



FQ1 - Tema 1.4: La teoría atómico-molecular: Disoluciones

Física y Química	
1.º Bachillerato	Contenidos
La teoría atómico-molecular Disoluciones	

1. Descripción de las disoluciones

La mayoría de las sustancias que se utilizan en la vida diaria están en disolución o se disuelven antes de usarlas (limpiador amoniacal, que es disolución de amoníaco en agua, o azúcar, que disolvemos para que endulce el café).

Además de sólidos como el azúcar o gases como el amoníaco, también hay líquidos disueltos, como es el caso del etanol en las bebidas alcohólicas.

En todos los casos, el disolvente más utilizado es el agua, pero no es el único, ya que hay sustancias que no se disuelven en ella. En este tema solamente vas a tener en cuenta el caso del agua, aunque todas las consideraciones que se hagan son válidas para cualquier otro disolvente.

¿Qué composición tienen las disoluciones? ¿Cómo puedes preparar una disolución con la composición que te interese? ¿Cómo diluyes una disolución para obtener otra? ¿Qué propiedades tienen las disoluciones?



Imagen de elaboración propia



[Imagen](#) de Itaybaen Wikimedia Commons. [CC](#)

Una disolución es una **mezcla homogénea** de dos o más sustancias; es decir, no se pueden distinguir las sustancias que forman la mezcla. En sentido estricto, el aire es una disolución (mezcla homogénea de varios gases) y las [aleaciones](#) metálicas también. Sin embargo, son más importantes las disoluciones en fase líquida, tanto en la vida diaria como en el laboratorio y la industria.

La sustancia que se encuentra en mayor proporción es el **disolvente**, agua habitualmente. La sustancia que se disuelve se llama **soluto**, y puede ser sólida (sal común), líquida (alcohol) o gaseosa (ácido clorhídrico).



[Imagen](#) en intef, [CC](#)

El proceso de disolución es un **proceso físico**, ya que si se calienta la disolución se separan disolvente y soluto: si es un gas, sale el gas de la disolución; si es un líquido, se evapora antes el líquido más [volátil](#) (destilación), y si es un sólido, queda como residuo seco tras evaporarse el disolvente.

Una disolución se dice que está **diluida** cuando hay una cantidad pequeña de soluto en una cantidad determinada de disolvente; si la cantidad disuelta es grande, se dice que está **concentrada**, y si ya no se puede disolver más sustancia, se dice que está **saturada**.

Se llama **solubilidad** de una sustancia a la cantidad máxima de sustancia que se puede disolver en una cantidad determinada de disolvente para una temperatura dada. Por ejemplo, la solubilidad de la sal común

es de 370 gramos por litro de agua, a una temperatura de 20 °C.

¿Qué diferencia hay a simple vista entre el agua de mar (agua con sales disueltas) y el agua pura (agua destilada, que no tiene sustancias disueltas)?: ninguna, ya que es una mezcla homogénea y no tiene color. Sin embargo, hay diferencias: el agua de mar tiene sabor salado, su densidad es mayor, al calentarla y evaporar el agua se obtiene un residuo seco debido a las sustancias disueltas,

Si además la sustancia disuelta es coloreada, como es el caso del sulfato de cobre, de color azul, la disolución también se colorea, y con mayor intensidad cuanto más sustancia hay disuelta y más concentrada está la disolución.



[Imagen](#) de Benjah-bmm27 en Wikimedia. [Dominio público](#)

2. Medidas de composición

La composición de las disoluciones se expresa como una proporción entre la cantidad de soluto disuelta y la cantidad de disolvente utilizado o la cantidad de disolución formada.

Evidentemente, se obtienen disoluciones idénticas disolviendo 10 g de sal común en 100 mL de agua que 20 g en 200 mL, ya que la proporción es la misma, y las dos disoluciones formadas tendrán las mismas propiedades.

Gramos por litro

Mide la masa de soluto disuelta por litro de disolvente o de disolución (esto último es lo más habitual).

Porcentaje en masa (%)

Mide el porcentaje en masa de soluto respecto de la disolución formada.

Porcentaje en volumen (%)

Se utiliza cuando el soluto es líquido, caso de las bebidas alcohólicas (etanol) o del vinagre (ácido acético). Se habla de grado alcohólico o de grado de acidez, respectivamente, y también se indica como °.

Fíjate en que las botellas de cerveza indican 5°, las de vino 12 ó 13°, las de vinagre 6°,...



