

DISOLUCIONES

Una disolución es una mezcla homogénea (los componentes no se pueden distinguir a simple vista) de dos a más sustancias.

En las disoluciones hay que distinguir el **soluto**, el **disolvente** y la propia **disolución**

Soluto, es la sustancia que se disuelve.

Disolvente, es la sustancia en la que se disuelve el soluto.

Disolución, es el conjunto formado por el soluto y el disolvente

En aquellos casos en los que pueda existir duda sobre quién es el soluto y quién el disolvente se considera disolvente al componente que está en mayor proporción y soluto al que se encuentra en menor proporción.

Hay muchos tipos de disoluciones. Se mencionan a continuación las más importantes:

Disoluciones sólido - líquido. Ejemplo: azúcar y agua. El soluto es el sólido y el disolvente el líquido.

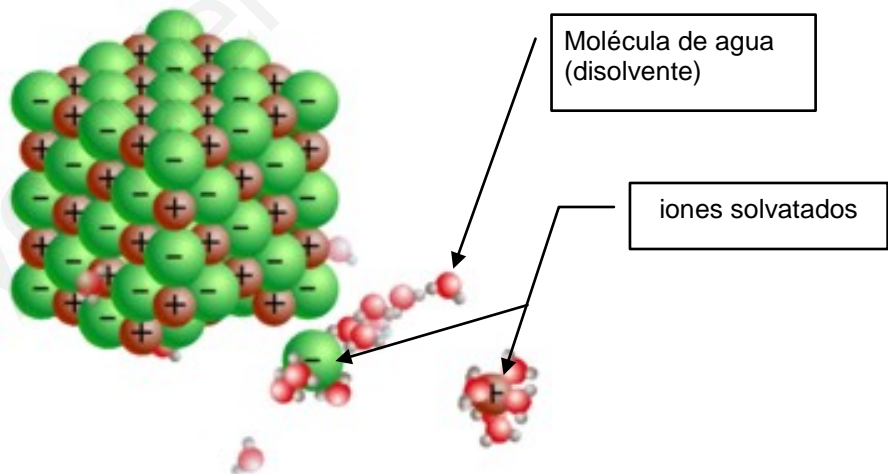
Disoluciones líquido - líquido. Ejemplo: alcohol y agua. Si preparamos una disolución mezclando 250 cm³ de alcohol y 500 cm³ de agua, el soluto será el alcohol y el disolvente el agua.

Disoluciones líquido- gas. Ejemplo: oxígeno y agua. El soluto es el gas, el disolvente el líquido.

Disoluciones gas - gas. Ejemplo: el aire. Se considera soluto el oxígeno (21%) y disolvente el nitrógeno (79%) (se considera que el aire está formado sólo por oxígeno y nitrógeno).

La disolución de un sólido es un proceso bastante complejo que implica la rotura de los enlaces existentes entre los iones del sólido que abandonan el cristal y se rodean de moléculas del disolvente (**solvatación**).

La solvatación de los iones es un proceso exotérmico, gracias al cual la disolución del sólido es un proceso espontáneo.



¿Cuánto soluto se puede disolver en una cantidad dada de disolvente?

Podemos contestar que **una cantidad máxima**. Si vamos añadiendo soluto (p.e. azúcar) poco a poco, observamos que al principio se disuelve sin dificultad, pero si seguimos añadiendo llega un momento en que el disolvente no es capaz de disolver más soluto y éste permanece en estado sólido, “posando” en el fondo del recipiente.

La cantidad máxima de soluto que se puede disolver recibe el nombre de **solubilidad** y depende de varios factores:

- De quién sea el soluto y el disolvente. Hay sustancias que se disuelven mejor en unos disolventes que en otros.
- De la temperatura. Normalmente la solubilidad de una sustancia aumenta con la temperatura.

Como las disoluciones se pueden preparar mezclando cantidades variables de soluto y disolvente, se hace necesario establecer una forma para poder indicar estas cantidades, lo que se conoce con el nombre de **concentración de la disolución**.

Una manera (muy poco precisa) de indicar la concentración de una disolución es con las palabras: **diluida, concentrada y saturada**.

Disolución diluida: aquella que contiene una cantidad pequeña de soluto disuelto.

Disolución concentrada: si tiene una cantidad considerable de soluto disuelto.

Disolución saturada: la que no admite más soluto (ver más arriba)

Es fácil de entender que expresar la concentración de una disolución usando los términos diluida, concentrada o saturada es muy impreciso, por eso se hace necesario dar un valor numérico, lo que se conoce con el nombre de **concentración de la disolución**.

