

LAS DISOLUCIONES

Una disolución es una mezcla homogénea y está formada por varios componentes: **DISOLVENTE Y SOLUTOS**.

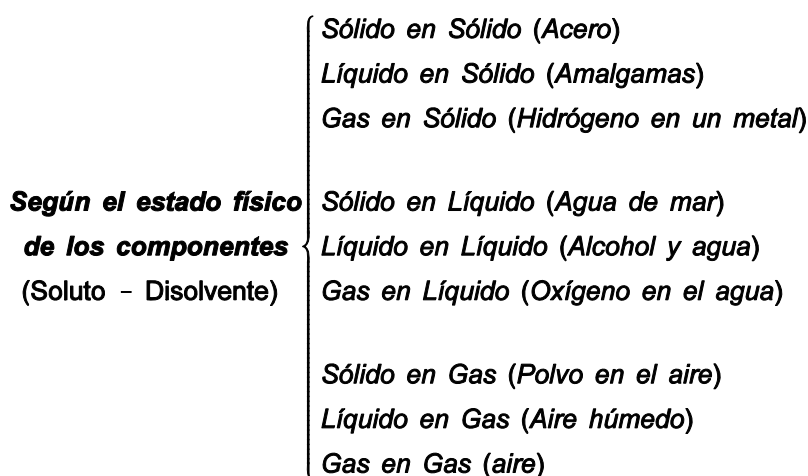
El **DISOLVENTE** es el componente mayoritario de la disolución. No obstante, si uno de los componentes es el agua se la suele considerar como disolvente aunque no sea el componente que se encuentre en mayor proporción. También puede tomarse como disolvente, en ocasiones, aquel componente que se encuentra en el mismo estado físico que la disolución. Por tanto, en una disolución solamente hay un disolvente.

Los **SOLUTOS** son todos los demás componentes de la disolución.

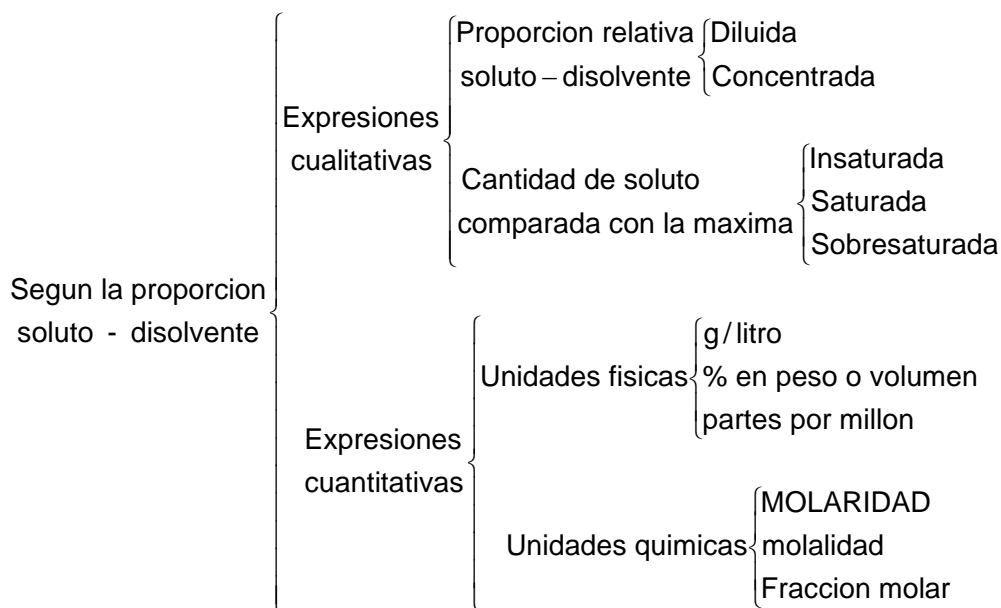
$$\text{DISOLUCION} = \left\{ \begin{array}{l} \text{DISOLVENTE (uno sólo)} \\ + \\ \text{SOLUTOS (uno sólo o más de uno)} \end{array} \right.$$

CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES:

Las disoluciones podemos distribuirlas en varios grupos, según la propiedad que utilicemos para clasificarlas. Así tenemos:



o si nos fijamos en otra propiedad, tendremos::



donde nos encontramos que la concentración de las disoluciones podemos expresarla de dos formas generales diferentes, que son

EXPRESIONES CUALITATIVAS son aquellas en las que se indica la proporción relativa entre el soluto y

disolvente de una manera aproximada, y así, pueden ser:

DISOLUCIONES CONCENTRADAS: son aquellas en las que la cantidad de soluto es grande comparada con la de disolvente,

DISOLUCIONES DILUIDAS: son aquellas en las que la cantidad de soluto es pequeña con relación a la cantidad de disolvente.