Reflexiona

Observa la etiqueta de una botella de agua mineral. Fíjate en que la composición se indica en MG/L: la notación es incorrecta, ya que se debe escribir mg/L.

¿Qué volumen de esta agua mineral se debe evaporar para obtener un gramo de residuo seco?

Si la cantidad de sodio que se puede tomar al día es de 1,5g (favorece la hipertensión), ¿crees que esta agua es adecuada para las personas hipertensas?

ANÁLISIS QUÍMICO (MG/L)	
Residuo Seco	195
Calcio	69
Sodio	0,6
Magnesio	1,5
Bicarbonatos	197
Sulfatos	14,6
Cloruros	1,1

Lab. CNTA Marzo 2007.
Conservar en lugar fresco, limpio y seco. Proteger de la luz solar y olores agresivos. Por su seguridad, no rellenar este envase y exija que se abra en su presencia. Una vez abierto, conservar en frío y consumir en los 2-3 días siguientes a su apertura.

Imagen de elaboración propia

Se llama residuo seco a las sustancias disueltas que aparecen como sólidos al eliminar el disolvente de la disolución. El residuo seco en este caso es de 195 mg/L, y se forma cuando se toma 1 litro de esta agua mineral y se evapora toda el agua.

El volumen de agua mineral que contiene un gramo de residuo seco se obtiene fácilmente:

$$\frac{1L}{0.195g} = \frac{V}{1g} \Rightarrow V = \frac{1L}{0.195g} \cdot 1g = 5.128L$$

Cada litro de agua contiene solamente 0,6 mg de sodio, por lo que se trata de un agua adecuada para dietas con poco sodio (¡tal y como indica en la propia etiqueta!). Para calcular el volumen de agua que habría que tomar para alcanzar el límite basta con realizar una regla de tres:

$$\frac{1L}{0.0006g} = \frac{V}{1.5g} \Rightarrow V = \frac{1L}{0.0006g} \cdot 1.5g = 2500L$$

Efectivamente se trata de un agua adecuada para este tipo de dietas.



Ejercicio Resuelto

El límite legal de alcohol en sangre para poder conducir un automóvil es de 0,5 g/L. Sabiendo que se absorbe un 15% del alcohol ingerido, que su densidad es de 0,8 g/mL y que una persona de 70 kg tiene unos 6 L de sangre, determina el volumen máximo de vino de 12,5° que puede tomar para no sobrepasar ese límite.

Como el límite son 0.5 g/L y hay 6 L de sangre, la cantidad de alcohol en sangre será de $m = 0.5 \text{ g/L} \cdot 6 \text{ L} = 3 \text{ g}$.

Para que se hayan absorbido, se ha tenido que tomar $m = 3 \text{ g} / 0.15 = 20 \text{ g}$ de alcohol (el 15% de 20 g son los 3 g que como máximo puede haber en la sangre).

Esos 20 g ocupan un volumen de $0.8 \text{ g/mL} = 20 \text{ g} / V_{\text{alcohol}}$; $V_{\text{alcohol}} = 25 \text{ mL}$.

Pero esta cantidad es el 12.5% del vino que se bebe, por lo que $V_{\text{vino}} = 25 \text{ mL} / 0.125 = 200 \text{ mL}$, que equivale a dos copas de vino.

¡Este resultado es real!: más de dos copas de vino hacen sobrepasar el límite de alcohol legal.



Comprueba lo aprendido

¿Cuál de las dos disoluciones tiene mayor porcentaje de sulfato de cobre disuelto?



[Imagen](#) en [intef](#). [CC](#)

Sugerencia

- ☐ La de la izquierda.
- ☐ La de la derecha.
- ☐ Las dos tienen la misma composición.

¡Incorrecto!

¡Correcto! El color es más intenso.

¡Incorrecto!

Solución

1. Incorrecto
 2. Opción correcta
 3. Incorrecto
-

2.1 Concentración

La concentración se mide en moles de soluto por litro de disolución (mol/L). Esta medida tiene el nombre tradicional de **Molaridad (M)** o **Concentración Molar**. La IUPAC aconseja no utilizar términos relacionados con molar, porque indican "por mol", y no tiene ese significado en este contexto, aunque se sigue utilizando con mucha frecuencia.

$$C = \frac{\text{moles} - \text{solute}}{\text{Volumen} - \text{disolución}}$$

Como mide la cantidad de sustancia de soluto por litro de disolución, se determina fácilmente sabiendo la composición en g/L : para pasar la masa a cantidad de sustancia no hay más que dividir por la masa molar del soluto.

