

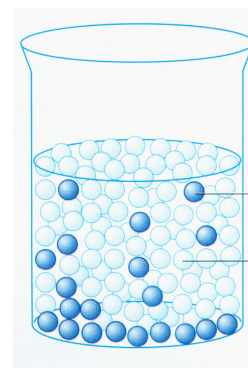
DISOLUCIONES

- 1.- Disoluciones. Definición. Propiedades generales.
- 2.- Tipos de disoluciones.
- 3.- Concentración y solubilidad.
- 4.- Formas de expresar la concentración.
- 5.- Presión de vapor de un líquido.
- 6.- Propiedades coligativas de las disoluciones líquidas.
 - 6.1. Presión de vapor.
 - 6.2. Punto de ebullición.
 - 6.3. Punto de fusión.
 - 6.4. Presión osmótica.
- 7.- Disoluciones de gases en líquidos.

1.- DISOLUCIONES. DEFINICION. PROPIEDADES GENERALES

Se conoce como **disolución** a toda mezcla homogénea de dos o más sustancias de composición variable.

Pero, ¿qué ocurre a nivel atómico-molecular en el proceso de disolución?. Si añadimos un terrón de azúcar al agua, transcurrido un cierto tiempo desaparece y además comprobamos que todo está igualmente dulce. Este hecho sólo se puede explicar admitiendo que las últimas partículas que forman el azúcar, que en este caso son moléculas (en otros serán iones o átomos) no se han quedado unidas en el fondo donde cayó el terrón, sino que se han separado, debido a la atracción de las moléculas del agua, y se han movido a través de todo el líquido, rodeándose de moléculas de agua.



Los componentes de una disolución son al menos dos: el **disolvente** o medio de dispersión y el **soluto** (o solutos), que es la sustancia que se disuelve. Para distinguir el disolvente del soluto hay que tener presente que el disolvente siempre tiene el mismo estado físico que la disolución, y en el caso de que las dos sustancias tuviesen el mismo estado que la disolución, el disolvente es la sustancia presente en mayor cantidad, a excepción de las denominadas disoluciones acuosas, que son las más utilizadas en química, en las que siempre se considera el agua como disolvente aunque esté en menor cantidad.

Teniendo en cuenta lo anterior podemos concluir que *en una disolución tiene lugar la dispersión, la difusión, de las partículas de una sustancia llamada soluto entre las partículas de otra sustancia llamada disolvente.*

2.- TIPOS DE DISOLUCIONES

Las disoluciones de dos componentes (disoluciones binarias) pueden clasificarse, según el estado físico en que se encuentran soluto y disolvente, en los siguientes tipos:

DISOLUCION	DISOLVENTE	SOLUTO	Ejemplo
Gas	Gas	Gas Líquido Sólido	Aire seco Aire húmedo Polvo en el aire
Líquido	Líquido	Gas Líquido Sólido	HCl en agua Etanol en agua NaCl en agua
Sólido	Sólido	Gas Líquido Sólido	H ₂ en paladio Amalgamas (Hg+metal) Aleaciones (dos metales)

Ejemplos de disoluciones:

Muchas sustancias sólidas se disuelven en líquidos concretos. Por ejemplo, el cloruro de sodio se disuelve en agua pero no en gasolina, mientras que la cera de parafina se disuelve en gasolina pero no lo hace en agua.

Los líquidos también pueden disolverse en otros líquidos; por ejemplo, el etanol se disuelve en agua y el aceite lubricante se disuelve en gasolina. Cuando dos líquidos son solubles uno en otro se dice que son **miscibles**. Sin embargo, no todos los líquidos son mutuamente solubles. Aunque el etanol se disuelve en agua en cualquier proporción, tanto la gasolina como el tetracloruro de carbono son insolubles en agua. Los líquidos que no son solubles entre sí son denominados **inmiscibles**.

Los gases también se disuelven en muchos líquidos. Una disolución acuosa de amoníaco, es uno de los agentes de limpieza domésticos habituales. El oxígeno y el nitrógeno se disuelven en pequeña proporción en agua, de hecho, los peces y las demás formas de vida acuática dependen de las pequeñas cantidades de oxígeno disuelto que contienen las aguas de ríos, lagos y océanos.

Los gases también pueden disolverse en los sólidos. Por ejemplo, el hidrógeno es soluble en platino.

Un sólido puede a su vez formar una disolución sólida con otro sólido. La plata de ley es una disolución de cobre en plata. Las disoluciones sólidas de metales son denominadas, en general, **aleaciones**, aunque una aleación pueda ser también una mezcla heterogénea de metales.

3.- CONCENTRACION. SOLUBILIDAD

Para indicar la composición de una disolución se utiliza el término **concentración de la disolución** que indica *la cantidad de soluto que hay disuelta en una cantidad dada de disolvente*.

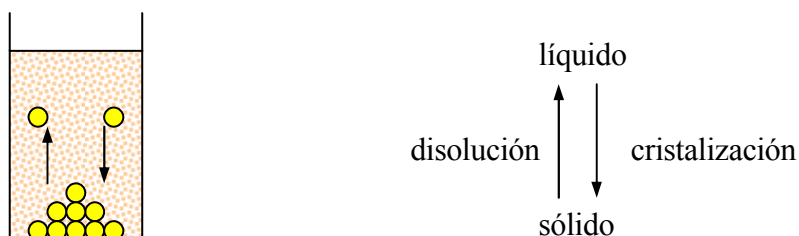
De forma cualitativa, una disolución que contiene una cantidad de soluto relativamente pequeña se dice que es **diluida**. Cuando la cantidad de soluto es grande se dice que la disolución es **concentrada**.

La cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de disolvente es limitada. Si a una temperatura dada se va disolviendo azúcar en agua mediante agitación llega un momento en que no se disuelve más azúcar. *Una disolución que contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolverse a una temperatura dada se dice que está saturada*.