EXPRESIONES CUANTITATIVAS son aquellas en las que se indica exactamente las cantidades de soluto y disolvente. Pueden expresarse en unidades físicas (en general utilizando unidades de masa o volumen: gramos, litros,...) o bien en unidades químicas (moles).

Las expresiones de la concentración en unidades físicas más utilizadas son:

1) **GRAMOS POR LITRO** en la que se expresa el número de gramos de soluto que hay por cada litro de disolución.

$$\frac{\text{GRAMOS DE SOLUTO}}{\text{LITRO DE DISOLUCION}} \left(\frac{g_s}{l_{dsl}} \right)$$

Cuando se trata de disoluciones diluidas, el volumen de la disolución coincide casi exactamente con el volumen de disolvente, pero no sucede así cuando se trata de disoluciones concentradas.

2) **% EN PESO DE SOLUTO:** Cuando se indican los gramos de soluto que hay por cada 100 gramos de disolución.

La masa total de la disolución se determina sumando la masa del soluto y la de la disolución.

$$\text{Gramos de disolución} = \text{Gramos de soluto} + \text{Gramos de disolvente}$$

3) **PARTES POR MILLÓN (p.p.m.):** Se utiliza para expresar la concentración de disoluciones muy diluidas. Indica el número de partes de soluto que hay en cada millón de disolución: es decir, los miligramos de soluto que hay en cada Kilogramo de disolución

$$\frac{\text{miligramos de soluto}}{\text{Kilogramo de disolución}} \text{ (p.p.m.)}$$

Mientras que las expresiones de la concentración que utilizan unidades químicas son las siguientes:

4) **MOLARIDAD**, que es el número de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Nº de moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

5) **MOLALIDAD**, que es el número de moles de soluto que hay por cada Kg de disolvente.

$$\text{molalidad} = \frac{\text{Nº de moles de soluto}}{\text{Kilogramos de disolvente}}$$

Como la masa, en gramos, de cada mol de soluto nos la da su peso molecular:

$$\left. \begin{array}{l} \text{molalidad} = \frac{\text{Nº moles soluto}}{\text{Kg de disolvente}} \\ \text{Nº moles soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso molecular del soluto}} \end{array} \right\} m = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot \text{Kg}_{\text{disolvente}}}$$

6) **FRACCIÓN MOLAR:** es el cociente entre el número de moles de soluto y el número total de moles.

$$\text{FRACCIÓN MOLAR} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{N}^\circ \text{ total de moles}} = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles}_{\text{soluto}}}{\text{N}^\circ \text{ moles}_{\text{soluto}} + \text{N}^\circ \text{ moles}_{\text{disolvente}}}$$

CALCULO DE LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

Ejemplos:

1- Determinar la concentración de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 14,7 gramos de dicho ácido en 750 ml de agua, si su densidad es de 1,018 Kg/l

SOLUCIÓN

En todos los casos hemos de Calcular las cantidades de soluto, disolvente y disolución que tenemos, expresando las de soluto en gramos y moles, las de disolvente en gramos y litros y las de disolución también en gramos y litros, así, tenemos

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	14,7 g = 14700 mg = 0,15 moles	+ 750 g	= 764,7 g = 0,7647 Kg
Volumen	----	750 ml	0,75218 l

A partir de los datos que nos dan se determina la masa de la disolución teniendo en cuenta que la masa del disolvente (agua) es de 750 ml, con lo que la masa total de la disolución es de 14,7 + 750 = 764,7 gramos de disolución.