De esta forma, se dice que una disolución de hidróxido de sodio tiene una concentración de 0,5 mol/L, que significa que hay disueltos 0,5 moles de NaOH en cada litro de disolución. Se sigue diciendo con mucha frecuencia que es 0,5 molar (0,5 M), pero es una terminología que está desaconsejada.

La **Molalidad, o concentración molal**, es otra de las formas de expresar la concentración de una disolución. Se representa por m y representa la cantidad de sustancia (n) disuelta en una determinada masa de disolvente en kilogramos. Se expresa en mol/kg

$$\text{molalidad (m)} = \text{moles soluto} / \text{masa disolvente}$$



Importante

Medidas de composición

El numerador indica cantidad de soluto, y el denominador, de disolución.

Medida de composición	Expresión
Masa por unidad de volumen	$\frac{m_s}{V_d}$
Porcentaje en masa	$\frac{m_s}{m_d} \times 100$

Porcentaje en volumen	$\frac{V_s}{V_d} \times 100$
Concentración	$\frac{n_s}{V_d}$



Ejercicio Resuelto

El ácido clorhídrico concentrado comercial (HCl) indica en su etiqueta que es del 35% en masa de soluto y de 1,19 g/mL de densidad.

Determina su concentración.

Quieres saber la cantidad de sustancia de soluto que hay disuelta en un litro de disolución. Como te dicen que la densidad es de 1,19 g/mL, sabes que un litro de disolución tiene una masa de 1190 g (1000 veces más que 1 mL); pero es soluto solamente el 35%, por lo que la masa de soluto por litro de disolución será $1190 \text{ g/L} \times 0,35 = 416,5 \text{ g}$ de HCl por litro de disolución.

Si divides esa cantidad por la masa molar, sabrás la cantidad de sustancia en lugar de la masa (consulta los datos de las masas atómicas de H y Cl en la tabla periódica). En resumen:

$$c = \frac{1190 \text{ g/L} \cdot 0,35}{36,5 \text{ g/mol}} = 11,41 \text{ mol/L}$$



Importante

Calcular la concentración de una disolución

Si te fijas en el ejercicio anterior, verás que se puede generalizar la siguiente fórmula, ya que se trata de un cálculo muy habitual en Química:

$$c = \frac{d \cdot \%}{M}$$

d: densidad de la disolución en g/L; %: porcentaje en masa de soluto; M: masa molar del soluto.



Análisis de sangre

Fíjate en los datos siguientes, correspondientes a un análisis de sangre real:

Hierro: 99 mg/dL (40-145 normal)

Glucosa: 81 mg/dL ó 4,50 mmol/L (70-115 normal)

Triglicéridos: 65 mg/dL ó 0,73 mmol/L (35-160 normal)

Colesterol: 184 mg/dL ó 4,76 mmol/L (120-200 normal)

Hemoglobina: 16,30 g/dL ó 10,12 mmol/L (13,50-18,00 normal)

Leucocitos: $6 \cdot 10^9$ /L (4,00-10,50 normal)

Puedes ver que se utilizan unidades como mg (miligramos), dL (decilitros), mmol (milimol, o milésimas de mol), además de las habituales g, mol y L.

También se hace conteo de unidades, como sucede en los leucocitos.

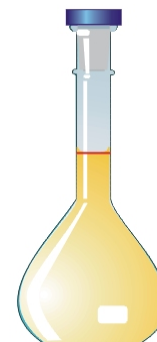
3. Preparación de disoluciones

¿Qué debes hacer para preparar una disolución con la composición que te interese?

Vas a ver el procedimiento para preparar 250 mL de disolución de NaCl (sal común) de concentración 0,4 mol/L. En el vídeo tienes detallados los pasos fundamentales.

<https://screencast-o-matic.com/embed?sc=cYeFI8x7dn&v=5&controls=1&title=0&dcc=1&ff=1>

[Video](#) de elaboración propia alojado en Youtube



[Imagen](#) en intef, CC

1. Prepara el material necesario: balanza, vidrio de reloj, espátula, vaso de precipitados, varilla, matraz aforado, frasco lavador con agua y sustancia a disolver (NaCl en este caso).
2. Haz los cálculos oportunos para saber la masa de NaCl que hay que pesar:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V} \Rightarrow m = c \cdot V \cdot M = 0.4 \text{ mol/L} \cdot 0.25 \text{ L} \cdot 58.5 \text{ g/mol} = 5,85 \text{ g}$$

La balanza utilizada llega a medir 0,1 g, por lo que la pesada es de 5,9 g.