Los términos diluido y concentrado no deben confundirse con no saturado y saturado, ya que indican propiedades muy distintas de la disolución. Por ejemplo, una disolución acuosa saturada de sulfato de bario es extremadamente diluida (0,002 g de soluto por litro de agua a 18 °C), pero una disolución saturada de tiosulfato de sodio es muy concentrada (500 g de soluto por litro de agua a 25 °C).

▪ Una vez que se ha preparado una disolución saturada a una temperatura dada ya no se disolverá más soluto. No importa que se siga añadiendo mucho o poco soluto adicional ni cuanto tiempo se mantenga éste en la disolución: la concentración del soluto permanecerá inalterada. No obstante, el hecho de que la concentración se mantenga constante no significa que no esté ocurriendo nada en la disolución. De hecho, el soluto continúa disolviéndose pero la cantidad que se disuelve por segundo es exactamente igual a la cantidad que se separa simultáneamente de la disolución en forma de sólido, es decir, a la cantidad que cristaliza.

En otras palabras, son dos los procesos que se están produciendo: el proceso de disolución y su inverso, que es denominado cristalización. El soluto se disuelve y cristaliza a la misma velocidad, es decir, el número de moléculas de soluto que se incorpora a la disolución compensa exactamente, en todo momento, al número de moléculas que deja la disolución para formar el sólido.



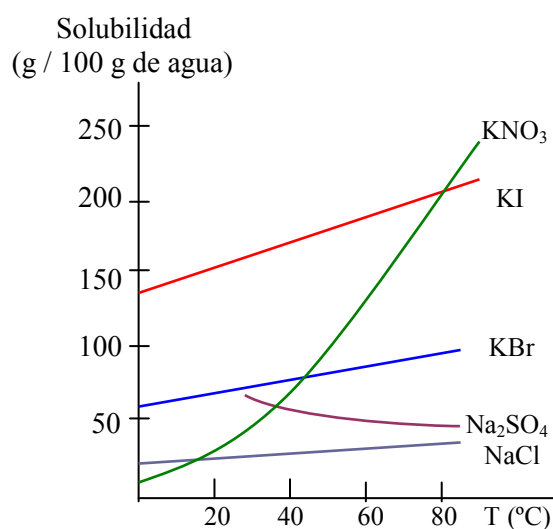
Esta situación es un ejemplo de **equilibrio dinámico** que implica dos procesos opuestos que se producen a la misma velocidad, con lo que no hay ningún cambio neto. Utilizando el concepto de equilibrio se puede redefinir una **disolución saturada** como aquella que *se encuentra en equilibrio con un exceso de soluto sin disolver*.

▪ Se define como **solubilidad de un soluto en un disolvente** a la concentración de la disolución saturada, es decir, a *la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de disolvente o de disolución*. Las solubilidades se expresan frecuentemente en gramos de soluto por cada 100 gramos de disolvente, o alternativamente, en gramos de soluto por litro de disolución. Por ejemplo, la solubilidad del azúcar en agua es de 1.311 g/l a 20 °C.

La solubilidad de una sustancia en un disolvente dado depende de la temperatura. Si sobre un sistema de ejes coordenados representamos la solubilidad en ordenadas y la temperatura en abscisas, obtenemos la llamada **curva de solubilidad**.

En general, la solubilidad de la mayoría de las sustancias en agua aumenta con la temperatura, aunque en algunas sustancias permanece prácticamente constante y, en ocasiones, puede incluso disminuir. Como se observa en la gráfica, hay sustancias, como el nitrato de potasio, cuya solubilidad aumenta mucho con la temperatura, mientras que otras, como el cloruro de sodio, aumentan muy poco su solubilidad, e incluso hay alguna, como el sulfato de sodio, cuya solubilidad disminuye al aumentar la temperatura.

La solubilidad en agua de muchos gases tales como el dióxido de carbono y el oxígeno también decrece al aumentar la temperatura.



4.- FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACION

Existen diferentes maneras de expresar de forma cuantitativa la concentración de una disolución. La cantidad de soluto puede expresarse en unidades físicas (corrientemente en gramos) o en unidades químicas (en moles o en equivalentes-gramo). Esta cantidad de soluto debe referirse a un peso determinado de disolución o de disolvente (100 ó 1.000 gramos) o a un volumen de disolución (1 litro) y más raramente de disolvente:

Las unidades de concentración más utilizadas son las siguientes:

gramo / litro: gramos de soluto que hay disueltos en 1 litro de disolución

Si por ejemplo, una disolución de azúcar en agua tiene una concentración de 20 g/l, indica que hay disueltos 20 g de azúcar por cada litro de disolución.

se calcula:

$$\frac{\text{g}}{\text{l}} = \frac{\text{m(g) de soluto}}{\text{V(l) de disolución}}$$

Hay que significar que la masa es aditiva, es decir: $m \text{ disolución} = m \text{ soluto} + m \text{ disolvente}$, sin embargo, no ocurre lo mismo con el volumen: $V \text{ disolución} \neq V \text{ soluto} + V \text{ disolvente}$

A.1.- Se prepara una disolución pesando 50 gramos de sulfato de sodio y enrasando con agua hasta un volumen de medio litro. Halla la concentración de la disolución en gramos / litro.

Sol: 100 g/l.

A.2.- En 35 g de agua se disuelven 5 g de ácido clorhídrico. Si la densidad de la disolución a 20 °C es 1,06 g/cm³, halla la concentración de la disolución en gramos por litro.

Sol: 132,5 g/l.