Teniendo en cuenta este dato y la densidad de la disolución, determinamos en volumen de la misma a partir de la expresión que define la densidad:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \\ \text{Volumen} = \frac{\text{Masa}}{\text{densidad}} \end{array} \right\} V = \frac{764,7}{1,018} = 752,18 \text{ mililitros}$$

Y ya con todos estos datos, podemos calcular ya cualquier expresión de concentración sin más que relacionar aquellos que nos interesen, así:

- **g/litro:** Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: gramos de soluto (14,7 g) y los litros de disolución (0,75218 l):

$$\frac{14,7 \text{ g de soluto}}{0,75218 \text{ l. de disolución}} = 19,57 \frac{\text{g}_{\text{soluto}}}{\text{litros disolución}}$$

- **% en peso:** los gramos de soluto (14,7 g) y los gramos totales (de disolución = 764,7 g) y así:

$$\left. \begin{array}{l} 764,7 \text{ g de disolución} \text{ — } 14,7 \text{ g de soluto} \\ 100 \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = \frac{100 \cdot 14,7}{764,7} = 1,92 \% \text{ de soluto}$$

- **PARTES POR MILLÓN (ppm)** : Hay 14700 mg de soluto en 0,7647 Kg de disolución

$$\frac{14700 \text{ mg de soluto}}{0,7647 \text{ Kg de disolución}} = 19.223 \text{ p.p.m.}$$

- **MOLARIDAD:** Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: el número de moles de soluto (0,15 moles), que habremos calculado antes dividiendo los gramos de soluto que tengamos entre su peso molecular, y los litros de disolución (0,75218 l), o bien tomando directamente los gramos de soluto (14,7 g):

$$M = \frac{0,15 \text{ moles de soluto}}{0,75218 \text{ l. disolución}} = 0,2 \text{ Molar}$$

$$M = \frac{14,7 \text{ g}_s}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,75218 \text{ l}_{\text{disoluc}}} = 0,2 \text{ Molar}$$

- **MOLALIDAD:** Para calcularla, hemos de tomar el número de moles de soluto (0,15) o de gramos (14,7 g) así como los Kg de disolvente (0,750 Kg), y sustituir en la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{14,7 \text{ g}_{\text{solute}}}{98 \text{ g/mol} \cdot 0,750 \text{ Kg}_{\text{disolv}}} = 0,2 \text{ molal}$$

- **FRACCIÓN MOLAR:** Al igual que en los casos anteriores, se toman del cuadro el número de gramos de soluto (14,7) o de moles (0,15) y los de disolvente, para luego sustituirlos en la expresión correspondiente.

$$X_{\text{solute}} = \frac{\frac{14,7}{98}}{\frac{14,7}{98} + \frac{750}{18}} = \frac{0,15}{0,15 + 41,66} = 0,0036$$

OTRAS PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES

Algunas propiedades de las disoluciones dependen de la naturaleza de los componentes, como es el caso del color o del sabor, mientras que en otros casos, la cantidad de soluto disuelta modifica algunas de las propiedades físicas de la disolución, dependiendo estas variaciones únicamente del número de partículas disueltas, no de la naturaleza de las mismas.

Estas propiedades son las **PROPIEDADES COLIGATIVAS**, *las cuales son unas propiedades físicas de las disoluciones que dependen únicamente del número de partículas de soluto presentes en la disolución, y no de su naturaleza o composición química.* Son 4: a) Disminución de la presión de vapor, b) Disminución de la temperatura de congelación; c) Aumento de la temperatura de ebullición y d) Presión osmótica

Disminución del punto de congelación

Las partículas de soluto impiden que se forme fácilmente la estructura del sólido y rebajan la temperatura de congelación. Por ejemplo el agua pura congela a 0°C y una disolución de agua y azúcar congela a algún grado bajo cero.

El descenso del punto de congelación (que coincide con el de fusión) se llama descenso crioscópico y depende del número de partículas de soluto presentes en la disolución.

El anticongelante de los coches no es más que un producto que se añade al agua del circuito de refrigeración, para que rebaje la temperatura de congelación y en invierno no se corra el peligro de averías, que se producirían al formarse el hielo

Aumento del punto de ebullición

Las partículas de soluto impiden a las moléculas del disolvente salir al exterior, pues están algo unidas a ellas-, el efecto es el de tener que aumentar la temperatura de ebullición para que las moléculas del disolvente puedan sacudirse las partículas de soluto, abandonar el líquido y pasar al estado de vapor

El aumento del punto de ebullición, provocado por un soluto fijo (sólido, como azúcar o sal) se llama aumento ebulloscópico y depende de la cantidad de partículas de soluto presentes en la disolución.