3. Coloca el vidrio de reloj en la balanza y tálalo (la balanza marca 0, con lo que se descuenta el peso del vidrio).
4. Añade sal común con la espátula hasta que la balanza marque 5,9 g.
5. Pasa el sólido a un vaso de precipitados. Arrastra los últimos granos de sal con el frasco lavador, añadiendo un poco de agua sobre el vidrio.
6. Añade más agua al vaso de precipitados y agita hasta que se disuelva todo el sólido.
7. Pasa con cuidado la disolución al matraz aforado, aprovechando el pico del frasco lavador. Aclara dos o tres veces el vaso con el frasco lavador y añade el agua al matraz.
8. Completa con agua hasta el aforo, marca situada en el cuello del matraz que indica hasta dónde debe haber líquido para alcanzar la capacidad del matraz. Se suele hacer con un cuentagotas, o con el frasco lavador si se tiene una cierta costumbre.

Por último, se etiqueta el matraz con la sustancia y su concentración o se almacena en un frasco de vidrio, también etiquetado.



Comprueba lo aprendido

Un recipiente A contiene 2 litros de NaOH 2 mol/L. Otro recipiente B contiene 8 litros de NaOH 0,5 mol/L. Si se dejase evaporar el agua de las dos disoluciones ¿en cuál se recuperaría más hidróxido de sodio?

- ☐ En la disolución A.
- ☐ En la disolución B.
- ☐ Igual en los dos casos.

¡Incorrecto! Las cantidades de sustancia son:

$$n_A = c_A \cdot V_A = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2\text{L} = 4\text{molA}$$

$$n_B = c_B \cdot V_B = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 8\text{L} = 4\text{molA}$$

¡Incorrecto! Las cantidades de sustancia son:

$$n_A = c_A \cdot V_A = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2\text{L} = 4\text{molA}$$

$$n_B = c_B \cdot V_B = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 8\text{L} = 4\text{molA}$$

¡Correcto! Las cantidades de sustancia son:

$$n_A = c_A \cdot V_A = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2\text{L} = 4\text{molA}$$

$$n_B = c_B \cdot V_B = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 8\text{L} = 4\text{molA}$$

Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta

4. Dilución de disoluciones

Si al cocinar un caldo te sale muy salado y lo quieres con sabor más suave ¿qué puedes hacer? Y si el color de una pintura es demasiado intenso y quieres rebajarlo ¿qué haces? Muy sencillo: añades agua, con lo que obtienes una disolución más diluida, con menor sabor o color. Ahora vas a ver cómo se realiza el proceso en el laboratorio.

En el laboratorio se dispone de HCl concentrado, aproximadamente 12 mol/L. Sin embargo, como reactivo se suele utilizar en concentraciones de 1 mol/L o menores. ¿Qué debes hacer para preparar la disolución que necesitas?

En todos los casos hay que diluir la disolución original; es decir, obtener una disolución de menor concentración que la inicial. El procedimiento es muy simple: solamente hay que tomar disolución inicial y añadirle agua. El volumen de disolución a tomar y la cantidad de agua a añadir dependen del volumen de disolución diluida que se quiera preparar, así como de su concentración.

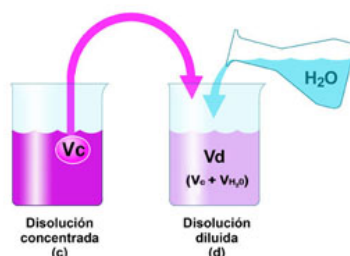


Imagen de elaboración propia

Si te fijas en el dibujo, verás que se trata de tomar un volumen V_c de la disolución concentrada, de concentración C_c , y añadir un volumen de agua, V_{agua} (es decir, $C_c > C_d$). El volumen de la disolución diluida es la suma de los volúmenes mezclados ($V_d = V_c + V_{\text{agua}}$).

Pero la cantidad de sustancia de soluto en el volumen V_c de disolución concentrada es la misma que en el volumen V_d de disolución diluida, ya que se añade solamente agua; es decir, $n_c = n_d$. Escribiendo las cantidades de sustancia en función de la concentración y del volumen, se tiene la expresión final, que es la que se utiliza habitualmente en los cálculos:

$$C_c \cdot V_c = C_d \cdot V_d$$

Fíjate en que sabrás tres de las cuatro magnitudes y calcularás la que te falte.