% en masa: gramos de soluto que hay en 100 gramos de disolución

Si por ejemplo, una disolución de ácido clorhídrico es del 30 %, quiere decir que en 100 gramos de disolución hay 30 gramos de HCl.

se calcula:

$$\% \text{ en masa} = \frac{m(\text{g}) \text{ de soluto}}{m(\text{g}) \text{ de disolución}} \times 100 = \frac{m(\text{g}) \text{ de soluto}}{m(\text{g}) \text{ de soluto} + m(\text{g}) \text{ de disolvente}} \times 100$$

Para una disolución que contiene dos componentes (soluto y disolvente), también se puede utilizar el % en masa del disolvente, cumpliéndose que:

$$\% \text{ en masa de soluto} + \% \text{ en masa de disolvente} = 100$$

A.3.- Se prepara una disolución disolviendo 5 gramos de cloruro de bario en 95 gramos de agua. Halla el tanto por ciento en masa.

Sol: 5 %

A.4.- El ácido nítrico acuoso concentrado contiene un 69 % en masa de HNO₃ y su densidad es de 1,41 g/cm³. ¿Qué masa y qué volumen de esta disolución contiene 14,2 g de HNO₃?

Sol: 20,58 g y 14,6 cc.

A.5.- Se añaden 6 g de cloruro potásico a 80 g de una disolución de cloruro potásico al 12 %. Halla el tanto por ciento en masa de cloruro potásico de la disolución que resulta.

Sol: 18,14 %

Molaridad (M): número de moles de soluto en 1 litro de disolución

Una disolución de ácido sulfúrico 0,5 M indica que hay 0,5 moles de ácido sulfúrico disueltos en cada litro de disolución. Si, por ejemplo, disponemos sólo de 10 cm³ de dicha disolución, tendremos 0,005 moles de ácido sulfúrico disueltos.

se calcula:

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles de soluto}}{V(l) \text{ de disolución}}$$

A.6.- Calcula la molaridad de una disolución preparada pesando 5 gramos de carbonato potásico y enrasando con agua hasta 500 cm³. Datos: Ar K = 39 , C = 12 , O = 16

Sol: 0,072 M.

A.7.- ¿Cuántos moles y cuántos gramos de hidróxido sódico hay en 25 ml de una disolución 0,5 M de hidróxido de sodio?. Datos: Ar Na = 23 , O = 16 , H = 1

Sol: 0,0125 moles y 0,5 g.

A.8.- ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado del 96 % y densidad 1,84 g/cm³ hay que tomar para preparar 1 litro de disolución de H₂SO₄ 2 M?. Datos: Ar S = 32 , O = 16 , H = 1

Sol: 111 ml.

Normalidad (N): número de equivalentes-gramo de soluto en 1 litro de disolución

Una disolución de ácido sulfúrico 0,4 N indica que hay 0,4 equivalentes-gramo de ácido sulfúrico disueltos en cada litro de dicha disolución.

se calcula:

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{ equivalentes de soluto}}{V(l) \text{ de disolución}}$$

Equivalente-gramo o equivalente es el valor del peso equivalente expresado en gramos, por lo que el número de equivalentes se calcula:

$$\text{n}^\circ \text{ eq.} = \frac{m \text{ (g)}}{P. \text{ eq (g/eq)}}$$

El peso equivalente de un compuesto se puede calcular:

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{Masa molecular}}{v}$$

"v" es la mal llamada valencia del compuesto, puesto que un compuesto no tiene valencia propiamente. Como regla general, el valor de "v" se halla de la siguiente manera:

- En un **ácido**, indica el número de hidrógenos que hay en una molécula del ácido. Ej: H_2SO_4 , $v = 2$
- En una **base**, indica el número de grupos OH que hay en una molécula de la base. Ej: NaOH , $v = 1$
- En una **sal**, indica el número de átomos de hidrógenos que se han reemplazado del ácido correspondiente para formar una molécula de la sal. Ej: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $v = 6$
- En un **oxidante** o **reductor**, indica el número de electrones ganados o perdidos por el compuesto.

Ejemplo:

$$P \text{ eq. } (\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\text{Masa molecular}}{v} = \frac{98}{2} = 49$$

por tanto, un equivalente-gramo de H_2SO_4 es 49 gramos.

Se puede demostrar que

$$n^\circ \text{ equiv.} = n^\circ \text{ moles} \cdot v$$

y

$$\text{normalidad} = \text{molaridad} \cdot \text{valencia}$$

A.9.- Halla la normalidad de una disolución preparada tomando 2 g de hidróxido de calcio y disolviéndolos en 200 cm^3 de agua. La densidad de esta disolución es de $1,05 \text{ g/cm}^3$.

Datos: Ar Ca = 40, O = 16, H = 1

Sol: 0,28 N.

A.10.- ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico concentrado del 36 % y densidad $1,19 \text{ g/cm}^3$ hemos de utilizar para preparar medio litro de disolución 0,1 N ?.

Datos: Ar Cl = 35,5, H = 1

Sol: 4,26 ml.

Molalidad (m): número de moles de soluto en 1 Kg de **disolvente**

Por ejemplo, una disolución 1,2 m de azúcar nos indica que está formada por 1,2 moles de azúcar por cada 1 kg de agua.

se calcula:

$$m = \frac{n^\circ \text{ de moles de soluto}}{m(\text{kg}) \text{ de disolvente}}$$

A.11.- ¿Cuál es la molalidad de una disolución que contiene 20 gramos de azúcar, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, disueltos en 125 gramos de agua?. Datos: Ar C = 12, O = 16, H = 1

Sol: 0,468 m

A.12.- Una disolución de alcohol etílico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, en agua es 1,54 molal. ¿Cuántos gramos de alcohol están disueltos en 2.500 g de agua?. Datos: Ar C = 12, O = 16, H = 1

Sol: 177 g de alcohol

Fracción molar: número de moles de cada componente en 1 mol de disolución

se calcula

$$x_i = \frac{\text{nº moles de } i}{\text{nº de moles totales}}$$

Para una disolución de dos componentes (soluto y disolvente):

$$x_s = \frac{n_s}{n_T} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

x_s = fracción molar del soluto

$$x_d = \frac{n_d}{n_T} = \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

x_d = fracción molar del disolvente

Fácilmente, se puede comprobar que:

$$x_s + x_d = 1$$

A.13.- ¿Cuál es la fracción molar del hidróxido de calcio en una disolución hecha tomando 2 g de hidróxido de calcio y disolviéndolos en 200 cm³ de agua?