El agua pura, cuando la presión atmosférica es de 1 atm, hierve a 100°C; en cambio si se disuelve azúcar la disolución hierve por encima de 100°C.

Estas variaciones de las temperaturas de congelación y ebullición se calculan mediante la fórmula:

$\Delta T = K \cdot m$, donde ΔT es la variación de la temperatura de fusión o ebullición, según el caso,
 m es la molalidad de la disolución
 K es una constante que depende del disolvente, siendo distinta para la fusión o la ebullición, así, para el agua es: K crioscópica = 1,86, K ebulloscópica = 0,52

Presión osmótica

Existe un fenómeno universal que es el de la difusión. Siempre que dos sistemas distintos están en contacto tienden a mezclarse, formando un todo homogéneo; el proceso de intercambio material hasta lograrlo se llama *difusión*.

Cuando entre los sistemas que se difunden hay una membrana, el fenómeno recibe el nombre de ósmosis. Todo el intercambio entre las células y sus medios se hace a través de las membranas celulares, es decir, se hace por ósmosis; por ejemplo, los glóbulos de la sangre se alimentan y respiran y desechan las sustancias inservibles a través de sus membranas en fenómenos de ósmosis. Los vegetales toman agua y sales del suelo y oxígeno y dióxido de carbono del aire, a través de las membranas de sus células en fenómenos de ósmosis

Las membranas pueden ser de tres tipos:

Permeables: son aquellas que dejan pasar a, su través tanto al soluto como al disolvente: (un papel de filtro, un trozo de tela, etc) -

impermeables, que son aquellas que no dejan pasar ni al soluto ni al disolvente (una lámina de plástico)

semipermeables, que son aquellas que solamente dejan pasar a su través a las partículas del disolvente, pero no al soluto. (papel de celofán, membrana celular,)

Cuando, mediante una membrana semipermeable, separamos dos disoluciones que tengan diferente concentración, una parte del disolvente fluye a través de la membrana desde la disolución más diluida hacia la disolución más concentrada tendiendo a igualar las concentraciones de ambas, es la ósmosis.

Ósmosis es el proceso mediante el cual un disolvente pasa a través de una membrana semipermeable que separa dos disoluciones de diferente concentración. Esto origina una diferencia de presión, llamada **Presión osmótica** la cual es la presión que hace que un disolvente fluya desde una disolución diluida a otra más concentrada.

El físico holandés Van't Hoff comprobó la analogía existente entre el comportamiento de las moléculas de los gases ideales y el comportamiento de las moléculas de los solutos en las disoluciones diluidas. En efecto, la presión osmótica es comparable a la presión de un gas encerrado en un recinto y, lo mismo que el gas, el soluto tenderá a ocupar un volumen tan grande como le sea posible. Así, podremos calcular la presión osmótica de un modo similar a como calculábamos la presión ejercida por una determinada cantidad de gas ideal

Para los gases ideales sabemos que se cumple la relación $PV = nRT$ y para las disoluciones diluidas se cumplirá la relación: $\Pi V = nRT$ donde Π representa la presión osmótica, V representa el volumen de la disolución, n representa el número de moles del soluto, R es la constante de los gases y T es la temperatura absoluta.

Si en esta expresión tenemos en cuenta que (n/V) es la concentración molar de la disolución, resulta que:

$$\Pi = (n/v)RT = MRT$$

Según esto, la presión osmótica de una determinada disolución es directamente proporcional a la concentración molar de esta disolución para una temperatura determinada.

PROBLEMAS Y EJERCICIOS SOBRE DISOLUCIONES

1. En 100 cm^3 de una disolución acuosa de ácido sulfúrico hay 0,49 g. de ácido sulfúrico. Determinar su concentración en g/l, % en peso y molaridad.
2. Expresar la concentración del agua del mar en g/l, % en peso y molaridad, sabiendo que de 2 Kg de agua salada se han obtenido 50 g de sal (cloruro de sodio).
3. Determinar la cantidad de hidróxido de sodio que se necesita para preparar 250 ml de disolución 0,5 Molar. ¿Cuál será su concentración expresada en g/l y % en peso?.
4. Expresar la concentración de una disolución de ácido nítrico en g/l, % en peso y molaridad, sabiendo que en 3 litros de la misma hay 21 g de dicho ácido.