Una forma muy usada para expresar la concentración de una disoluciones son los g/L :

$$\text{Concentración en g/L} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Observar que en la definición se dice **litro de disolución** (conjunto de disolvente y soluto) no de disolvente.

Ejemplo 1.

Indica los pasos a seguir para preparar 150 cm³ de disolución de sal común de concentración 15 g/l.

Solución:

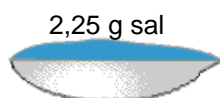
Según la definición de concentración en gramos litro dada más arriba, la disolución a preparar contendrá 15 g de sal común en 1 litro de disolución.

Calculo la cantidad de sal que contendrán los 150 cm³ de disolución:

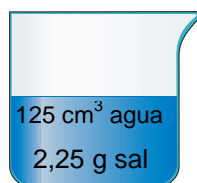
$$150 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{15 \text{ g sal}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 2,25 \text{ g de sal}$$

Para preparar la disolución sigo los siguientes pasos:

1. Se pesan en la balanza 2,25 g de sal.
2. En un vaso se echa una cantidad de agua inferior a 150 cm³. Por ejemplo, 125 cm³. Se disuelve la sal en el agua. Al final del proceso se puede observar que el volumen ya no es 125 cm³ sino algo más, debido a la presencia del soluto disuelto.
3. Se completa con agua hasta los 150 cm³.



1. Pesar el soluto



2. Disolver en un volumen de disolvente menor que el de la disolución que hay que preparar.



150cm³ disolución

3. Completar con más disolvente hasta el volumen de disolución pedido.

Ejemplo 2.

Disponemos de 500 cm³ de una disolución de azúcar en agua cuya concentración es de 20 g/l. Si queremos tener 7 g de azúcar ¿qué volumen de disolución deberemos tomar?

Solución:

Aprovechamos el dato de concentración para calcular la cantidad de soluto solicitada:

$$7 \text{ g azúcar} \frac{1 \text{ litro disolución}}{20 \text{ g azúcar}} = 0,35 \text{ l disolución} = 350 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Ejemplo 3

Preparamos una disolución de bicarbonato en agua, tal que su concentración sea de 25 g/l. Si tomamos 125 cm³ de esta disolución ¿qué cantidad de bicarbonato estaremos tomando?

$$125 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{25 \text{ g bicarbonato}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 3,13 \text{ g bicarbonato}$$

Otra forma de expresar la concentración, quizás la más característica, es la **molaridad**.

Se define molaridad (M) como moles de soluto por litro de disolución.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Ejemplo 4

Se desean preparar 250 cm³ de una disolución de cloruro potásico en agua, cuya concentración sea 0,30 M. Realizar los cálculos necesarios e indicar cómo se procedería.

Solución:

Una disolución 0,30 M es la que contiene 0,30 moles de soluto por litro de disolución. Calculamos por tanto la cantidad de soluto necesario:

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{0,30 \text{ moles KCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} \frac{74,6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 5,6 \text{ g KCl}$$

Factor que convierte cm³ de disolución en moles de soluto

Factor que convierte moles en gramos.

Disolveríamos 5,6 g de KCl en 200 cm³ de agua. Una vez disuelto lo transvasamos a un matraz aforado de 250 cm³ y completamos, enrasando con cuidado, hasta 250 cm³.

Ejemplo 5

Para cierta reacción química necesitamos tomar 5,4 g de sulfato de cobre (II) y se dispone de una disolución de dicha sal de concentración 1,50 M. Calcular el volumen de disolución que sería necesario tomar.

Solución:

$$5,4 \text{ g CuSO}_4 \frac{1 \text{ moles CuSO}_4}{159,6 \text{ g CuSO}_4} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1,50 \text{ mol CuSO}_4} = 22,6 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Factor que convierte gramos en moles.

Factor que convierte moles de soluto en cm³ de disolución.

Aunque la molaridad sea la forma más común de expresar la concentración de una disolución en química, también se usa bastante el **tanto por ciento en peso**.

Se define el tanto por ciento en peso como los gramos de soluto que hay por 100 g de disolución.

$$\text{Tanto por ciento en peso (\%)} = \frac{\text{g soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$

Normalmente esta forma de expresar la concentración viene complementada por el dato de la densidad de la disolución que permite transformar gramos de disolución en cm^3 .

Ejemplo 6.

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % ($d = 1,18 \text{ g/cm}^3$).

- Determinar el volumen de la misma que se debe tomar si se desea que contenga 10,5 g de HCl
- Calcular su concentración en moles/L.

Solución:

a)

$$10,5 \text{ g HCl} \frac{100 \text{ g disol.}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ disol}}{1,18 \text{ g disol}} = 25,4 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm^3 .

