a 298 K. ¿Cuál es la masa molar de la albúmina?

Solución:

Primero es necesario expresar la presión osmótica en atmósferas:

$$\pi = 5,85 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 7,70 \times 10^{-3} \text{ atm}$$

Ahora se puede despejar la ecuación, esto es con el número de moles de soluto (n) representados por la masa del soluto (m) dividida por la masa molar (MM).

$$\pi = \frac{(m/MM) RT}{V}$$

$$MM = \frac{mRT}{\pi V} = \frac{(1,08 \text{ g})(0,0821 \text{ atm. l/mol.K})(298 \text{ K})}{(7,70 \times 10^{-3})(0,050 \text{ l})} = 6,86 \times 10^4 \text{ g/mol}$$

Asignación # 9

Resuelva los siguientes problemas sobre propiedades coligativas:

1) Cite algunos ejemplos de nuestro diario vivir en los que se aplican las propiedades coligativas de las soluciones:

2) Investigue algunas aplicaciones del proceso de ósmosis:

3) Investiga en qué consiste el proceso de diálisis:

4) ¿Según lo estudiado explica con tus propias palabras que esperarías que pasase si comparamos el punto de congelación del agua al hacer hielo y al hacer un duro? ¿Qué tarda más tiempo en congelarse, por qué?

5) ¿Según lo estudiado explica con tus propias palabras que esperarías que pasase si comparamos el punto de ebullición del agua con el punto de ebullición de la salmuera? ¿Qué tarda más tiempo en hervir, por qué?

Asignación # 10

Problemas sobre Propiedades Coligativas de las Soluciones:

- 1) La presión de vapor del agua a 80 °C es de 355,1 mmHg. ¿Cuál es la presión de vapor de una solución acuosa que contiene 70 g de sacarosa en 400 g de agua a 80°C? R: 352 mmHg
- 2) ¿Cuál es la presión de vapor del agua a 50 °C sabiendo que la presión de vapor de una solución acuosa, que contiene 2,5 g de glucosa en 200 g de agua y está a la misma temperatura es de 91,08 mmHg? R: 91,19 mmHg
- 3) Cuando se disuelve 15,0 g de etanol (C₂H₅OH) en 750 g de ácido fórmico, el punto de congelamiento de la solución es 7,20 °C. Sabiendo que el punto de congelamiento del ácido fórmico es 8,40 °C, calcular K_c para el ácido fórmico. R: 2,76 °C/m
- 4) ¿Cuál es el punto de ebullición normal de una solución de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) 1,25 m sabiendo que K_{eb} del agua pura es 0,512 °C/mol? R: 100,64 °C.
- 5) Para establecer el valor de la constante crioscópica molar de un disolvente orgánico X, se efectuó una serie de determinaciones de temperaturas de congelación de soluciones. En un ensayo, 2,205 g de naftaleno (C₁₀H₈) disueltos en 80,0 g de dicho disolvente originaron un descenso crioscópico de 0,970 °C. Calcular el valor hallado para dicha constante.
- 6) Calcular el valor de la masa molar de una sustancia covalente que se disuelve en agua, sabiendo que 2,700 g de la misma disueltos en 150,0 g de agua originan una solución que congela a - 0,375 °C. R: 89,11 g/mol
- 7) Una solución acuosa de glucosa (C₆H₁₂O₆) tiene una temperatura de congelación de - 0,420 °C. Calcular su composición expresada en g de glucosa/1000 g de agua.
- 8) Calcular el punto de congelación de una solución acuosa que hierve a 101,30 °C. R: - 4,65 °C
- 9) Cuando se disuelve 1,00 g de urea, CO(NH₂)₂, en 200 g del disolvente A, el punto de congelación de A disminuye 0,250 °C. Cuando se disuelven 1,50 g de Y en 125 g del mismo disolvente A, el punto de congelación de A disminuye 0,200 °C. Calcule el peso molecular de Y.
- 10) Una solución acuosa de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) tiene una presión osmótica de 12,5 atm a 23 °C. ¿Cuál es la presión de vapor de la solución a esa temperatura? R: 20,89 mm Hg
La densidad de la solución a 23 °C = 1,06 g/cm³, P⁰ H₂O a 23 °C = 21,1 mm Hg
- 11) ¿Cuál es la presión de vapor de una solución que se preparó disolviendo 25,5 g de naftaleno (C₁₀H₈) en 150,0 g de benceno (C₆H₆) a 20 °C? La presión de vapor de benceno es de 74,6 mm Hg a 20 °C. R: 68,33 mm Hg.
- 12) Si una solución se prepara disolviendo 1,20 g de urea (masa molar = 60,0 g/mol) en 50 g de agua ¿cuál será el punto de ebullición y congelación de la solución resultante? Para el agua K_b = 0,52°C/m y K_f = 1,86°C/m.
- 13) Una solución de una sustancia desconocida en agua a 320 K tiene una presión osmótica de 2,95 atm. ¿Cuál es la molaridad de la solución?
- 14) Se disolvieron 60,0 g de un compuesto no ionizable en 1000 g de agua. El punto de congelación del disolvente disminuyó en 1,02 °C. Calculen el peso molecular de la sustancia no ionizable.
- 15) ¿Cuántos gramos de glicerina (C₃H₈O₃), (no es electrolito) deben disolverse en los 6 Kg de agua del radiador de un automóvil para que sólo pueda congelarse si la temperatura de la disolución llega a - 4.0 °C? R: 1186,8 g de glicerina.
- 16) Cuando se disolvieron 5,12 g de naftaleno (C₁₀H₈) en 100 g de tetracloruro de carbono (CCl₄), el punto de ebullición del CCl₄ ascendió 2 °C. ¿Cuál es la K_{eb} del CCl₄? R: 5 °C/m

