

TEMA 2: DISOLUCIONES.

- 1 Disoluciones. Características generales.
- 2 Concentración de una disolución.
- 3 Solubilidad.
- 4 Propiedades coligativas de las disoluciones.
- 5 Mezclas gaseosas. Presiones parciales.
- 6 Preparación de disoluciones en el laboratorio.

1. DISOLUCIONES. CARACTERÍSTICAS GENERALES.

Una **disolución** es una mezcla homogénea de dos o más componentes. Se distingue de otras mezclas heterogéneas de aspecto homogéneo, como los *coloides* (leche, niebla, geles, mayonesa...) en que en una disolución las partículas del soluto se encuentran separadas y realmente mezcladas con las partículas del disolvente, al contrario que en los coloides, que se presenta formando granos o gotitas microscópicas en suspensión permanente.

Algunos conceptos:

Soluto: Componente (o componentes) en menor proporción. Podemos tener muchos solutos juntos en un mismo disolvente, como las sales presentes en el agua

Disolvente: Componente en mayor proporción. Ahora bien, cuando el agua es uno de los componentes, siempre se considera el disolvente, aunque esté en menor proporción (como en el alcohol de 96%vol, que se considera una disolución de alcohol en agua, a pesar de que sólo tiene un 4%vol de agua)

Podemos clasificar las disoluciones según varios criterios:

Según la proporción entre soluto y disolvente, tendremos:

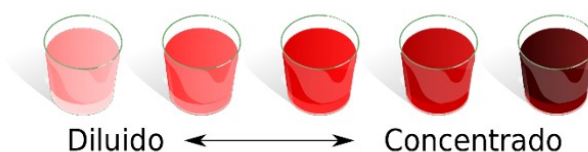
Diluidas: Cuando la proporción de soluto es muy baja en comparación con la cantidad máxima que se puede disolver.

Concentradas: Cuando la proporción de soluto es alta, cercana a la cantidad máxima.

Saturadas: Una disolución está saturada cuando contiene la mayor cantidad de soluto que puede disolverse en la cantidad de disolvente que tengamos (tiene la concentración máxima). Si añadimos más soluto, no se disolverá, y precipitará (se irá al fondo) si es sólido, o se desprenderá (burbujeará hacia la atmósfera) si es gas. Se habla entonces de que está sobresaturada.

Según el estado de agregación de los componentes:

Disolvente	Soluto	Estado	Ejemplo
Sólido	Sólido	Sólido	Aleaciones (bronce, acero)
	Líquido	Sólido	Amalgamas (Hg en Au)
	Gas	Sólido	Hidrógeno en paladio
Líquido	Sólido	Líquido	Azúcar en agua
	Líquido	Líquido	aceite y gasolina
	Gas	Líquido	Agua carbonatada
Gas	Gas	Gas	Aire



2 CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

La concentración indica la proporción entre los componentes de una disolución (ya sea entre soluto y disolvente o entre el soluto y el total de la disolución).

Existen muchas unidades para expresar esta proporción, según nos interese resaltar la masa, el volumen o el número de moles de las sustancias. Estudiaremos estas:

Gramos por litro (g/L): Indica la masa de soluto que contiene cada litro de disolución. El agua mineral, el suero, o muchos medicamentos, se expresan en esta unidad.

Ejemplo: Una disolución de azúcar en agua de 20 g/L significa que hay disueltos 20 g de azúcar en cada 1 L disolución.

$$C\left(\frac{g}{L}\right) = \frac{\text{masa soluto}(g)}{\text{volumen disolución}(L)}$$

¡Ojo! No confundas la concentración en g/L con la densidad de la disolución (que también suele indicarse en g/L). La densidad expresa LA MASA DE TODA LA DISOLUCIÓN, no sólo del soluto, que hay en cada litro de la misma.

Porcentaje en masa (%): Indica la masa de soluto (en g, en kg...) que hay por cada 100 g (o kg...) de disolución. La composición de nutrientes de los alimentos, o la concentración de los ácidos, suele darse de esta forma.

Ejemplo: Una disolución de HCl en agua al 35% significa que hay disueltos 35 g HCl por cada 100 g de disolución (ácido + agua).

$$C(\%) = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

Porcentaje en volumen (%vol): Indica el volumen de soluto (en L, en cm³...) que hay por cada 100 L (o cm³...) de disolución. Las disoluciones de un líquido en otro, como las bebidas alcohólicas, suelen expresarse de esta forma.

Ejemplo: Una bebida alcohólica de graduación 20%vol contiene 20 mL de alcohol por cada 100 mL de disolución (de toda la bebida).

$$C(\%vol) = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \cdot 100$$

Molaridad, o concentración molar (mol/L) (M): Indica el número de moles de soluto que contiene 1 L de disolución. las disoluciones preparadas en el laboratorio se suelen expresar así.

Ejemplo: Una disolución 2 M de sal en agua contiene 2 moles de sal por cada litro de disolución.

$$C(M) = \frac{\text{nº moles soluto}}{\text{volumen disolución(L)}}$$

Molalidad (m) (mol/kg): Indica el número de moles de soluto por cada kg de disolvente. Es la única forma de concentración en que se divide sólo por la cantidad de disolvente, no por toda la disolución. Es poco usada, sólo para calcular las variaciones en las temperaturas de fusión y ebullición.

Ejemplo: Una disolución 2 m de sal en agua contiene 2 moles de sal por cada kg de agua.

$$C(m) = \frac{\text{nº moles soluto}}{\text{masa disolvente(kg)}}$$

Fracción molar (X): Expresa la proporción entre los moles del soluto y el número total de moles de la disolución. Es usada sobre todo en disoluciones gaseosas.

$$X_s = \frac{\text{nº moles soluto}}{\text{nº moles total}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

$$X_d = \frac{\text{nº moles dvte}}{\text{nº moles total}} = \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

A la hora de pasar de una forma de concentración a otra, debemos tener en cuenta las unidades que aparecen (moles, L, g...) y si se refieren a toda la disolución, o sólo al disolvente, o al soluto. en concreto:

Para pasar de % a g/L o mol/L (o viceversa) hay que conocer la relación entre la masa de toda la disolución y el volumen de toda la disolución, es decir, la densidad de la disolución (g disol/vol disol).