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

b)

$$\frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol.}} \frac{1,18 \text{ g disol}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disol}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol}}{1 \text{ L disol}} = 11,32 \frac{\text{moles HCl}}{\text{L}} = 11,32 \text{ M}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm^3 .

Factor que convierte gramos de soluto en moles.

Ejemplo 7

Se dispone de ácido nítrico del 70% ($d = 1,41 \text{ g/cm}^3$) y se desea preparar 250 cm^3 de una disolución 2,5 M. Indicar cómo se procedería.

Solución:

Primero calculamos la cantidad de soluto (HNO_3) necesario para preparar 250 cm^3 de disolución de concentración 2,5 M:

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disol.} \frac{2,5 \text{ moles HNO}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} = 0,625 \text{ moles HNO}_3$$

$$0,625 \text{ moles HNO}_3 \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 39,4 \text{ g HNO}_3$$

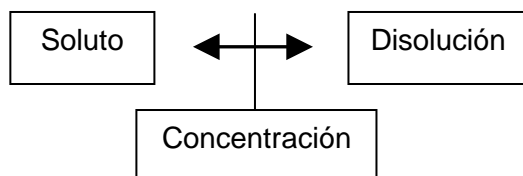
Calculamos ahora el volumen de ácido del 70% que contenga esa cantidad de HNO_3

$$39,4 \text{ g HNO}_3 \frac{100 \text{ g ácido}}{70 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,41 \text{ g ácido}} = 39,9 \text{ cm}^3 \text{ ácido}$$

Para preparar la disolución deberemos medir $39,9 \text{ cm}^3$ de ácido del 70 %, echar agua (unos 150 cm^3) en un matraz aforado de 250 cm^3 y verter el ácido sobre el agua. A continuación añadir más agua con cuidado hasta completar los 250 cm^3 .

A la hora de resolver problemas de disoluciones conviene tener en cuenta algunas cosas:

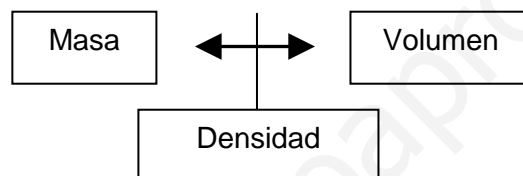
- La mayor parte de los problemas se reducen a transformar **soluto** en **disolución** o a la inversa. La clave para hacerlo está en el **dato de concentración** que es el factor de conversión que permite realizar la transformación buscada:



La dificultad estriba, normalmente, en que las unidades del soluto o de la disolución no coinciden con las del dato de concentración y es necesario realizar una transformación previa para poder introducir el factor de conversión facilitado por el dato de concentración.

Siendo un dato fundamental en la resolución del problema planteado es imprescindible explicitar con claridad cuál es el significado del dato de concentración.

- El dato de densidad de la disolución permite pasar de masa (g) de disolución a volumen (ml) de disolución.



Es conveniente tener claro la diferencia entre el dato de densidad (expresado normalmente en g/ml) y la concentración si está expresada en g/L o en g/ml

El dato de densidad se refiere siempre a la disolución y nos informa de cual es la masa de la unidad de volumen. Si tenemos, por ejemplo, una disolución de ácido sulfúrico cuya densidad sea $1,80 \text{ g/ml}$, podemos asegurar que si medimos 1 ml de la misma su masa será $1,80 \text{ g}$. O bien, que 250 ml (por ejemplo) tendrán una masa de 450 g .

Ejemplo. 8

Se necesitan $1,30$ moles de ácido nítrico (HNO_3). ¿Qué volumen de ácido del 36% y $d = 1,22 \text{ g/ml}$ deberemos tomar?

Solución:

El problema radica en pasar de soluto (HNO_3) a disolución (del 36%).

Analicemos el dato de concentración:

Ácido del 36% significa que de 100 g de disolución (que llamaremos "ácido") 36 g son de ácido nítrico puro (HNO_3) y el resto (64 g) de agua. Es decir:

$$\frac{36 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g ácido}}$$

Partamos del dato ($1,30$ moles de HNO_3). Si tratamos de convertirlo en disolución (ácido) usando el dato de concentración (ver arriba), vemos que no es posible, ya que en éste el soluto no está expresado en moles sino en gramos. En consecuencia hemos de introducir un factor de conversión previo que transforme moles en gramos:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} = 227,5 \text{ g ácido}$$

Diagram labels for the calculation above:

- Dato de partida** points to $1,30 \text{ moles HNO}_3$.
- Factor intermedio para transformar moles en gramos** points to $\frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3}$.
- Dato de concentración** points to $\frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3}$.

Para llegar a la solución buscada sólo nos resta transformar gramos de ácido en ml de ácido, para lo cual usamos el dato de densidad:

$$227,5 \text{ g ácido} \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml}$$

Dato de densidad.