El modo de proceder:

En primer lugar, debes hacer los cálculos oportunos para saber el volumen de disolución concentrada que necesitas. Ese volumen lo añadirás a un matraz aforado y completarás con agua como ya has visto antes.



Reflexiona

En el caso de querer preparar 0,5 L de una disolución de HCl 2 M a partir de otra disolución mucho más concentrada, por ejemplo, de 10 M, lo que vamos a hacer es diluir una alícuota que tome de esta última. Tomaré 100 mL y se llevan hasta 500 mL (con lo que el volumen aumenta 5 veces y la concentración, por tanto, disminuye otras 5 veces).

Puedes comprobar estas cantidades utilizando la expresión $C_c \cdot V_c = C_d \cdot V_d$



Ejercicio Resuelto

El ácido nítrico concentrado (HNO_3) es del 68% en masa y de densidad 1,40 g/mL.

Indica el procedimiento para preparar 500 mL de HNO_3 0,6 mol/L.

En primer lugar, tienes que determinar la concentración del ácido nítrico concentrado:

$$c = \frac{1400\text{g/L} \cdot 0.68}{63\text{g/mol}} = 15.11\text{mol/L}$$

Ahora, calcular el volumen que necesitas tomar de esa disolución:

$$V_c \cdot C_c = V_d \cdot C_d \Rightarrow V_c \cdot 15.11\text{mol/L} = 0.5\text{L} \cdot 0.6\text{mol/L} \Rightarrow V_c = \frac{0.5\text{L} \cdot 0.6\text{mol/L}}{15.11\text{mol/L}} = 0.0199\text{L}$$

En resumen, deberás tomar 19,9 mL de disolución de ácido nítrico concentrado, añadirlos a un matraz aforado de 500 mL y completar con agua hasta el aforo.



Reflexiona

Observa la imagen correspondiente a la misma sustancia disuelta en diferentes recipientes. Justifica el orden de concentraciones en ellos. ¿Cómo se diluye de una a otra?



Imagen de [AMarkov](#) en Wikimedia. CC

En el de la izquierda está la disolución más diluida, y en el de la derecha, la más concentrada: el color va siendo más intenso de izquierda a derecha, lo que indica que hay más sustancia disuelta en el mismo volumen.

Para diluir, se toma un poco de una de las disoluciones, se añade a otro vaso y se completa con agua: el color de la mezcla será más claro.

5. Solubilidad y temperatura

Observa la imagen. Verás que, en general, la solubilidad de los sólidos mejora al calentar la disolución: en algunas sustancias como el nitrato de potasio aumenta muy apreciablemente, mientras que en otras, como el cloruro de sodio, el aumento es pequeño.

De todos modos, el margen de cambio de temperatura es pequeño, entre 0 y 100 °C, que es el intervalo en el que es líquida el agua.

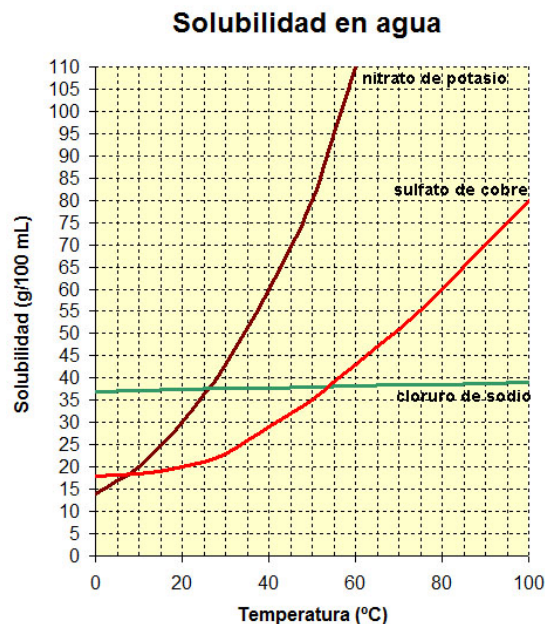


Imagen de elaboración propia



Ejercicio Resuelto

¿Qué masa de sulfato de cobre se disolverá en 500 mL de agua a 50°C?

A 50°C se disuelven 35 g de sulfato de cobre en 100 mL de agua. Luego en 500 mL se podrá disolver cinco veces más: 175 g.