Ejemplos resueltos:

1. Disolvemos 5 g de cloruro de sodio en 98 g de agua, resultando un volumen de disolución de 100 mL. Calcule la concentración de la disolución en %, g/L, M, m y la fracción molar de cada componente.

Datos: soluto: NaCl: 5 g disolvente: H₂O: 98 g disolución: 100 mL disol = 0,1 L disol.

$$C\left(\frac{g}{L}\right) = \frac{\text{masa soluto(g)}}{\text{volumen disolución(L)}} = \frac{5 \text{ g NaCl}}{0,1 \text{ L disol}} = 50 \frac{g}{L}$$

$$C(\%) = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 = \frac{5 \text{ g}}{5 \text{ g} + 98 \text{ g}} \cdot 100 = 4,85 \%$$

Para calcular la molaridad y la molalidad necesitamos el número de moles de soluto.

$$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \quad 5 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 0,085 \text{ mol NaCl}$$

$$\text{Molaridad } C(M) = \frac{\text{nº moles soluto}}{\text{volumen disolución(L)}} = \frac{0,085 \text{ g NaCl}}{0,1 \text{ L disol}} = 0,85 \frac{\text{mol}}{L} = 0,85 \text{ M}$$

$$\text{Molalidad } C(m) = \frac{\text{nº moles soluto}}{\text{masa disolvente(kg)}} = \frac{0,085 \text{ mol NaCl}}{0,098 \text{ kg disolvte}} = 0,867 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,867 \text{ m}$$



Para calcular las fracciones molares de soluto y disolvente, calculamos el nº de moles de agua

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 + 16 = 18 \quad 98 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 5,444 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$X_s = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{n^\circ \text{ moles total}} = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,085}{0,085 + 5,444} = 0,015$$

$$X_d = \frac{n^\circ \text{ moles dvte}}{n^\circ \text{ moles total}} = \frac{n_d}{n_s + n_d} = \frac{5,444}{0,085 + 5,444} = 0,985$$

2. Calcule la molaridad de una disolución comercial de HCl al 35 %, sabiendo que su densidad es 1,2 g/mL

Soluto: HCl $M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5$
 35% → 35 g HCl en 100 g disolución
 densidad = 1,2 g/mL = 1200 g/L (1200 g disol en 1L disol)

La molaridad indica el número de moles de soluto en 1 L disolución. Comenzamos con este dato.

$$1 \text{ L disol} \cdot \frac{1200 \text{ g disol}}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 11,5 \text{ mol HCl} \quad 11,5 \text{ mol/L} = 11,5 \text{ M}$$

(densidad) (35 %) M(HCl)

3. Calcule la concentración en % de una disolución 3 M de glucosa (C₆H₁₂O₆), de densidad 1300 kg/m³

soluto: C₆H₁₂O₆ $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12 + 12 + 6 \cdot 16 = 180$
 3 M → 3 mol glucosa en 1 L disol
 densidad: 1300 kg/m³ = 1300 g/L (1300 g disol en 1L disol)

El % en masa indica la masa de soluto por cada 100 g de disolución. Comenzamos con este dato.

$$100 \text{ g disol} \cdot \frac{1 \text{ L disol}}{1300 \text{ g disol}} \cdot \frac{3 \text{ mol glucosa}}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{180 \text{ g glucosa}}{1 \text{ mol glucosa}} = 41,54 \text{ g glucosa} \quad C(\%) = 41,54 \%$$

(densidad) Molaridad M(glucosa)

4. Calcule, para la disolución anterior, molalidad, g/L y fracciones molares.

Partiendo de la concentración en % $41,54\% \rightarrow$ en 100 g disol hay 41,54 g glucosa y 58,46 g agua.

Para calcular la molalidad necesitamos pasar a moles la masa de glucosa y pasar a kg la masa de disolvente (agua).

$$41,54 \text{ g glucosa} \cdot \frac{1 \text{ mol glucosa}}{180 \text{ g glucosa}} = 0,231 \text{ mol glucosa}$$

$$58,46 \text{ g agua} = 0,05846 \text{ kg agua}$$

$$\text{Molalidad } C(m) = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{\text{masa disolvente (kg)}} = \frac{0,231 \text{ mol glucosa}}{0,05846 \text{ kg disolvente}} = 3,95 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 3,95 \text{ m}$$

Concentración en g/L: podemos calcularla de dos formas:

A) Partiendo de la molaridad $\frac{3 \text{ mol glucosa}}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{180 \text{ g glucosa}}{1 \text{ mol glucosa}} = \frac{540 \text{ g glucosa}}{1 \text{ L disol}} = 540 \frac{\text{g}}{\text{L}}$

B) Partiendo del % $\frac{41,54 \text{ g glucosa}}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{1300 \text{ g disol}}{1 \text{ L disol}} = \frac{540 \text{ g glucosa}}{1 \text{ L disol}} = 540 \frac{\text{g}}{\text{L}}$

Fracciones molares: Necesitamos conocer la proporción de moles de glucosa y de agua

Partiendo de la concentración en % $41,54\% \rightarrow$ en 100 g disol hay 41,54 g glucosa y 58,46 g agua.

nº moles glucosa = 0,231 mol glucosa (ya calculado)

$$\text{nº moles agua} = 58,46 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 3,25 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$X_s = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{n^\circ \text{ moles total}} = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,231}{0,231 + 3,25} = 0,066 \quad X_d = 1 - 0,066 = 0,934$$

3. SOLUBILIDAD

Unas sustancias son más solubles que otras en un determinado disolvente, es decir, podemos disolver una mayor cantidad de soluto en una misma cantidad de disolvente. Otras, no llegan a disolverse nada. Estudiaremos en este apartado qué es la solubilidad y qué factores influyen en ella.