El problema puede resolverse en un sólo paso enlazando todos los factores según se muestra a continuación:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \text{ g ácido}} = 186,5 \text{ ml ácido}$$

- A la hora de preparar una disolución **el primer dato que deberemos de tener es la cantidad de soluto necesario**. Si no nos lo dan, ese será el primer cálculo. Una vez obtenido estamos en el caso típico de pasar de soluto a disolución.

Ejemplo. 9

Se desea preparar 250 ml de una disolución 0,5 M a partir de otra 6,5 M. Indicar el procedimiento

Solución:

El primer paso será saber la cantidad de soluto necesario partiendo del dato dado en el enunciado, 250 ml de disolución (paso de disolución a soluto):

$$250 \text{ ml disolución} \frac{0,5 \text{ moles soluto}}{1000 \text{ ml disol}} = 0,125 \text{ moles soluto}$$

Ahora transformamos moles de soluto en volumen de la segunda disolución (paso de soluto a disolución):

$$0,125 \text{ moles soluto} \frac{1000 \text{ ml disol}}{6,5 \text{ moles soluto}} = 19,2 \text{ ml disolución}$$

Como en el ejemplo anterior el problema se puede resolver en un solo paso (dis1= disolución 0,5 M y dis2 = disolución 6,5 M)

$$250 \text{ ml dis1} \frac{0,5 \text{ moles soluto}}{1000 \text{ ml dis1}} \frac{1000 \text{ ml dis2}}{6,5 \text{ moles soluto}} = 19,2 \text{ ml dis2}$$

Procedimiento:

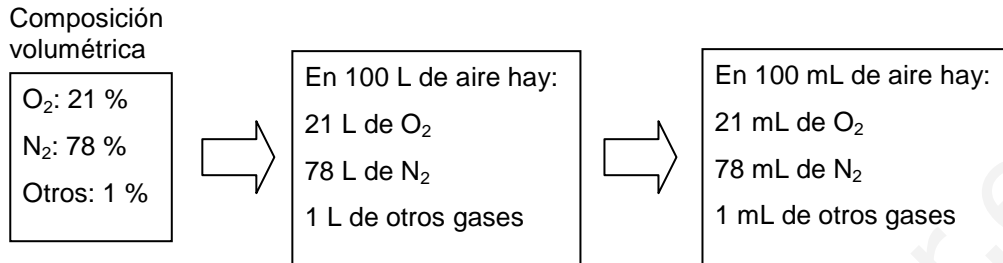
1. Medimos 19,2 ml de la disolución 6,5 M. Esos 19,2 ml contienen 0,125 moles de soluto.
2. Añadimos agua hasta completar 250 ml de disolución. La disolución obtenida contendrá, por tanto, 0,125 moles de soluto en 250 ml de disolución (será 0,5 M)

El tanto por ciento en volumen es otra forma de expresar la concentración usada, fundamentalmente en mezclas de gases y, también, para expresar la graduación alcohólica de las bebidas

Se define el tanto por ciento en volumen como el volumen de soluto que hay en 100 volúmenes de disolución:

$$\text{Tanto por ciento en volumen (\%)} = \frac{\text{volumen soluto}}{100 \text{ volúmenes disolución}}$$

Un ejemplo típico de esta forma de dar la concentración es la composición volumétrica del aire:



Un dato importante es que existe una relación entre el tanto por ciento en volumen, el número de moles de cada componente y el número de moles totales de gas (mezcla):

- Aplicando la ecuación de los gases, el volumen (total) de la mezcla vendría dado por:

$$P V_{\text{Tot}} = n_{\text{Tot}} R T; \quad V_{\text{Tot}} = \frac{n_{\text{Tot}} R T}{P}$$

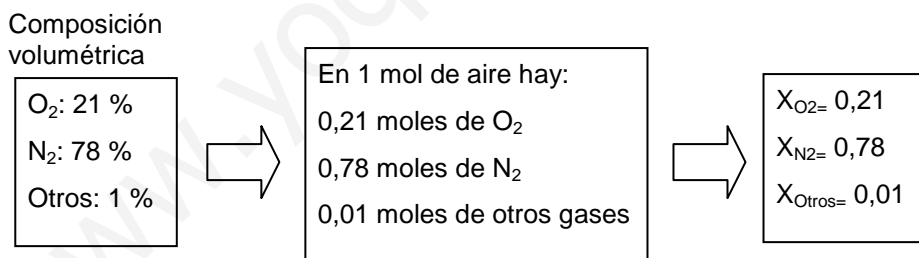
- El volumen ocupado por el gas A a la temperatura y presión de la mezcla, sería:

$$P V_A = n_A R T; \quad V_A = \frac{n_A R T}{P}$$

- Dividiendo ambas expresiones, obtenemos: $\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{\frac{n_A R T}{P}}{\frac{n_{\text{Tot}} R T}{P}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A$; $\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A$