5. ¿Qué cantidad de sulfato de aluminio se necesitará para preparar 2 litros de una disolución al 5% en peso, si su densidad es 1,01 g/ml? ¿Cuál será su concentración expresada como Molaridad y g/litro?
6. Para preparar una disolución de ácido sulfúrico se añaden 2,5 g de dicho ácido sobre agua, completando después con más agua hasta obtener un volumen total de 125 ml, ¿Cuál será la concentración expresada como Molaridad, g/l y % en peso, si su densidad es 1,012 g/ml?
7. Calcular la concentración de una disolución de HCl del 2,5% en peso y densidad 1,01 g/ml, expresándola como Molaridad, g/litro, Normalidad, molalidad y fracción molar.
8. Se quieren preparar 100 ml de una disolución de hidróxido de sodio al 11% en peso y de densidad 1,1 g/ml. ¿Qué cantidad de soluto se necesita? ¿Cuál será su concentración expresada como Molaridad y g/litro?
9. ¿Qué cantidad de disolución de cloruro de hierro(III) al 5% en peso y densidad 1,05 g/ml se necesita para obtener 6,5 gramos de dicha sal? ¿Cuál será su concentración expresada como Molaridad y g/litro?
10. ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio se necesitan para preparar 500 ml de disolución 0,2 Molar de densidad 1,02 g/ml? Expresa la concentración de esta disolución en g/l y en % en peso.
11. ¿Cuál es la Molaridad de una disolución de nitrato de potasio si 100 ml de la misma contienen 10 g de soluto?
12. Ordenar las siguientes disoluciones según un orden creciente de concentración, expresada como
 - a) Molaridad, y b) en g/litro
 - 1) ácido sulfúrico al 7,70% en peso y $d = 1,05$ g/ml
 - 2) ácido clorhídrico al 3,65% en peso y $d = 1,017$ g/ml
 - 3) nitrato de hierro(III), que contiene 30,25 g en 250 ml de disolución y $d = 1,12$ g/ml
14. ¿Qué cantidad de una disolución de bromuro de litio al 6% en peso se necesita para obtener 2 gramos de dicha sal? ¿Cuál será su concentración expresada como Molaridad y g/litro si su densidad es 1,05 g/ml?
15. En un frasco de laboratorio se lee "Disolución acuosa de ácido perclórico, 35% (debe sobreentenderse en peso) y densidad 1,252 g/ml. Calcula todas las demás expresiones de la concentración.
16. Se tienen 500 ml de una disolución de ácido nítrico 0,5 Molar y se le añaden 250 ml de agua. Calcular la concentración de la disolución resultante, expresándola como Molaridad, % en peso y g/litro.
17. Calcular todas las demás expresiones de la concentración de las disoluciones
 - a) Ac. clorhídrico del 6% en peso y $d = 1,03$ Kg/litro
 - b) Hidróxido de potasio del 10% en peso y $d = 1,11$ g/ml.
 - c) Ácido nítrico del 36% en peso y $d = 1,22$ g/ml
 - d) Hidróxido de amonio del 11% en peso y $d = 0,93$ K g/litro.
18. Se sabe que 150 g. de vermut contienen un 30% en peso de alcohol.- Si el 15% de este alcohol pasa directamente a la sangre y si un adulto tiene 7,0 l. de sangre; calcular la concentración de alcohol en sangre, en g/ml de un individuo que bebe 2 vermouths. ¿Cuándo estará legalmente borracho?.-Se considera si la concentración en sangre es superior a 3 mg/ml.
19. ¿Cuál será la concentración expresada en g/l y % en peso, de una disolución 0,25 Molar de cloruro de calcio si su densidad es 1,02 g/ml? ¿Qué cantidad de soluto se necesitará para preparar 750 ml de la misma?
20. Se tienen tres disoluciones de hidróxido de potasio, ácido clorhídrico y yoduro de sodio, todas ellas con una concentración de 15 g/litro. ¿Tendrán todas la misma molaridad? Razone la contestación.
21. ¿Qué cantidad de una disolución de sulfato de sodio al 8% se necesita para tener 3 g de dicha sal? ¿Cuál será su molaridad?
22. Se quiere preparar una disolución 0,5 Molar y se dispone de cloruro de sodio, carbonato de sodio y nitrato de potasio. ¿De cual de los tres se necesitará menos cantidad? Razone la contestación.
23. En un recipiente de 5 litros de capacidad se colocan 25 g de clorato de potasio y se le añade después agua hasta llenarlo. ¿Cuál será la concentración de la disolución resultante?
24. Calcular N, M, X y % en peso de las disoluciones siguientes:
 - a) Ácido clorhídrico 2 molal y $d = 1,05$ g/ml.