La **solubilidad** de una sustancia en un disolvente indica la *cantidad máxima de soluto que es posible disolver en una cantidad determinada de disolvente, a una temperatura concreta*. Es decir, nos indica la concentración que tendría una disolución saturada. Normalmente se suele medir en g de soluto por cada 100 mL de disolvente, pero pueden usarse otras unidades.

FACTORES QUE INFLUYEN EN LA SOLUBILIDAD:

Naturaleza del soluto y del disolvente:

Cada sustancia tiene una solubilidad distinta en cada disolvente. La sal común, por ejemplo, es muy soluble en agua, pero insoluble en etanol. El aceite es insoluble en agua pero muy soluble en gasolina. Los compuestos iónicos y los compuestos moleculares polares (con separación de cargas eléctricas) son en general solubles en agua, mientras que los compuestos moleculares apolares (sin separación de cargas) suelen ser solubles en otros disolventes apolares.

Estado de agregación: Si tanto soluto como disolvente son líquidos, pueden disolverse en cualquier proporción, no existe una concentración máxima. Lo mismo ocurre si son gases.

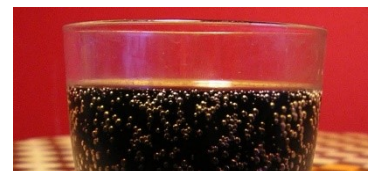
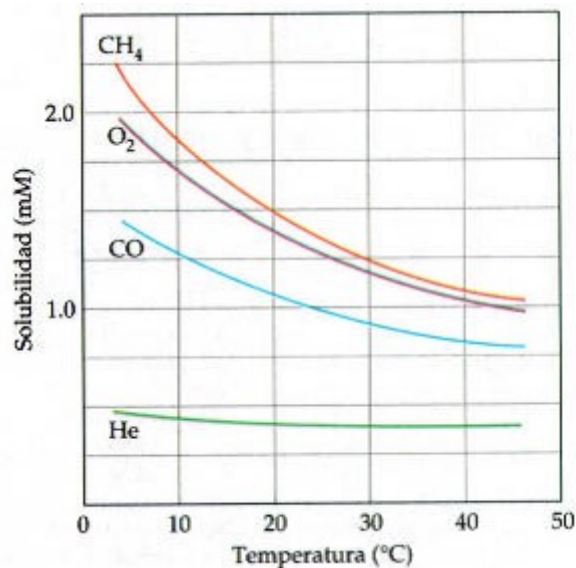
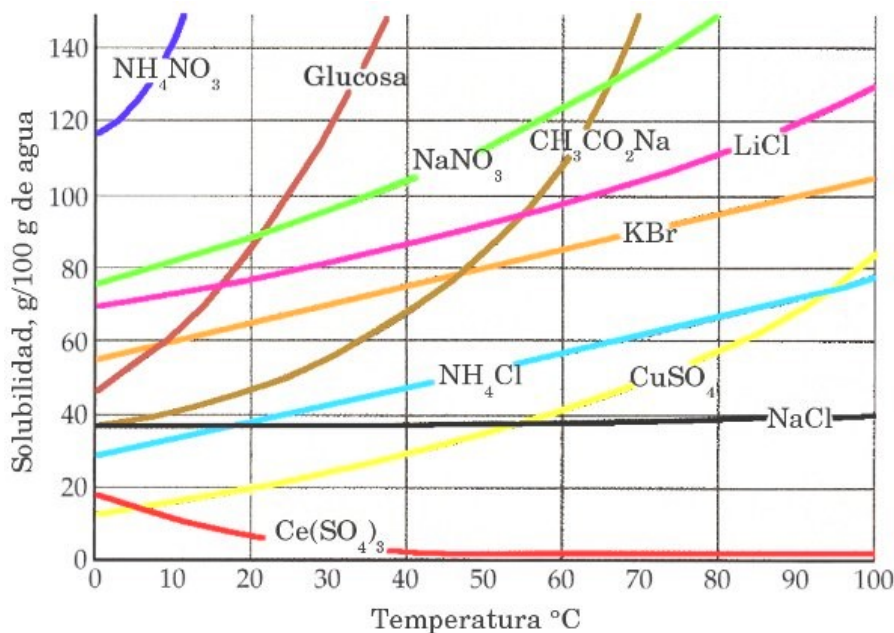
Sin embargo, al disolver un sólido o un gas en un disolvente líquido, sí existe una concentración máxima a la cual la disolución se satura.

Temperatura: al variar la temperatura, varía el movimiento de las partículas, y esto influye en la solubilidad.

- En el caso de los solutos sólidos, la solubilidad aumenta al aumentar temperatura. La mayor agitación de las moléculas del disolvente hace que se separen más fácilmente las partículas del soluto, con lo que podremos tener más cantidad de soluto disuelto en una misma cantidad de disolvente. Lo contrario ocurre si la temperatura desciende. Ejemplo: disolvemos mejor el azúcar o el cacao en la leche si está caliente.

- Para los gases, por el contrario, la solubilidad disminuye con la temperatura. En este caso, la mayor agitación de las partículas facilita el que las moléculas del gas disuelto se muevan más rápido y se desprendan, saliendo de la disolución. Cuando un refresco con gas se calienta decimos que "pierde el gas". En las aguas tropicales, más cálidas, la proporción de oxígeno disuelto es menor que en las aguas más frías, y eso influye en las especies animales que viven en esas zonas.