Sol: 0,0024

A.14.- ¿Cuál es la fracción molar de un soluto en una disolución acuosa 5,75 molal?

Sol: 0,0938.

A.15.- Una disolución de hidróxido de sodio en agua que contiene el 25 % de hidróxido, tiene una densidad de 1,25 g/ml. Calcula su molaridad y normalidad.

Sol: 7,81 M y 7,81 N.

A.16.- En 35 g de agua se disuelven 5 g de ácido clorhídrico. La densidad de la disolución a 20 °C es 1,06 g/cm³. Halla la concentración de la disolución: a) en % en masa, b) en gramos por litro, c) la molaridad, d) la normalidad.

Sol: a) 12,50 % ; b) 132,5 g/l , c) 3,633 M , d) 3,633 N.

A.17.- Un ácido nítrico concentrado, de densidad 1,405 g/cm³, contiene 68,1 % en masa de HNO₃. Calcula la molaridad, la normalidad y la molalidad de este ácido.

Sol: 15,18 M , 15,18 N y 33,8 m.

A.18.- Se dispone de un ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,824 g/cm³ y de un 92 % . Calcula: a) volumen de este ácido que hay que tomar para preparar 500 cm³ de un ácido 0,5 N

b) ¿cuánto hay que diluir el ácido concentrado para obtener un ácido 2 normal ?

Sol: a) 7,31 cc , b) Se diluye el ácido concentrado a un volumen 17,12 veces mayor.

A.19.- Se queman 80 litros de fosfamina (PH_3) medidos a $18\text{ }^\circ\text{C}$ y 756 mm de Hg. El ácido fosfórico formado se disuelve en agua y se forma 1 litro de disolución. Calcula la normalidad de la disolución ácida. Sol: 10 N.

A.20.- Disponemos de 90 gramos de cloruro de magnesio y queremos disolverlo en agua hasta obtener una disolución de concentración 1,2 M. ¿Qué volumen de disolución prepararemos?
Sol: 0,787 litros.

A.21.- ¿Cuántos mililitros de amoníaco del 25 % y densidad $0,91\text{ g/cm}^3$ son necesarios para preparar las siguientes disoluciones?:

a) 2 litros 0,1 M

b) 250 gramos al 5 %

Sol: a) 15 ml; b) 55 ml.

A.22.- Un litro de ácido clorhídrico del 35 % y densidad $1,18\text{ g/cm}^3$, debe diluirse de tal manera que se obtenga ácido al 20 %. ¿Qué cantidad de agua deberá añadirse?

Sol: 885 ml.

A.23.- Deben prepararse 500 ml de cloruro de hidrógeno 4 M. ¿Cuántos gramos y litros de cloruro de hidrógeno en condiciones normales se necesitan?

Sol: 73 g y 44,8 l.

A.24.- Si 9 litros de cloruro de hidrógeno, medidos a $20\text{ }^\circ\text{C}$ y 750 mm Hg, se disuelven en el agua necesaria para dar 290 ml de disolución, ¿cuál será la M de esa disolución?

Sol: 1,27 M

A.25.- ¿Cuál será la N de una disolución de ácido nítrico preparada por dilución a 500 ml, de 32 ml de un ácido concentrado de densidad $1,42\text{ g/cm}^3$ y una riqueza en ácido nítrico de 69,5 %?

Sol: 1 N

A.26.- ¿Qué volumen de disolución de ácido sulfúrico 1,22 M se necesita para preparar 200 ml de disolución 0,5 N?

Sol: 41 ml

A.27.- ¿Qué volumen de agua debe añadirse a 40 cc de ácido nítrico del 53,41 % y densidad $1,33\text{ g/cm}^3$ para obtener una disolución 0,1 M?

Sol: 4.470 ml

A.28.- ¿En qué proporción deben mezclarse dos disoluciones de ácido clorhídrico, 0,5 N y 0,1 N, para preparar 1 litro de disolución 0,2 N?

Sol: 250 ml de disolución 0,5 N y 750 ml de disolución 0,1 N.

A.29.- Se diluye a un volumen cinco veces mayor un ácido sulfúrico concentrado de densidad $1,805\text{ g/cc}$ que contiene un 88,43 % en masa de ácido sulfúrico. Calcula el volumen de ácido sulfúrico diluido que se necesita para preparar 5 litros de disolución de ácido sulfúrico normal.

Sol: 767,5 ml

A.30.- ¿A qué volumen se deben diluir 500 ml de ácido sulfúrico concentrado del 90 % y densidad 1,81 g/cc para obtener una disolución 10 M?

Sol: Los 500 ml de ácido sulfúrico concentrado deben diluirse hasta un volumen de 831 ml.

A.31.- Calcula la molaridad de una disolución preparada mezclando 50 ml de ácido sulfúrico 0,136 M, con 70 ml de agua.

Sol: 0,057 M.

A.32.- Calcula la densidad de una solución acuosa de sulfato de magnesio 3,6 N, cuya riqueza es del 20 % en masa.

Sol: 1,083 g/cc.

A.33.- Calcula la M de una disolución preparada mezclando 50 ml de ácido sulfúrico 0,136 M con 90 ml de una disolución de ácido sulfúrico 0,068 M.

Sol: 0,092 M.

A.34.- Se disuelven 2 gramos de ácido sulfúrico puro en 0,1 litros de agua, y la disolución alcanza un volumen de 0,111 litros. Calcula: a) la concentración de la solución en tanto por ciento en masa ; b) la molaridad ; c) la normalidad.