Por tanto: $\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A = \frac{\% \text{volumen}}{100}$; $x_A = \text{fracción molar del componente A} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}}$

Así, considerando el ejemplo del aire, podemos decir que:



En el caso de las bebidas alcohólicas los grados son, ni más ni menos, **el tanto por ciento en volumen de alcohol**. Así, un vino cuya graduación alcohólica sea de un 12,5^o es de un 12,5 % en volumen en alcohol. Es decir, en 100 mL de vino hay 12,5 mL de alcohol (puro). Si consideramos que la densidad del alcohol es de 0,8 g/mL se puede calcular fácilmente la masa de alcohol ingerida:

$$12,5 \text{ mL alcohol} \frac{0,80 \text{ g alcohol}}{1 \text{ mL alcohol}} = 10 \text{ g alcohol}$$

La OMS recomienda no sobrepasar los 30 g de alcohol/día para los hombres y los 20 g de alcohol/día para las mujeres.

El nivel de alcohol en sangre (máximo permitido en la conducción de vehículos: 0,5) se puede calcular a partir de las expresiones siguientes:

Hombres

$$\frac{\text{g alcohol ingerido}}{\text{Masa corporal (kg)} \cdot 0,70}$$

Mujeres

$$\frac{\text{g alcohol ingerido}}{\text{Masa corporal (kg)} \cdot 0,60}$$

Propiedades coligativas

Se denominan **propiedades coligativas a aquellas que dependen solo de la cantidad de partículas** (átomos, iones o moléculas) de soluto presentes en la disolución y no de la naturaleza de las mismas.

Estudiaremos aquí tres propiedades coligativas de las disoluciones:

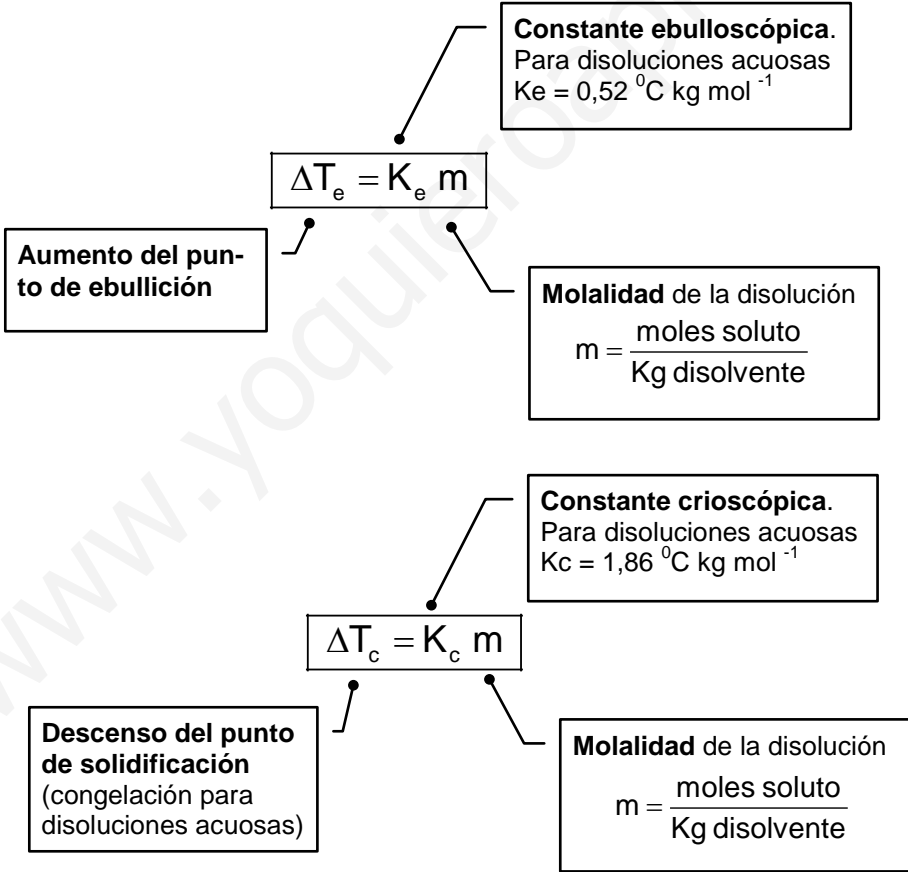
1. **La temperatura de ebullición.**
2. **La temperatura de solidificación (o fusión).**
3. **La presión osmótica**

Temperaturas de ebullición y fusión de una disolución

Cuando se disuelve un soluto (no volátil) en un líquido se puede comprobar experimentalmente que:

- **Se produce un aumento de la temperatura de ebullición** (la disolución hierve a temperatura más alta que el líquido puro), fenómeno conocido con el nombre de **aumento ebulloscópico**.
- **Se produce un descenso del punto de solidificación** (la disolución pasa a sólido a una temperatura inferior a la del líquido puro), lo que se conoce con el nombre de **descenso crioscópico**.