Presión: La solubilidad de los gases en los líquidos depende de la presión exterior. A mayor presión, las partículas del gas chocan más contra la superficie del líquido, y se incorporarán en mayor medida a la disolución. Su solubilidad aumenta con la presión. Es lo que ocurre, por ejemplo, con las bebidas carbonatadas (bebidas con gas). Antes de abrir la botella (o la lata), la presión a la que está la disolución hace que haya mucho CO₂ disuelto. Al abrir, la presión desciende bruscamente hasta la presión atmosférica normal. La solubilidad disminuye y aparecen burbujas de gas desprendido por todo el líquido.



Otro ejemplo lo encontramos en el submarinismo. Para poder respirar a grandes profundidades, la mezcla de aire que respira el submarinista debe estar a una presión bastante mayor que la atmosférica, para vencer así la presión del agua que tiende a aplastar los pulmones. Ahora bien, a una mayor presión, el nitrógeno que contiene el aire se vuelve más soluble, y pasa a la sangre. Esto, en principio, no supone ningún daño. El problema viene al subir a la superficie. Si el submarinista sube demasiado rápido, la descompresión brusca hace que el nitrógeno, que ya no es soluble, forme burbujas en arterias y venas, pudiendo producir derrames, edemas, embolias y daños circulatorios y cerebrales. Para evitar esto, la descompresión debe ser progresiva; el submarinista debe ir subiendo poco a poco, haciendo paradas en cada tramo para eliminar el nitrógeno sobrante.



4. PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES.

Cuestiones previas:

- ¿Por qué se echa sal en las carreteras cuando se prevé que va a nevar?*
- ¿Qué función tiene el líquido refrigerante en los coches? ¿qué contiene?*
- ¿Por qué cuando hiela, las hojas de las plantas no se congelan?*
- ¿Por qué se ponen en remojo los garbanzos un día antes de cocinarlos?*
- ¿Cuál es el principal peligro de beber agua de mar?*
- ¿Por qué, cuando vamos a hacer un filete a la plancha, es mejor echarle la sal justo antes de cocinarlo?*

Sabemos que las disoluciones, como mezclas, no poseen unas propiedades características (d , T.F, T.E) fijas, sino que dependen del tipo de sustancia disuelta y de su concentración.

Existen ciertas propiedades de las disoluciones que sólo dependen del disolvente y de la concentración de soluto, no de cuál sea éste. Se denominan *propiedades coligativas*. Estudiaremos dos de ellas: la variación de las Temperaturas de Fusión y Ebullición, y la Presión osmótica.

Variación de T.F (descenso crioscópico): La Temperatura de fusión (y de solidificación, es la misma) de una disolución es menor que la del disolvente puro. Esto se debe a que la presencia de las partículas del soluto dificulta la formación de enlaces entre las moléculas del disolvente durante su solidificación. Esto hace que el cambio de estado de líquido a sólido ocurra a una temperatura menor.

La diferencia entre la T.F del disolvente puro y la T.F de la disolución (ΔT_F) se calcula con la expresión

$$\Delta T_F = K_c \cdot C(m) \quad \text{donde}$$

K_c (constante crioscópica) depende del disolvente

$C(m)$ es la molalidad de la disolución (moles soluto / kg de disolvente)

Sustancia	T.F. (°C)	K_c (°C kg/mol)
Agua	0	1,86
Ácido acético	16,6	3,90
Benceno	5,5	5,12
Ciclohexano	6,5	20,20

Ejemplos: Cuando se prevé que va a nevar o helar, se echa sal en las carreteras. De este modo, cuando nieva, La TF de la mezcla de sal y agua será mucho menor que la temperatura ambiente, con lo que la nieve se fundirá y no formará hielo en la carretera.

El etilenglicol ($C_2H_6O_2$) es un alcohol que se añade al agua del circuito de refrigeración del motor de los automóviles. Con esto, según la concentración de la disolución, la T.F de la mezcla puede bajar hasta -30°C , impidiendo que se congele (y rompa los conductos) en días muy fríos.



Variación de T.E (aumento ebullescópico): La Temperatura de ebullición de una disolución es mayor que la del disolvente puro.

La diferencia entre la T.E de la disolución y la T.E del disolvente puro (ΔT_E) se calcula con la expresión

$$\Delta T_E = K_e \cdot C(m) \quad \text{donde}$$

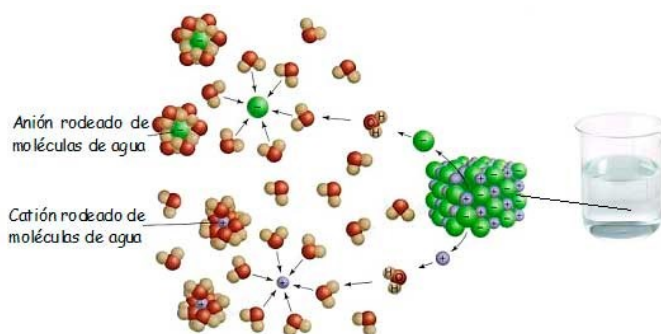
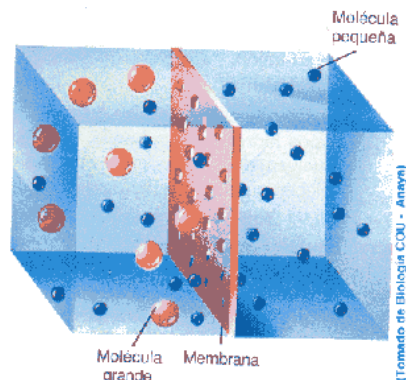
K_e (constante ebullescópica): depende del disolvente

$C(m)$ es la molalidad de la disolución (moles soluto / kg de disolvente)

Sustancia	T.E. (°C)	K_e (°C kg/mol)
Agua	100	0,52
Ácido acético	118,1	2,93
Benceno	80,1	2,53
Ciclohexano	81	2,79

Ósmosis en membranas semipermeables: Presión osmótica.