Sol: 1,96% , 0,184 M , 0,368 N.

A.35.- Una disolución de ácido acético al 10 %, tiene 1,055 g/cc de densidad. se desea saber:

a) ¿Cuál es su molalidad?. b) Si añadimos un litro de agua a 500 cc de la disolución anterior, ¿cuál es el tanto por ciento en masa de ácido en la nueva disolución?. c) ¿Cuál es la normalidad de la nueva disolución?

Sol: 1,85 m , 3,454 % , 0,584 N.

5.- PRESION DE VAPOR DE UN LÍQUIDO

Es bien conocido el hecho de que al dejar algo de agua en contacto con el aire, el agua desaparece más o menos rápidamente por pasar a la atmósfera en estado de vapor. Esta propiedad de los líquidos se denomina **evaporación**.

La velocidad con que un líquido se evapora depende fundamentalmente de tres factores:

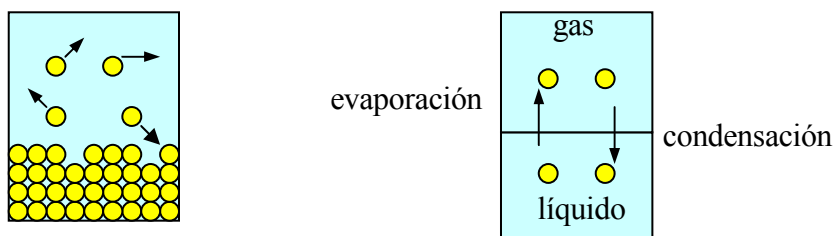
1. Área de la superficie libre del líquido.
2. Temperatura del líquido y del aire que está sobre él: a mayor temperatura mayor evaporación.
3. El movimiento del aire por encima de la superficie líquida. Las corrientes de aire, al arrastrar el vapor de encima de la superficie del líquido disminuyen o impiden su condensación y la cantidad de líquido que se evapora en cada momento es mayor.

Por eso, al tratar de desecar materiales húmedos como frutas, heno, prendas de ropa mojadas, etc., hay que considerar los tres factores antes mencionados. Si la desecación ha de hacerse al aire libre, lo mejor es extender el producto húmedo (aumentando la superficie), al sol (aumentando la temperatura), y donde sople el viento (corrientes de aire). Si se practica en secaderos cerrados, el material se extiende en bandejas de poco fondo, y se hace circular en el interior de la cámara aire seco y caliente.

- Si un líquido llena parcialmente un recipiente cerrado, las moléculas que escapan de él no pueden difundirse ilimitadamente, sino que se acumulan en el espacio libre por encima del líquido hasta producir una determinada presión que se denomina **presión de vapor del líquido**.

Las moléculas del líquido se mueven aunque limitadamente en todas direcciones y con distinta velocidad. Las moléculas que alcanzan o están en la superficie libre del líquido y poseen energía suficiente para vencer la atracción de las demás, escapan del líquido y se comportan como moléculas gaseosas moviéndose caóticamente en el espacio libre encima del líquido. Cuando las moléculas del vapor chocan contra la superficie del líquido penetran en él y quedan retenidas debido a las intensas fuerzas atractivas ejercidas por las moléculas líquidas, el vapor se condensa.

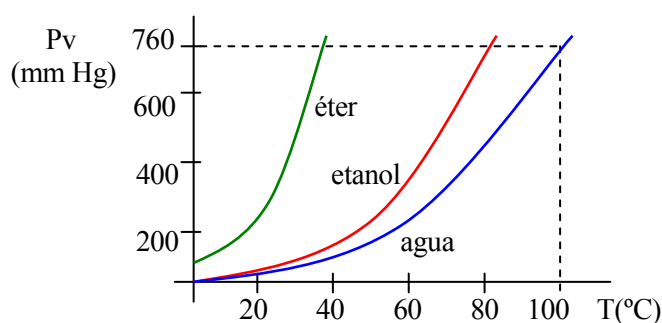
Si el espacio encima del líquido fuese ilimitado (líquido en recipiente abierto), las moléculas de vapor se difunden hacia la atmósfera y muy pocas pueden volver al estado líquido, por lo que la velocidad de condensación es en todo momento muy pequeña y el líquido termina por evaporarse totalmente. Pero si el líquido se encuentra en un recipiente cerrado, las moléculas que pasan constantemente al estado de vapor quedan confinadas en un espacio limitado y se van acumulando en él, por lo que el número de moléculas que en cada instante pasan al estado líquido se va haciendo correspondientemente mayor. Muy pronto se establece un **equilibrio dinámico** en el cual, la velocidad de condensación es igual a la velocidad de evaporación, y aunque ambos procesos continúan verificándose, la presión del vapor permanece constante y ésta es conocida como **presión de vapor del líquido** a aquella temperatura.



La **presión de vapor** depende de:

1. la naturaleza del líquido.
2. la temperatura.

y es independiente de las cantidades de líquido y de vapor.



6.- PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES LÍQUIDAS

Si se disuelve un soluto cualquiera en un líquido, las propiedades de la disolución que se forma son distintas a las del disolvente puro.

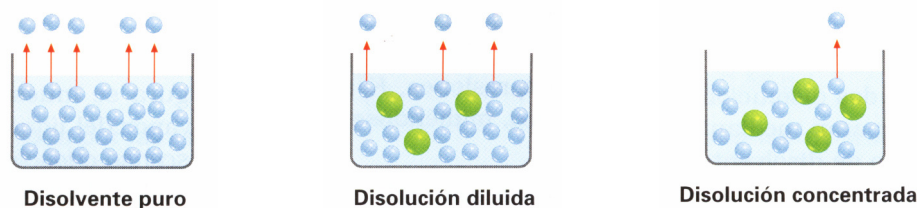
Se observa que hay ciertas propiedades como la densidad, índice de refracción, viscosidad, tensión superficial, conductividad eléctrica, etc., que dependen de la naturaleza del soluto y del disolvente y, por ello, son en general difíciles de explicar. Así, por ejemplo, al disolver cloruro de sodio en agua el volumen total disminuye (es menor que la suma de los volúmenes del agua y de la sal), mientras que si se disuelve cloruro amónico aumenta el volumen, y en la disolución de azúcar en agua apenas hay variación de volumen. Así mismo, las disoluciones de cloruro de sodio y de cloruro de amonio son conductoras de la electricidad pero, en cambio, la disolución de azúcar no conduce la corriente eléctrica.