La variación en los puntos de ebullición o de solidificación se puede calcular a partir de las siguientes expresiones:



El esparcir sal (cloruro de sodio) en las carreteras en invierno para impedir la formación de hielo, tiene su fundamento, precisamente, en el descenso de la temperatura de congelación de las disoluciones acuosas respecto a la temperatura de congelación del agua pura.

Si llueve, o la calzada se humedece por cualquier causa, la sal, al disolverse en el agua, forma una disolución que congela a una temperatura más baja de $0 \text{ }^\circ\text{C}$, lo que impide que se forme hielo en la calzada.

Los anticongelantes usados en los automóviles son disoluciones acuosas de etilenglicol (1,2-etanodiol : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) o de propilenglicol (1,2-propanodiol: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_2$) en agua. La disolución resultante tiene un punto de

congelación por debajo de 0°C, evitando que el líquido del sistema de refrigeración del automóvil se congele si la temperatura desciende mucho en invierno (también sube la temperatura de ebullición).

Ejemplo. 10

Un anticongelante indica que es una mezcla de etilenglicol (C₂H₆O₂) en agua al 25%, calcular a qué temperatura congelará la mezcla si la constante crioscópica es 1,86 °C kg mol⁻¹

Solución:

Recordando que el descenso crioscópico se puede calcular a partir de la expresión:

$$\Delta T_c = K_c m$$

y que la molalidad se define como los moles de soluto /Kg de disolvente, calculemos la molalidad de la disolución:

A partir del dato del % en masa: en 100 g de disolución hay 25 g de etilenglicol y 75 g de agua:

$$\frac{25 \text{ g etilen}}{75 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol etilen}}{62 \text{ g}} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 5,38 \frac{\text{mol etilen}}{\text{kg H}_2\text{O}}$$

Por tanto:

$$\Delta T_c = K_c m = 1,86 \frac{^\circ\text{C kg}}{\text{mol}} \cdot 5,38 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 10,0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Como se produce un descenso de 10°C en el punto de congelación, la mezcla congelará a -10°C.

Ósmosis y presión osmótica

Si tenemos agua y una disolución acuosa separadas por una barrera semipermeable (celofán, pergamino, vejigas animales, algunas porcelanas... etc.) a través de cuyos poros puedan pasar solo las moléculas del disolvente, pero no las del soluto, se observa **un flujo de disolvente hacia la disolución**⁽¹⁾. **Este fenómeno recibe el nombre de ósmosis** (ver figura 1.a).

La ósmosis se produce, igualmente, si se separan por una membrana semipermeable dos disoluciones de distinta concentración. El flujo de disolvente se produce, entonces, de la disolución más diluida a la más concentrada.