Una *membrana semipermeable* es aquella que posee poros de tamaño adecuado para que puedan pasar a través de ellos las moléculas del disolvente, pero no las partículas del soluto, que suelen ser de mayor tamaño, ya sea porque sus moléculas son mucho mayores, o en el caso de los iones en una disolución acuosa, porque se rodean de moléculas de agua por atracción eléctrica, formando conglomerados de mayor tamaño. Son membranas semipermeables las membranas de las células, la "piel" de las raíces de las plantas...



Si tenemos dos disoluciones A y B con distinta concentración (A mayor que B) a uno y otro lado de la membrana, las partículas del disolvente pasarán en ambas direcciones. Pero en el lado A donde hay mayor concentración de soluto, la proporción de disolvente es menor, por lo que habrá menos partículas pasando hacia el otro lado que las que pasan en sentido contrario. En total, se produce un flujo neto de disolvente desde la disolución más diluida hasta la más concentrada. Como consecuencia, la disolución A se diluye al ganar disolvente y la B se concentra al perderlo. El proceso continúa hasta que se igualen las concentraciones.

Presión osmótica: El disolvente, al intentar atravesar la membrana, está ejerciendo presión sobre ella por los dos lados. Pero en uno de los sentidos (desde la más diluida a la más concentrada) esta presión es mayor. A la diferencia de presión (presión neta) que ejerce en total el disolvente se le denomina presión osmótica (π). Van't Hoof descubrió en 1885 que las partículas de la disolución tienen un comportamiento parecido al de los gases ideales, y puede usarse la ecuación de los gases ideales para establecer la relación entre la presión osmótica y la concentración de la disolución.

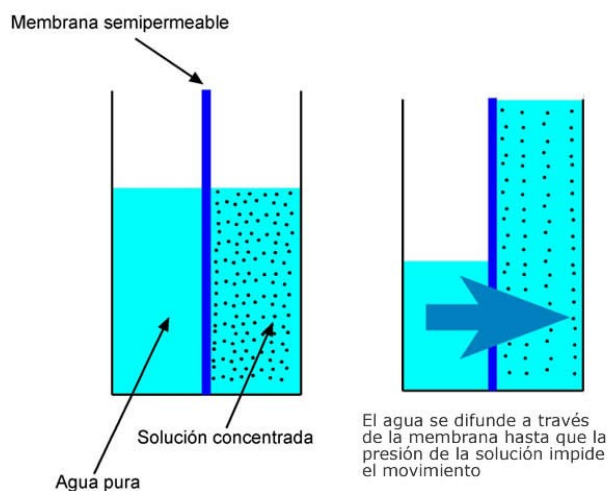
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \rightarrow P = C \cdot R \cdot T \quad \text{Como la presión es la presión osmótica } \pi$$

$$\pi = C \cdot R \cdot T \quad \text{donde C es la concentración en mol/L (molaridad)}$$

Medida de la Presión osmótica:

Si tenemos a un lado de la membrana semipermeable una disolución de concentración C(mol/L), y en el otro lado una cantidad igual (que alcanza la misma altura) de disolvente puro, sabemos, por lo que hemos visto anteriormente, que pasarán las partículas del disolvente desde donde es puro hasta la disolución, debido a la presión osmótica que impulsa al disolvente. La altura del líquido aumentará en la disolución a medida que se diluye. Podríamos pensar que, como nunca se van a igualar las concentraciones, ya que en un lado no hay nada de soluto, este proceso no se detendrá. Sin embargo, alcanzada una cierta altura, el paso de disolvente se detiene. ¿Por qué ocurre esto?

Hay que recordar que, al aumentar la altura de la disolución, también lo hace la presión que ejerce el líquido sobre la membrana. Llega un momento en que esa presión se iguala con la presión osmótica, y el paso de líquido se detiene. Por lo tanto, midiendo la diferencia de alturas y conociendo la densidad de la disolución, podemos calcular la presión osmótica aplicando la ecuación fundamental de la hidrostática ($P = d \cdot g \cdot h$)



Uso de la presión osmótica para calcular la masa molecular de una disolución:

Sabiendo la presión osmótica de una disolución (medida con la experiencia anterior) y la temperatura de la mezcla,

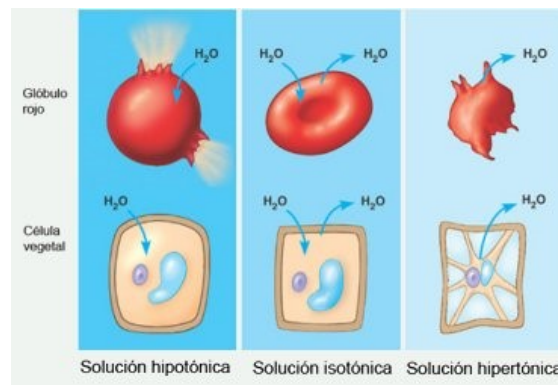
podemos obtener la concentración de la disolución $C = \frac{\pi}{R \cdot T}$, y el nº de moles, ya que sabemos el volumen.

Como además, conocemos la masa de soluto que hemos disuelto, es fácil calcular la masa de un mol de la sustancia.

La ósmosis y los seres vivos:

El proceso de ósmosis es fundamental en el funcionamiento de los seres vivos. Las raíces de las plantas absorben el agua del suelo por ósmosis. También la membrana de las células es semipermeable, por lo que las células son muy sensibles a los cambios de concentración de sustancias en el medio que les rodea.