Sin embargo, hay otras propiedades *que dependen del número de partículas de soluto disueltas en una cantidad dada de disolvente, es decir, de la concentración de la disolución, pero no de la naturaleza o tamaño de las partículas*. Estas propiedades reciben el nombre de **propiedades coligativas** y son la presión de vapor, el punto de congelación, el punto de ebullición y la presión osmótica.

Las propiedades coligativas de las disoluciones, permiten hallar la masa molar del soluto disuelto.

6.1.- DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR

Experimentalmente se comprueba que *la presión de vapor del disolvente en una disolución es inferior a la presión del vapor del disolvente puro*. Ello se debe a que las moléculas del soluto (no volátil), simplemente por ocupar un lugar entre las moléculas del disolvente estorban al escape de moléculas de éste, con lo que la evaporación se reduce, y por lo tanto, la presión de vapor disminuye.



Esta variación de la presión de vapor fue cuantificada en 1.887 por Raoult, que dedujo:

"La disminución de la presión de vapor de un líquido al disolver en él un soluto es igual a la presión de vapor del disolvente puro multiplicada por la fracción molar del soluto".

Este enunciado constituye la **ley de Raoult** y matemáticamente se puede expresar:

$$\Delta P = P_0 - P = P_0 \cdot x_s$$

donde: $\Delta P = P_0 - P$ = disminución de la presión de vapor
 P_0 = presión de vapor del disolvente puro.
 P = presión de vapor del disolvente en la disolución.
 x_s = fracción molar del soluto en la disolución.

Otra forma de enunciar la Ley de Raoult es la siguiente:

$P_0 - P = P_0 \cdot x_s$, $P_0 - P_0 \cdot x_s = P$, $P_0 (1 - x_s) = P$, de donde:

$$P = P_0 \cdot x_d$$

"La presión de vapor del disolvente en una disolución es igual a la presión de vapor del disolvente puro multiplicada por la fracción molar del disolvente"

La ley de Raoult es una ley aproximada que sólo se cumple en disoluciones diluidas, y además, para solutos sólidos no volátiles que no sean electrólitos, es decir, que no den iones en disolución. Cuando una disolución obedece la ley de Raoult se dice que es una **disolución ideal**.

A.36.- La presión de vapor del agua a 25 °C es igual a 23,76 mmHg. Calcula la presión de vapor de una disolución supuesta ideal formada al agregar 1 mol de urea a 24 moles de agua.

Sol: 22,81 mm Hg.

A.37.- Si al agregar 27,77 g de una sustancia a 200 cm³ de agua, la presión de vapor baja de 23,76 mm Hg a 22,81 mm Hg, ¿cuál es la masa molecular de la sustancia?

Sol: 60

A.38.- Calcula a 100°C la presión de vapor de una disolución obtenida al disolver 5 gramos de sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁, en 100 gramos de agua.

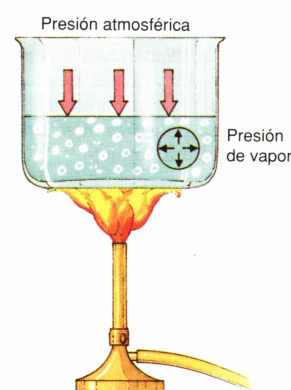
Dato: Pv agua a 100 °C = 760 mm Hg

Sol: 758 mm Hg.

6.2.- AUMENTO DEL PUNTO DE EBULLICIÓN

La disminución de la presión de vapor por efecto del soluto repercute de modo directo en los puntos de ebullición y de fusión, aumentando el primero y disminuyendo el segundo.

- *Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión exterior.* Por lo tanto, los líquidos pueden hervir a cualquier temperatura, dependiendo de la presión exterior, siempre que la presión exterior sobre ellos sea igual a la presión de vapor correspondiente a dicha temperatura.



A la temperatura de ebullición se forman burbujas de vapor en el interior del líquido, sin embargo, las burbujas no se forman a una temperatura más baja porque la presión dentro de ellas, que es la presión de vapor, es menor que la presión atmosférica y por lo tanto quedarían aplastadas. Es decir, a esta temperatura el vapor, al vencer la presión exterior, puede formarse en toda la masa del líquido y no sólo en su superficie.

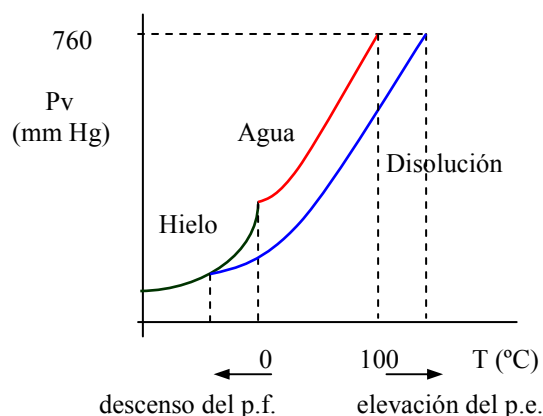
El agua hierve a 100 °C sólo si la presión exterior es de 1 atm. A altitudes por encima del nivel del mar la presión del aire es menor que 1 atm, de modo que el agua hierve a una temperatura más baja. En Méjico capital, por ejemplo, donde la presión del aire es de sólo 0,85 atm, el agua hierve a 95 °C. Por otro lado, el agua hierve en una olla a presión a una temperatura por encima de los 100 °C debido a que la presión en el interior de la olla es mayor que 1 atm.