17) ¿Qué peso de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) (no electrolito usado también como anticongelante para agua de los radiadores de automóvil) debe incluirse en cada 1000 g de una disolución acuosa para disminuir su punto de congelación hasta $-10\text{ }^\circ\text{C}$? R: 335 g de etilenglicol

18) Un compuesto no electrolítico se disuelve en agua hasta la proporción de 1,89 g de compuesto por 85,0 ml de agua (la densidad de la solución es 0,998 g/ml). El punto de ebullición, a presión normal de esta disolución es $100,11\text{ }^\circ\text{C}$ ¿Cuál es el peso molecular probable del compuesto?
R: 115,88 g/mol

19) Calcule el peso molecular del soluto que hay en cada una de las disoluciones siguientes:

a) 15,0 g de soluto en 200 g de agua hierve a $100,39\text{ }^\circ\text{C}$

b) 1,00 g de soluto en 50,0 g de CCl_4 hierve a $77,8\text{ }^\circ\text{C}$

20) Encuentre la presión osmótica a $20\text{ }^\circ\text{C}$ de cada una de las disoluciones siguientes:

a) glicerina ($C_3H_8O_3$) al 4,0 % en peso en agua ($d = 1,0077\text{ g/ml}$)

b) disolución acuosa 0,05 M de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

21) Para encontrar el peso molecular probable de la hemoglobina (el pigmento de la sangre) se encerró una disolución de esta sustancia en una membrana semipermeable. A $10\text{ }^\circ\text{C}$ la presión osmótica (π) de una disolución que contenía 5,27 g de hemoglobina en 100 ml fue de 58,75 mm de Hg. Calcule el peso molecular de la hemoglobina.

22) El suero de la sangre humana se congela a $-0,56\text{ }^\circ\text{C}$. Encuentre la presión osmótica de la sangre a $0\text{ }^\circ\text{C}$ y a $37\text{ }^\circ\text{C}$, suponiendo que 1 ml de suero contiene 1,0 g de agua.