- El medio es isotónico si la concentración de sales es igual a la del interior de la célula. Entonces hay un equilibrio entre el agua que entra y sale de la célula.
- Si la concentración de sales del medio es mayor que la de la célula, el medio es hipertónico. Entonces sale agua de la célula, y puede llegar a deshidratarse.
- Si la concentración de sales es menor que la de la célula, el medio es hipotónico. El agua entra en la célula, que se hincha, pudiendo llegar a estallar.



5. MEZCLAS GASEOSAS. PRESIONES PARCIALES.

En una mezcla de varios gases, como es el caso del aire, si los consideramos gases ideales, vemos que a la hora de aplicar la ecuación $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, sólo influye el número de moles total, independientemente del tipo de sustancias mezcladas y la proporción en que se encuentren. Es lógico, ya que el modelo de gas ideal no tiene en cuenta el tamaño de las moléculas ni las interacciones entre ellas. Todas son consideradas iguales a la hora de calcular la presión que ejerce el sistema, por ejemplo.

No obstante, es posible calcular la **presión parcial** que cada gas de la mezcla ejerce sobre las paredes del recipiente (es decir, la presión debida sólo a los choques de las moléculas de ese gas en concreto), aplicando la *ley de Dalton*

$$P_i = P \cdot X_i$$

Donde P_i es la presión parcial de uno de los gases de la mezcla, P es la presión total, y X_i es la fracción molar del gas dentro de la mezcla.

Como es natural, se cumple que la presión total es igual a la suma de las presiones parciales $P = \sum P_i$

6. PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES EN EL LABORATORIO.

Material:



Veremos a continuación los pasos a seguir en la elaboración de disoluciones en el laboratorio, tanto con solutos sólidos como a partir de otra disolución ya elaborada.

Disolución de soluto sólido de una concentración dada.

Ejemplo: preparación de 100 mL (0,1 L) de disolución de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) en agua de concentración 0,027 M.

Pasos:

1º: Hacemos los cálculos.

$$M(K_2Cr_2O_7) = 2 \cdot 39 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16 = 294 \quad 0,027 \text{ M} \rightarrow 0,027 \text{ mol soluto en 1 L disolución.}$$

$$0,1 \text{ L disol.} \cdot \frac{0,027 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ L disol.}} \cdot \frac{294 \text{ g } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7} = 0,79 \text{ g } K_2Cr_2O_7$$

2º: Ponemos en marcha la balanza, colocamos el vidrio de reloj y pulsamos el botón TARA para poner la balanza a cero. Pesamos la cantidad de soluto que necesitamos.

3º: En un vaso de precipitado de 100 mL vertemos con el frasco lavador un poco de agua. Añadimos el soluto que hemos pesado. Si quedan algunos granos de soluto en el vidrio de reloj, usamos el frasco lavador para arrastrarlos con agua hacia el vaso de precipitado. Agitamos con la cucharilla hasta que se disuelva. Añadimos más agua hasta algo menos de la cantidad que nos piden (recuerda que no puedes pasar de ese volumen).

4º: Con ayuda del embudo, vertemos la disolución en el matraz. Si todo ha sido correcto, el nivel del líquido debe estar cerca pero por debajo del aforo (marca del matraz). Si estuviera por encima, ya no habría remedio. Habría que volver a empezar.

5º: Con ayuda de la pipeta, vertemos agua poco a poco, gota a gota si es preciso, hasta enrasar. Recuerda que es la parte de abajo del menisco (superficie del líquido) la que indica el verdadero volumen de la disolución.

Disolución preparada a partir de otra de concentración conocida (dilución).

Ejemplo: preparación de 100 mL (0,1 L) de disolución 0,5 M de HCl en agua, a partir de una disolución comercial al 35% y $d = 1,18 \text{ g/mL}$

Pasos:

1º: Hacemos los cálculos. Tenemos dos disoluciones.

disolA (comercial) $35\% \rightarrow 35 \text{ g HCl en } 100 \text{ g disolA}$

$$d = 1,18 \text{ g/mL} = 1180 \text{ g/L} \rightarrow 1180 \text{ g disolA en } 1 \text{ L disolA}$$

disolB (la que hay que preparar) $0,5 \text{ M} \rightarrow 0,5 \text{ mol HCl en } 1 \text{ L disolB}$

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5$$

Hay que preparar 100 mL = 0,1 L disolB

$$0,1 \text{ L disolB} \cdot \frac{0,5 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolB}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disolA}}{35 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L disolA}}{1180 \text{ g disolA}} = 0,0044 \text{ L disolA} = 4,4 \text{ mL disolA}$$

2º: En un vaso de precipitado de 100 mL vertemos con el frasco lavador un poco de agua.

3º: Abrimos el frasco de ácido comercial. Con ayuda de la pipeta, tomamos el volumen necesario que hemos calculado y lo vertemos poco a poco en el vaso de precipitado. Añadimos más agua hasta algo menos de la cantidad que nos piden (recuerda que no puedes pasar de ese volumen).

4º: Con ayuda del embudo, vertemos la disolución en el matraz. Si todo ha sido correcto, el nivel del líquido debe estar cerca pero por debajo del aforo (marca del matraz). Si estuviera por encima, ya no habría remedio. Habría que volver a empezar.

5º: Con ayuda de la pipeta, vertemos agua poco a poco, gota a gota si es preciso, hasta enrasar. Recuerda que es la parte de abajo del menisco (superficie del líquido) la que indica el verdadero volumen de la disolución.