Comprueba lo aprendido

¿A qué temperatura habrá que calentar una mezcla formada por 200 mL de agua y 140 g de nitrato de potasio para que se disuelva totalmente?

- ☐ 45 °C
- ☐ 20 °C
- ☐ 60 °C

¡Correcto! En 100 mL de agua se deberán disolver 70 de nitrato de potasio, y los 70 g se corresponden en la línea de solubilidad de esa sustancia con 45°C.

¡Incorrecto!

¡Incorrecto!

Solución

1. Opción correcta
2. Incorrecto
3. Incorrecto

Recristalizaciones

Si una disolución se enfría, al disminuir la solubilidad aparece soluto sólido, que precipita en el fondo del recipiente o sobre núcleos de cristalización.

Lo mismo sucede si se deja evaporar el disolvente, ya que entonces se disuelve también menos soluto.



Imagen de [CNICE](#), uso educativo

Solubilidad de gases

Fíjate en las gráficas siguientes: los gases se disuelven menos conforme la temperatura del agua es mayor.

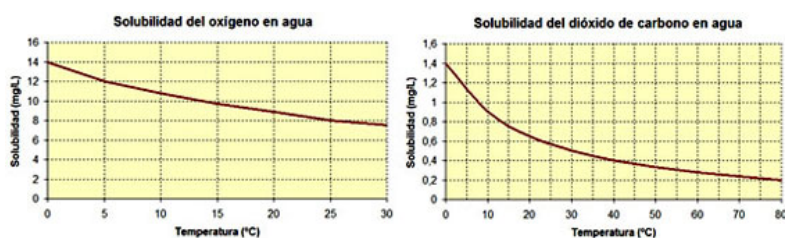


Imagen de elaboración propia



Comprueba lo aprendido

El hecho de que aumente la temperatura del agua ¿afecta a la vida de los peces?

- ☐ No, porque están acostumbrados.
- ☐ Sí, porque hay menos comida.
- ☐ Sí, porque disminuye la cantidad de oxígeno.

¡Incorrecto! No tienen por qué estar acostumbrados

¡Incorrecto! ¿Por qué hay menos comida?

¡Correcto! Se deduce observando la gráfica anterior, porque si hay menos oxígeno se dificulta la respiración de los peces.

Solución

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta

6. Propiedades coligativas

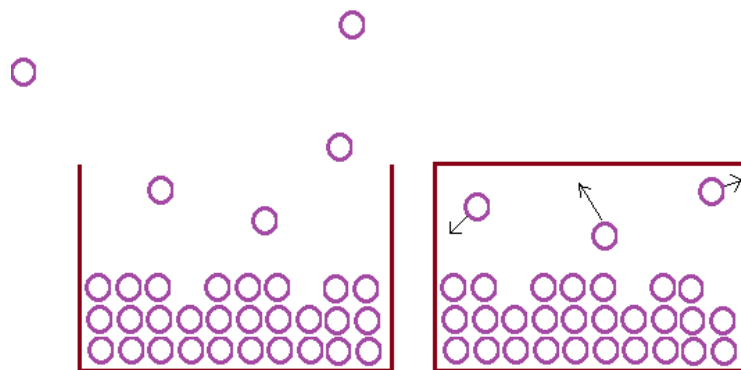
Las propiedades de las disoluciones difieren en general de las del disolvente o del soluto por separado.

Se observan cambios en ciertas propiedades como son la densidad, la tensión superficial, etc. que dependen de la naturaleza de los componentes de la disolución.

Sin embargo hay otras propiedades que no dependen de la naturaleza de soluto y disolvente, sino de la concentración de la disolución, es decir, de la cantidad de sustancia disuelta. Estas son las llamadas **propiedades coligativas** y son el punto de fusión, el punto de ebullición, la presión osmótica y la presión de vapor.

Disminución de la presión de vapor

Los líquidos experimentan un proceso, la evaporación, que les permite pasar al estado vapor. Si este líquido está en un recipiente cerrado esas partículas en estado gaseoso no escapan a la atmósfera sino que se acumulan en el espacio encima del líquido, produciendo una presión, es la conocida como presión de vapor.