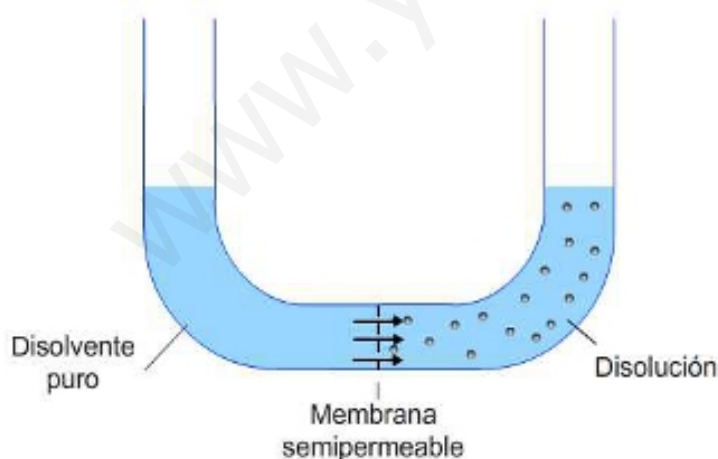


Figura 1.a

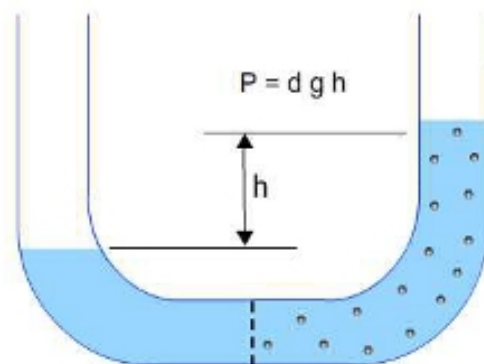
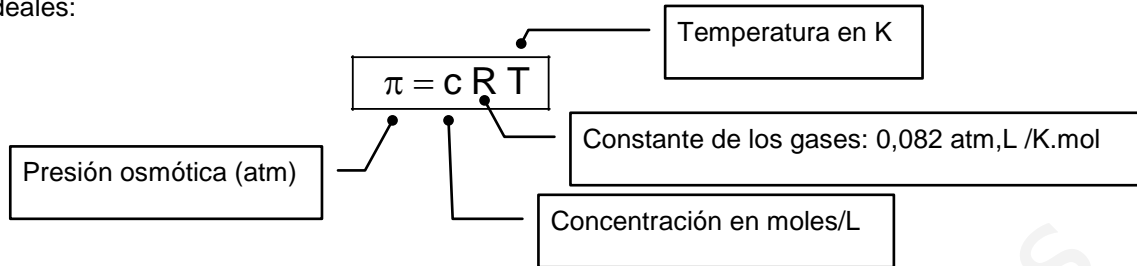


Figura 1.b

⁽¹⁾ En realidad el flujo de disolvente se realiza en ambas direcciones, pero como es más intenso en el sentido disolvente puro-disolución, el resultado neto es un trasvase de disolvente hacia la disolución.

Como consecuencia de la ósmosis **aparece una diferencia de presión entre el disolvente puro y la disolución** (ver figura 1.b) denominada **presión osmótica**. **Llega un momento que el flujo de disolvente en ambos sentidos se iguala, alcanzándose el equilibrio.**

La presión osmótica no depende del tipo de soluto disuelto, sino de la cantidad de partículas disueltas (moles) y, en el caso de disoluciones diluidas, se puede calcular a partir de una ecuación similar a la de los gases ideales:



La ósmosis se puede detener si sobre la disolución se ejerce una presión que sea justamente la presión osmótica (ver figura 2.a). **Se puede definir la presión osmótica como la presión que ha de ejercerse sobre la disolución para evitar el paso de disolvente.**