ACTIVIDADES:

- 1.- Se prepara una disolución, colocando en un vaso 5 g de sal común (cloruro de sodio) y añadiendo 20 g de agua. Una vez disuelta la sal se tiene un volumen de 21,7 mL. Calcular:
 - a) Concentración de dicha disolución en % en peso.
 - b) Concentración en g/L y la molaridad.
 - c) Molalidad
 - d) Fracción molar de soluto y disolvente.
- 2.- Calcular la molaridad de una disolución que contiene:
 - a) 4,41 gramos de cloruro de sodio en 0,75 litros de disolución.
 - b) 34,8 gramos de sulfato de potasio en 2 litros de disolución.
- 3.- En 300 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico hay 12 gramos de dicha sustancia. Calcular su concentración molar.
- 4.- ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio hay en 2 litros de una disolución 0,001 M de esta sustancia?
- 5.- Se disuelven 2,5 g de ácido sulfúrico puro en agua y se enrasa a 125 mL. ¿Cuál es la molaridad de la disolución?
- 6.- ¿Qué cantidad de glucosa C₆H₁₂O₆ se necesita para preparar 100 mL de disolución 0,1 M?
- 7.- ¿Qué cantidad de NaOH se necesita para preparar 0,5 L de disolución 3,5 M?
- 8.- Se disuelven 50 g de amoníaco en agua hasta obtener 650 mL de disolución. Sabiendo que la densidad de la disolución resultante es 950 kg/m³. Indicar la concentración de la misma en: g/L, molaridad y porcentaje másico (%).
- 9.- Se disuelven en agua 10 g de nitrato de plata hasta obtener 600 mL de disolución. ¿Cuál es la concentración en g/L y la molaridad de la disolución obtenida?
- 10.- 15 g de cloruro de sodio se disuelven en 60 g de agua. Calcular el porcentaje másico de soluto en la disolución obtenida, y las fracciones molares de soluto y disolvente
- 11.- Se han de preparar 500 mL de una disolución de cloruro de potasio 0,1 M. ¿Qué cantidad, en gramos, del mismo se necesitan?
- 12.- Calcular cuál es la concentración molar de una disolución obtenida disolviendo en agua 5,85 g de cloruro de sodio, hasta obtener 10 litros de disolución.
- 13.- Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. Calcular la masa de ácido clorhídrico disuelta en 100 mL de dicha disolución.
- 14.- Calcula la concentración en g/L, la molaridad, la molalidad y el porcentaje másico de una disolución de KClO₃, sabiendo que al evaporar 20 mL de la misma, que pesaban 21 g, se ha obtenido un residuo de 1,45 g de KClO₃.
- 15.- ¿Cuántos gramos de una disolución al 8% de sulfato de sodio necesitamos para que el contenido en sulfato de sodio sea de 3 g?
- 16.- ¿Qué % de sal común (NaCl) contiene el agua de mar si de 2 kg de agua salada obtenemos 50 g de sal?
- 17.- a) ¿Cuántos gramos de ácido acético (C₂H₄O₂) hay en un litro de vinagre cuya concentración es 0,6 M?
b) ¿Cuántos mL de una disolución 1,5 M de HCl deberemos tomar para tener 15 g de HCl?
- 18.- Tenemos una disolución al 20% en peso de cloruro de sodio en agua, con una densidad de 1,2 g/cm³. Calcular molaridad, molalidad de la disolución, y fracción molar de cada componente.
- 19.- Se tiene una disolución de H₂SO₄ al 95,6% y cuya densidad es 1,7 g/mL. Calcular la concentración de la disolución en g/L y molaridad.
- 20.- Calcular la molaridad de una disolución acuosa de ácido nítrico al 33,82% en peso si su densidad es 1,22 g/mL.
- 21.- Calcula la molaridad de una disolución de ácido clorhídrico concentrado de la que conocemos su densidad (d = 1,12 g/mL) y su riqueza 35%.

- 22.** Tenemos una disolución 0,2 M de ácido sulfúrico en agua, de densidad 1,01 g/cm³. Calcular:
- Concentración en % en peso.
 - Molalidad de la disolución.
 - Fracción molar de soluto y disolvente.
- 23.** Se disuelven 12 g de NaOH con agua hasta completar 250 mL de disolución. Hallar:
- Número de moles de soluto.
 - Concentración de la disolución en mol/L.
- 24.** Tenemos una disolución 5 M de ácido clorhídrico (HCl), con una densidad de 1,15 g/cm³. Calcular:
- Su concentración centesimal (%)
 - Nº de moles y masa de HCl que contendrá un volumen de 150 mL de dicha disolución.

Preparación de disoluciones. Dilución:

- 25.** a) ¿Cuántos gramos de ácido nítrico (HNO₃) hay en 20 mL de una disolución 0,02 M en agua?
b) Determinar la cantidad de agua que hay que añadir a esos 20 mL para que la disolución pase a ser 0,0125 M
- 26.-** Calcular qué volumen de disolución de cloruro de sodio 1 M se necesita para preparar 100 mL de una disolución de cloruro de sodio 0,02 M.
- 27.-** Calcular el volumen de agua que debe añadirse a 250 mL de una disolución 1,25 M, para hacerla 0,5M.
- 28.-** Qué volumen de una disolución 5 M de ácido sulfúrico hemos de tomar para preparar otra disolución de ácido sulfúrico cuyas características son: 500 mL, 0,5 M.
- 29.** Se desea preparar un litro de disolución 1 M de ácido sulfúrico (H₂SO₄) a partir de un ácido comercial cuya etiqueta indica su concentración centesimal : 97,6 %, y su densidad: 1,85 g/cm³. Calcular:
- La masa de un litro del ácido comercial.
 - Gramos de ácido sulfúrico contenidos en ese litro.
 - Moles de ácido sulfúrico contenidos en ese litro.
 - Molaridad de dicho ácido comercial.
 - Volumen de ácido comercial necesario para preparar la disolución que nos piden.
- 30.-** 9,013g de propanol (C₃H₈O) se disuelven en una cantidad suficiente de agua para obtener 0,750 L. de disolución; 50mL de esta se diluyen a 500 mL. ¿Qué molaridad tienen las dos disoluciones?
- 31.-** ¿Qué volumen de disolución de ácido nítrico al 36% y densidad 1,22 g/mL, es necesario para preparar 0,25 L. de disolución 0,25 M?
- 32.-** ¿Qué concentración molar tendrá una disolución de ácido perclórico, si tomamos 50 mL de la misma y le añadimos agua hasta alcanzar un volumen final de 1 L y una concentración 0,5 M. ?
- 33.** Queremos fabricar 100 cm³ de disolución 0,1 M de ácido clorhídrico en agua, a partir de una disolución ya existente en laboratorio, cuya concentración es 2 M. Calcular la cantidad de disolución del laboratorio que debemos coger para fabricarla, y explicar los pasos a seguir.
- 34.** Resolver el ejercicio anterior, pero a partir de una disolución comercial de HCl (37,5 % en peso y d = 1,19 g/cm³).
- 35.** Tenemos 250 cm³ de disolución de cloruro de sodio en agua 2 M, y queremos diluirla hasta 0,3 M. ¿Qué cantidad de agua debemos añadir?
- 36.** Repetir el ejercicio anterior, pero a partir de una disolución al 25 % en peso y d = 1,25 g/cm³ .
- 37.** Mezclamos 400 mL de una disolución 0,5 M de amoniaco en agua con 100 mL de otra disolución 2 M de la misma sustancia. ¿Qué molaridad tendrá la disolución resultante?