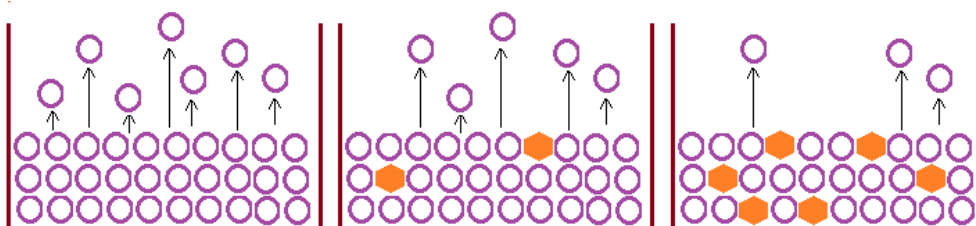


[Imagen](#) de CharoSaa en Wikimedia Commons. [CC](#)

Lo que sucede es que se establece un equilibrio dinámico entre la fase líquida y la fase gaseosa (la velocidad de evaporación es igual a la de condensación de las partículas).

La presión de vapor no depende de la cantidad de líquido que tengamos. Sin embargo, si se añade un soluto a este líquido sí variará su presión de vapor, esta variación dependerá de la cantidad de soluto añadido.

Se cumple que la presión de vapor de un disolvente desciende cuando añadimos un soluto, de forma que cuanto más soluto añadamos, menor será la presión de vapor.



[Imagen](#) de CharoSaa en Wikimedia Commons. [CC](#)

Descenso crioscópico

El punto de congelación (temperatura a la que una sustancia cambia de estado líquido a sólido) de las disoluciones acuosas es menor que el del agua.

Realiza la siguiente actividad en tu casa: pon agua del grifo en dos vasos hasta la mitad; a uno de ellos le añades sal y agitas hasta que se disuelva. Colócalos en un congelador y observa cuál se hiela antes o si se hielan ambos (dependerá de la temperatura mínima que alcance el congelador). Observarás que se congela antes el agua sin sal. Esto es porque las disoluciones diluidas congelan a temperaturas inferiores a las del disolvente puro. En otras palabras: desciende el punto de congelación.

Esta disminución es directamente proporcional a la molalidad de la disolución:

$$\Delta T_C = K_C \cdot m$$

donde

ΔT_C = Temperatura congelación del disolvente - Temperatura congelación de la disolución

m = molalidad de la disolución (recuerda: m = moles soluto/masa disolvente en kg)

K_C = constante crioscópica del disolvente (característica de cada disolvente)

Este hecho tiene una aplicación práctica muy conocida: en invierno se echa sal en las carreteras para evitar que se formen capas de hielo. Con el mismo fin, los anticongelantes de los circuitos de refrigeración de los coches tienen etilenglicol (un tipo de alcohol) disuelto en agua.



Ejercicio Resuelto

Determina la temperatura a la cual congela una disolución que contiene 18 gramos de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 40 gramos de agua.

Dato: Constante crioscópica del agua: $1,86 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$

El descenso crioscópico sigue la ecuación

$$\Delta T_C = K_C \cdot m$$

Es necesario determinar la concentración molal de la disolución:

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}}} = \frac{18 / (12 \cdot 6 + 1 \cdot 12 + 16 \cdot 6)}{0,04} = 2,5m$$

$$T_{c(\text{disolvente})} - T_{c(\text{disolucion})} = K \times m$$

$$0 - T_{c(\text{disolucion})} = 1,86 \times 2,5$$

$$T_{c(\text{disolucion})} = -2,15^\circ\text{C}$$

Elevación ebulloscópica

A la temperatura de ebullición se cumple que la presión de vapor iguala a la presión atmosférica. Es por ello que esta propiedad coligativa está íntimamente relacionada con la disminución de la presión de vapor. Cualquier descenso de esta provocará un aumento del punto de ebullición de la disolución frente al disolvente puro. Este efecto depende directamente de la cantidad de soluto, cumpliéndose la siguiente expresión:

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

donde

ΔT_e = Temperatura ebullición de la disolución - Temperatura ebullición del disolvente

m = molalidad de la disolución

K_e = constante ebulloscópica del disolvente

Una prueba de esta propiedad se manifiesta al añadir sal al agua que calentamos al cocinar: el agua comienza a hervir por encima de 100 °C (el punto de ebullición del agua pura), y por ello tardará más tiempo en hervir que si no hubiésemos añadido la sal estando el agua hirviendo, requiere entonces más temperatura para hervir.

Presión osmótica

La ósmosis es el proceso por el que un disolvente se difunde a través de una membrana semipermeable.

Esto sucede cuando a los dos lados de la membrana hay concentraciones distintas de una disolución. El disolvente (no el soluto) pasa a través de la membrana desde la disolución más diluida a la más concentrada, de forma que se igualen las concentraciones a los dos lados de la membrana.