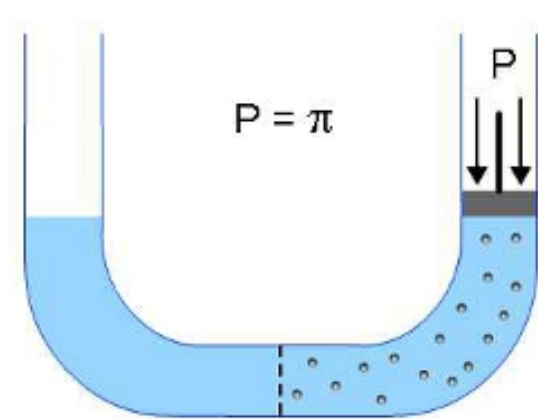


Figura 2.a

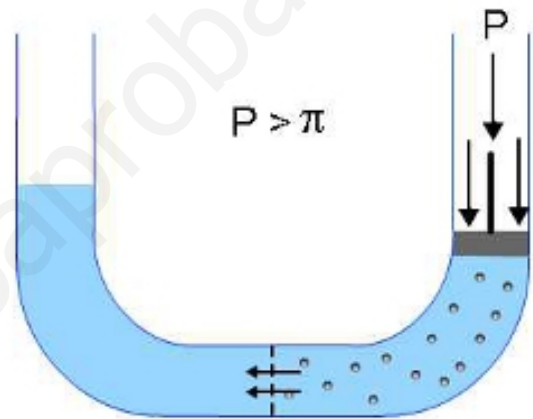


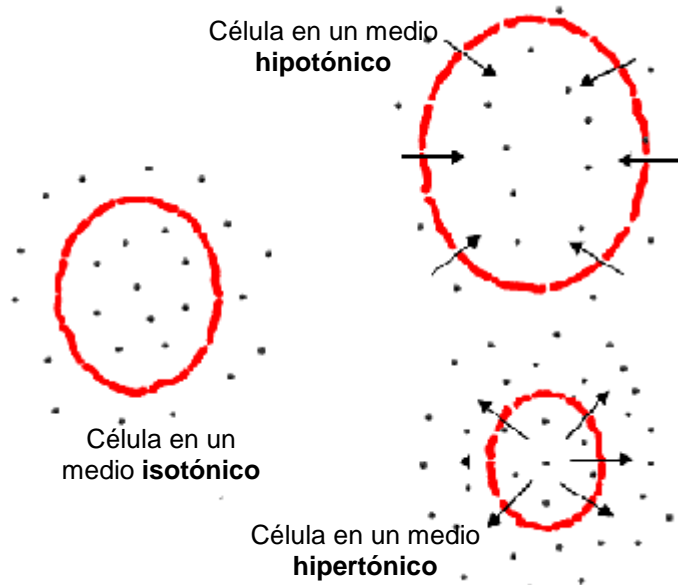
Figura 2.b

La presión osmótica, por tanto, nos da una medida de la tendencia del disolvente para fluir hacia la disolución, ya que cuanto mayor sea la presión osmótica de una disolución, mayor será esa tendencia.

Si ahora aplicamos sobre la disolución una presión superior a la osmótica se producirá la salida del disolvente en sentido contrario (ver figura 2.b). Esto es, desde la disolución hacia el disolvente puro, lo cual constituye una buena forma de **recuperar el disolvente de una disolución**. **Este proceso se denomina ósmosis inversa** y es el procedimiento usado en las plantas desalinizadoras en las que se obtiene agua dulce a partir del agua de mar.

La ósmosis juega un papel importante a nivel biológico, ya que una célula colocada en un medio cuya concentración sea idéntica a la del líquido intracelular (disolución isotónica) no intercambia disolvente con el medio, pero si la concentración del medio es inferior (disolución hipotónica) se produce una entrada de disolvente hacia la célula, que aumenta su tamaño.

Si la concentración del medio es superior (disolución hipertónica) se produce una salida del disolvente hacia el exterior y la célula se arruga y disminuye de tamaño.



DISOLUCIONES PROBLEMAS

1. Calcular la molaridad de una disolución de HCl que contiene 125,0 g de soluto en 800 ml de disolución.
Sol: 4,28 M
2. Indicar el procedimiento para preparar 500 ml de disolución 0,5 M de NaCl
Sol: Pesar 14,6 g de NaCl, disolver en menos de 500 ml y completar después hasta 500 ml
3. Tenemos una disolución 6 M de Na_2SO_4 . ¿Qué volumen de la misma deberemos tomar si queremos que contenga 125,5 g de soluto?
Sol: 147,3 ml
4. Calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar 250 ml de disolución 4,5 M
Sol: 45,0 g
5. Calcular el volumen de ácido clorhídrico 0,40 M que hemos de tomar para que contenga 0,32 moles.
Sol: 800 ml
6. Calcular la molaridad de un disolución de ácido sulfúrico al 98%, cuya densidad es 1,80 g/ml.
Sol: 18,00 M
7. Para cierta reacción química se necesitan 0,25 moles de HCl. ¿Qué volumen se ha de tomar de un ácido clorhídrico del 35 % y densidad 1,18 g/ml?
Sol: 22,1 ml
8. Calcular la molaridad de un disolución de ácido clorhídrico al 37,23%, cuya densidad es 1,19 g/ml.
Sol: 12,14 M
9. Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico (HNO_3) ¿Qué volumen de ácido del 36 % y densidad 1,22 g/ml deberemos tomar?
Sol: 186,5 ml
10. Se quiere preparar 500 ml de una disolución 0,30 M de ácido sulfúrico a partir de ácido de 98 % ($d = 1,80$ g/ml). Indicar el procedimiento a seguir.
Sol: medir 8,3 ml de ácido concentrado, disolver en agua lentamente y agitando (echar el ácido sobre el agua) y completar, una vez disuelto, hasta los 500 ml
11. Se quiere preparar 2,0 litros de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico y para ello se dispone de ácido del 37 % ($d = 1,19$ g/ml). Indicar el procedimiento a seguir.
Sol: medir 82,9 ml de ácido concentrado, disolver en agua lentamente y agitando y completar, una vez disuelto, hasta los 2,0 litros.
12. Se toman 72,0 g de ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) y se disuelve en un poco de agua, completando posteriormente con agua hasta los 600 ml. Posteriormente se toman 100 ml a los que se añaden 200 ml de una disolución 4,0 M de ácido acético y después se completa con agua hasta el medio litro. ¿Cuál será la molaridad de la disolución final?
Sol: 2,0 M
13. Calcular los puntos de ebullición y congelación de una disolución 0,2 molal ($K_e = 0,52$ °C kg mol⁻¹; $K_c = 1,86$ °C kg mol⁻¹)
Sol: $T_b = 100,104$ °C; $T_c = - 0,372$ °C
14. Calcular, a 18 °C, la presión osmótica de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), que contiene 1,0 g de sustancia en 20 cm³
Sol: 6,63 atm.