Propiedades coligativas

38. ¿A qué temperatura congelará una disolución de 9,5 g de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 20 g de agua?
39. ¿Cuál será la temperatura de ebullición de la mezcla del ejercicio anterior?
40. Calcula cuál será el punto de ebullición de una disolución que contiene 10,83 g de un compuesto orgánico de masa molar 120 g/mol en 250 g de ácido acético.
41. Un compuesto desconocido contiene un 42,3% C, 16,6 % N, 2,4% H y 37,8% O. La adición de 6,45 g de esa sustancia en 50 mL de benceno hace bajar la temperatura de fusión del benceno hasta 1,25 °C. ¿cuál es la fórmula molecular del compuesto? (densidad del benceno: 0,88 g/mL)
42. La presión osmótica de una disolución, a 20 °C, es de 4,2 atm; ¿qué presión osmótica tendrá a 50 °C?
43. A 37 °C, el plasma sanguíneo, isotónico con sus glóbulos rojos, tiene una concentración 0,3 M. si lo introducimos en un suero salino hipotónico, ¿qué sucederá? Calcula la presión osmótica de ambas disoluciones.
44. Una muestra formada por 2 g de un compuesto orgánico disuelto en 100 cm³ de disolución se encuentra a una presión de 1,31 atm, en el equilibrio osmótico. Sabiendo que la disolución está a 0°C, calcula la masa molecular del compuesto.
45. Se quiere saber la fórmula molecular de un compuesto del que se ha comprobado lo siguiente: una disolución acuosa formada por 2,02 g del mismo en un litro de disolución, ejerce una presión osmótica de 800 mmHg a una temperatura de 20 °C. Además, la combustión de 2,350 g de ese compuesto ha producido 2,248 g CO₂ y 0,920 g de agua. Calcule la fórmula molecular del compuesto.

SOLUCIONES:

- a) 20% Sal común (NaCl);
b) 230,4gNaCl/L(disolución);3,94M(mol/L) NaCl
c) 4,275 molar; d) $X_s=0,072$; $X_d=0,928$
- a) 0,1 M (mol/L) NaCl; b) 0,1M (mol/L) K₂SO₄
- 1,1 M (mol/L) HCl
- 0,1482 g Ca(OH)₂
- 0,204 M (mol/L) H₂SO₄
- 1,8 g C₆H₁₂O₆
- 70 g NaOH
- 76,9 g NH₃/L(disolución); 4,52 M (mol/L) NH₃; 8,1% NH₃
- 16,6 g AgNO₃/L(disolución); 0,1 M (mol/L) AgNO₃
- 20% NaCl, $X_s=0,071$, $X_d=0,929$
- 3,7275 g KCl
- 0,01 M (mol/L) NaCl
- 0,3645 g HCl
- 0,6M(mol/L)KClO₃; 0,604 mol/kg
72,5 g KClO₃/L(disolución); 7% KClO₃
- 37,5 g de disolución Na₂SO₄
- 2,5% Sal común (NaCl)
- a) 36 g ácido acético b) 274,3 mL disolución
- 4,1 M , $m = 4,27 \frac{\text{moles NaCl}}{\text{kg disolvente}}$,
 $x_s = 0,071$, $x_d = 0,929$
- 16,58M(mol/L)H₂SO₄; 1625,2gH₂SO₄/L(disolución)
- 6,55 M (mol/L) HNO₃
- 11,52 M (mol/L) HCl
- a) 1,94 % b) $m = 0,2 \frac{\text{moles H}_2\text{SO}_4}{\text{kg disolvente}}$ c) $X_s = 0,0036$
 $X_d = 0,9964$
- 0,3 mol NaOH, 1,2 M
- a) 15,87 % , b) 0,75 mol HCl, 27,38 g HCl
- a) 0,0252 g HNO₃ , b) 12 mL agua
- V = 2 mL de la 1ª disolución
- 375 mL
- 50 mL
- a)1850 g disol , b) 1805,6 g H₂SO₄ , c) 18,42 mol H₂SO₄ , d) 18,42 M , e) 54,3 mL
- 0,2 M y 0,02 M
- 9 mL
- 10M
- 5 mL
- 1,3 mL
- 1,42 L de agua
- 4,22 L de agua
- 0,8 M
- 14,23 °C
- 103,98 °C
- 119,108 °C
- C₆N₂H₄O₄
- 4,6 atm
- Pasará agua al interior del glóbulo rojo, que se hinchará. $\pi_1 = 7,63$ atm , $\pi_2 = 5,08$ atm.
- 341,88 g/mol
- CH₂O₂