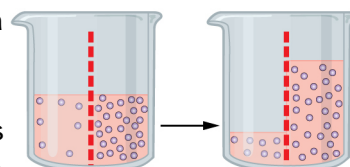


Imagen de OpenStax en Wikimedia. CC

La presión osmótica es la presión necesaria para detener el paso de disolvente a través de la membrana semipermeable que separa las disoluciones de distinta composición.



Para saber más

El monóxido de carbono


El oxígeno se disuelve en la sangre, sobre todo al unirse a la  Esquema hemoglobina en sangre [hemoglobina](#), y así se transporta desde los pulmones a las células que lo necesitan para los procesos de obtención de energía. En esos procesos se libera CO₂, que es expulsado a la atmósfera desde los pulmones.

Imagen de CNICE, uso educativo

Sin embargo, hay un gas que interacciona con la hemoglobina con más facilidad que el propio oxígeno, y que al ocupar su lugar impide que llegue a las células la cantidad de oxígeno necesaria: es el monóxido de carbono, CO.

Se trata de un gas que se produce en lugares donde hay combustiones con poco oxígeno. Cada vez se forma más CO, que sustituye al oxígeno en la sangre y el ritmo vital va decayendo hasta que se produce el fallecimiento (se le llama la *muerte dulce*).

Todos los años se produce en España un apreciable número de accidentes de este tipo, con resultado de muerte (por mala combustión en calderas de calefacción, estufas de butano, braseros,...).

Resumen



Importante

Una disolución es una **mezcla homogénea** de dos o más sustancias; es decir, no se pueden distinguir las sustancias que forman la mezcla.

La sustancia que se encuentra en mayor proporción es el **disolvente**, agua habitualmente. La sustancia que se disuelve se llama **solute**, y puede ser sólida (sal común), líquida (alcohol) o gaseosa (ácido clorhídrico).

El proceso de disolución es un **proceso físico**.



Importante

La composición de las disoluciones se expresa como una proporción entre la cantidad de soluto disuelta y la cantidad de disolvente utilizado o la cantidad de disolución formada.

Masa por unidad de volumen (gramos por litro)

$$\frac{m_s}{V_d}$$

Mide la masa de soluto disuelta por litro de disolvente o de disolución (esto último es lo más habitual).

Porcentaje en masa (%)

$$\frac{m_s}{m_d} \times 100$$

Mide el porcentaje en masa de soluto respecto de la disolución formada.

Porcentaje en volumen (%)

$$\frac{V_s}{V_d} \times 100$$

Se utiliza cuando el soluto es líquido, caso de las bebidas alcohólicas (etanol) o del vinagre (ácido acético).



Importante

La concentración se mide en moles de soluto por litro de disolución (mol/L). Esta medida tiene el nombre tradicional de molaridad o concentración molar.

$$C = \frac{n_s}{V_d}$$

Como mide la cantidad de sustancia de soluto por litro de disolución, se determina fácilmente sabiendo la composición en g/L : para pasar la masa a cantidad de sustancia no hay más que dividir por la masa molar del soluto.



Importante

Calcular la concentración de una disolución a partir de los datos de densidad de porcentaje en masa:

Se trata de un cálculo muy habitual en Química:

$$C = \frac{d \cdot \%}{M}$$

d: densidad de la disolución en g/L; %:porcentaje en masa de soluto; M: masa molar del soluto.



Importante

Dilución de una disolución

Se tiene la siguiente expresión, que es la que se utiliza habitualmente en los cálculos:

$$C_c \cdot V_c = C_d \cdot V_d$$

siendo C_c y V_c la concentración y el volumen de la disolución concentrada y C_d y V_d los datos de la disolución diluida.

Descarga aquí la versión imprimible de este tema.

PDF viewer interface showing a document titled "FQ1_-_Tema_1.4__La_teoría_...". The document is displayed at 39% zoom. The content includes a table of contents, a section titled "1. Descripción de los dispositivos", and a section titled "2. Descripción de los dispositivos". The document is divided into four numbered sections (1, 2, 3, 4) corresponding to the images shown.

1

2

3

4



Si quieres escuchar el contenido de este archivo, puedes instalar en tu ordenador el lector de pantalla libre y gratuito [NDVA](#).

Aviso legal

Las páginas externas no se muestran en la versión imprimible

<http://www.juntadeandalucia.es/educacion/permanente/materiales/index.php?aviso#space>