Por este motivo se define el **punto de ebullición de un líquido** como *la temperatura a la que un líquido hierve cuando la presión exterior es de 1 atm*, aunque también se puede definir como *la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a 1 atmósfera*. Así, por ejemplo, el punto de ebullición del agua es 100 °C, lo que equivale a decir que la presión de vapor del agua a 100 °C es igual a 1 atmósfera, o sea 760 mm Hg.

- Una disolución hierve siempre a una temperatura más elevada que el disolvente puro.

Este aumento del punto de ebullición se explica fácilmente en términos del descenso de la presión de vapor:

Como la disolución a una temperatura dada tiene una presión de vapor más baja que la del disolvente puro, ha de alcanzarse una temperatura más alta para que su presión de vapor llegue a ser igual a la presión externa y la disolución hierva.



Experimentalmente se ha obtenido para disoluciones diluidas que *el aumento del punto de ebullición del disolvente es directamente proporcional a la molalidad de la disolución*.

$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

donde: $\Delta T_e = T_e \text{ disolución} - T_e \text{ disolvente}$
 $m = \text{molalidad de la disolución}$
 $K_e = \text{constante ebulloscópica del disolvente}$

Para el agua, la constante ebulloscópica es 0,52 °C por mol de soluto en 1 kg de agua, de manera que una disolución de agua 1 molal de un soluto no volátil tiene un punto de ebullición de 0,52 °C más alto que el agua pura, es decir, 100,52 °C a 1 atm

A.39.- Se disuelven 0,572 g de resorcina en 19,31 g de agua, y la disolución hierve a 100,14 °C, siendo la Presión exterior de 1 atm. Calcula la masa molecular de la resorcina.

Dato: $K_e = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$

Sol: 110

A.40.- Suponiendo un comportamiento ideal, calcula el punto de ebullición de una disolución de urea ($M_r = 60$) al 5 %.

Sol: 100,46 °C.

A.41.- Una disolución de glicocola preparada al disolver 1,62 g de esa sustancia en 19,62 g de agua, hierve a 100,60 °C. Halla la masa molecular de la glicocola.

Sol: 72

6.3.- DESCENSO DEL PUNTO DE CONGELACIÓN

▪ *Un líquido congela a la temperatura en que las formas líquida y sólida tienen la misma presión de vapor.* Así, por ejemplo, el agua congela a 0 °C, ya que a 0 °C el agua y el hielo tienen una presión de vapor de 4,57 mm Hg.

▪ Las disoluciones diluidas congelan a temperaturas inferiores a las del disolvente puro. El descenso del punto de congelación, al igual que el aumento del punto de ebullición, es una consecuencia directa del descenso de la presión de vapor de un disolvente por efecto del soluto. *El punto de congelación de una disolución es la temperatura a la cual el disolvente tiene la misma presión de vapor en la fase líquida y en la sólida.* Como la presión de vapor del disolvente disminuye en la disolución, su presión de vapor será igual a la del disolvente sólido a una temperatura más baja.

El descenso del punto de congelación en una disolución diluida, es directamente proporcional a la molalidad de la disolución. La relación puede expresarse del siguiente modo:

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

donde:

$\Delta T_c = T_c \text{ disolvente} - T_c \text{ disolución}$

$m = \text{molalidad de la disolución}$

$K_c = \text{constante crioscópica del disolvente}$

La constante crioscópica es de ordinario mayor que la constante ebulloscópica, y para el agua es 1,86 °C por mol de soluto en 1.000 g de agua.

En la práctica aprovechamos el fenómeno del descenso del punto de congelación cuando añadimos anticongelante al radiador de un automóvil para prevenir la congelación del agua.

A.42.- Las constantes molales de los puntos de ebullición y de congelación del agua son 0,52 y 1,86 °C por mol de soluto en 1.000 g de agua. Calcula los puntos de ebullición y de congelación de una disolución 0,2 molal de un soluto no volátil.

Sol: 100,104 °C y - 0,372 °C.

A.43.- Una disolución que contiene 2 g de un soluto no volátil en 10 g de alcanfor, congela a 158 °C. ¿Cuál es la masa molecular del soluto?. $K_c = 40$, punto de fusión del alcanfor = 178 °C
Sol: 400

A. 44.- Un radiador de un automóvil se llena con 6 l de agua y 4 l de anticongelante. ¿Cuánto podrá enfriarse el radiador sin que se congele?. El anticongelante es etilenglicol ($\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$), cuya densidad es 1,12 g/cm³.

Sol: - 22,4 °C

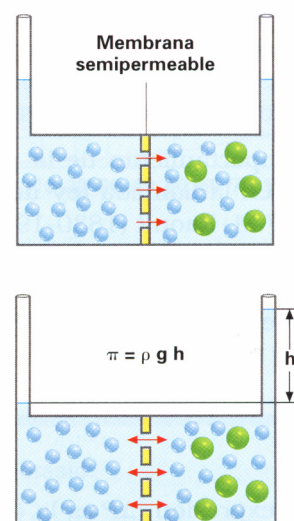
6.4.- PRESION OSMÓTICA

Si una disolución se pone cuidadosamente en contacto con su disolvente o con una disolución más diluida, al cabo de un tiempo, debido al movimiento de las moléculas, el soluto se ha repartido uniformemente por todo el líquido y se obtiene una única disolución.

Si la disolución y el disolvente están separados por un tabique poroso, las moléculas de los dos componentes se difunden a través de los poros del tabique y de nuevo obtenemos una única disolución.

Si la disolución y el disolvente están separados por una membrana semipermeable (tejidos animales o vegetales, celofán, pergamino, etc...), que sólo deja pasar las moléculas del disolvente, la homogeneización del sistema no puede realizarse y se difunden más moléculas desde el disolvente puro a la disolución que en sentido contrario. Es decir, tiene lugar un flujo neto de disolvente hacia la disolución. Este fenómeno recibe el nombre de **ósmosis**.

El proceso de ósmosis diluye la disolución y aumenta su volumen, por lo que el nivel de la misma se eleva respecto al del disolvente, produciéndose una presión hidrostática que intensifica la tendencia de las moléculas del disolvente en la disolución a pasar hacia el disolvente puro; por tanto, puede llegar un momento en que ambos flujos de moléculas de disolvente sean iguales; entonces se establece un estado de equilibrio. Este equilibrio puede alcanzarse, desde un principio, si se aplica sobre la disolución una presión adecuada que iguale el flujo de disolvente en ambos sentidos; esta presión se denomina **presión osmótica**, la cual es una magnitud que depende de la concentración molar de la disolución y de la temperatura, y es independiente de la naturaleza del disolvente y del soluto.



El estudio sistemático de las disoluciones realizado por Vant't Hoff, en 1.885, le llevó a la conclusión de que, en disoluciones diluidas, la presión osmótica obedece a la expresión:

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

o bien

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

donde:

π = presión osmótica (atm)

V = volumen de la disolución (l)

n = número de moles de soluto contenidos en un volumen V de disolución

R = constante de los gases (0,082 atm · l / mol · K)

T = temperatura absoluta (K)

M = molaridad de la disolución (mol / l)

La ósmosis tiene una importancia extraordinaria en los procesos biológicos. Las raíces de las plantas absorben por ósmosis el agua y disoluciones nutritivas. Por ósmosis se efectúan los intercambios de las células con el medio, a través de la membrana semipermeable que recubre a cada una de ellas. Si la presión osmótica del medio es inferior (hipotónica) a la de la célula, pasa el agua a su interior y la célula se hincha (turgescencia), e incluso estalla. Por el contrario, si la presión osmótica del medio es superior (hipertónica), el agua se difunde hacia afuera y la célula se arruga (plasmólisis). Para evitar estos efectos, las disoluciones, por ejemplo, usadas en alimentación intravenosa han de ser isotónicas con la disolución interior de los glóbulos rojos.

Nunca podremos saciar nuestra sed con agua de mar, ya que por ósmosis perderían agua nuestros tejidos, con lo que se produciría el efecto contrario.

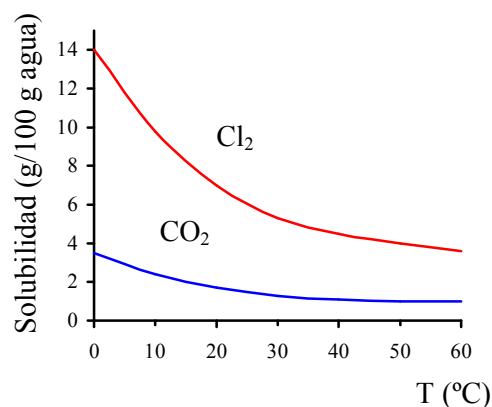
A.45.- Una disolución que contiene 25 g de albúmina de huevo por litro ejerce una presión osmótica de 13,5 mm Hg, a 25 °C. Determina la masa molecular de dicha proteína.

Sol: 34.400

7.- DISOLUCIONES DE GASES EN LÍQUIDOS

Estas disoluciones tienen gran importancia en muchos procesos de la vida cotidiana. Los gases, en general, son muy poco solubles en agua y otros disolventes usuales, únicamente en el caso de gases que reaccionen con el disolvente (HCl, NH₃, ..., en agua), la solubilidad es elevada.

Gases	Solubilidad en c.n. (moles/l)
Nitrógeno	$1,05 \cdot 10^{-3}$
Oxígeno	$1,3 \cdot 10^{-4}$
Hidrógeno	$9,6 \cdot 10^{-4}$
Monóxido de carbono	$1,57 \cdot 10^{-4}$
Dióxido de carbono	$7,65 \cdot 10^{-2}$
Sulfuro de hidrógeno	0,208
Amoniaco	11
Cloruro de hidrógeno	12



La solubilidad de los gases en agua depende de:

- La presión del gas. La solubilidad es directamente proporcional a la presión del gas:

$$P = k \cdot x_s \quad (\text{ley de Henry})$$

- La temperatura. Pero al contrario que en las disoluciones de sólidos, disminuye al aumentar la temperatura, ya que un aumento de la temperatura incrementa el movimiento de las moléculas del gas que son expulsadas de la disolución.

Ejemplos:

- 1) Las bebidas carbónicas (refrescos, gaseosas, champán, etc.) contienen CO₂ a una presión superior a la atmosférica. Al abrir la botella la presión disminuye hasta la atmosférica, por lo que la solubilidad del gas también disminuye y el exceso de gas escapa burbujeando y forma la espuma que a veces arrastra al líquido.
- 2) Muchos productos domésticos, como los pulverizadores (sprays), utilizan otros gases a presión y al quedar abierta la válvula del recipiente, el gas disuelto escapa de la disolución arrastrando el líquido.
- 3) Los buzos respiran aire comprimido que se disuelve en la sangre. Si el buzo asciende rápidamente a la superficie, la presión desciende bruscamente y el exceso de nitrógeno forma pequeñas burbujas en venas y arterias que impiden la circulación y pueden ocasionar la muerte. Para reducir este peligro se le suministra al buzo una mezcla de oxígeno y helio, gas éste mucho menos soluble que el nitrógeno.
- 4) La vida de todos los animales marinos depende del oxígeno disuelto en el agua, por eso resulta tan peligroso verter agua caliente en ríos y lagos, puesto que la solubilidad del oxígeno en el agua se reduce considerablemente al elevarse su temperatura.