- b) Ácido nítrico 6,8 molal y $d = 1,18 \text{ Kg/litro}$
c) Ácido sulfúrico 2,5 molal y $d = 1,14 \text{ g/ml}$

25. ¿Cuál de las siguientes disoluciones tendrá mayor de concentración, expresada como a) Molaridad, y b) como % en peso
1) Contiene 2,1 g de ácido nítrico en 500 ml de disolución.
2) Contiene 19,5 g de cloruro de sodio en 3 litros de disolución.
3) Carbonato de calcio al 0,5%.
26. ¿Qué cantidad de una disolución de bromuro de litio al 6% en peso se necesita para obtener 2 gramos de dicha sal? ¿Cuál será su concentración en Molaridad y g/litro?
27. Calcula la concentración, expresándola en % en peso, Molaridad y g/litro de una disolución de clorato de potasio si sabemos que al evaporar 20 ml de la misma, que pesaban 21 g, se ha obtenido un residuo de 1,45 g de dicha sal.
28. En un frasco de laboratorio se lee "Disolución acuosa de ácido perclórico, 35% (debe sobreentenderse en peso) y densidad 1,252 g/ml. Calcula todas las demás expresiones de la concentración. ¿Cree que sería correcto realizar los cálculos como en los demás ejercicios? ¿Por qué?
29. Calcule la concentración, en % en peso, de una disolución de clorato de potasio sabiendo que al evaporar 20 ml de la misma que pesaban 21 g, se ha obtenido un residuo de 1,45 g de clorato de potasio.
30. Para preparar 4 litros de una disolución de cloruro de calcio de una determinada concentración se pesan exactamente 11,1 g de dicho compuesto y se añaden sobre 500 ml de agua. Cuando están completamente disueltos, se añade más agua hasta completar los 4 litros. Calcular la concentración de la disolución final expresándola en g/l, % en peso y Molaridad. ¿Por qué crees que debe realizarse la operación de esa manera?
31. Se tienen 500 ml de una disolución de cloruro de sodio 0,2 Molar y se le añade agua hasta completar un volumen total de 1 litro. Calcular la concentración de la nueva disolución. Expresarla en g/l, % en peso y molaridad.
32. Se mezclan 250 ml de una disolución de ácido nítrico 0,1 Molar con otros 250 ml de ácido nítrico del 5% en peso. Calcular la concentración de la disolución final en g/l, % en peso y Molaridad.
33. Un agua mineral contiene 25 mg/litro de cloruro de sodio. ¿Cuántos litros de esta agua contienen la misma cantidad de cloruro de sodio que una bolsa de pipas si ésta contiene 5 g?
34. Si deseamos preparar 750 g de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) cuya concentración centesimal en masa sea del 5%. ¿Cuántos gramos de glucosa y agua debemos emplear? ¿Cuál es su concentración en p.p.m.?
35. Una disolución de 6,6 g de un ácido bórico en 150 g. de agua hizo que el punto de ebullición se elevara $0,363^\circ\text{C}$ ¿Cuál es su peso molecular? ¿De qué ácido se trata?
36. Una disolución de 2,337 g de glicerina ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) en 100 ml de agua congela a $-0,48^\circ\text{C}$ ¿Cuál es el peso molecular de la glicerina? ¿Y cuál será su presión osmótica a 27°C ?
37. ¿Cuántos átomos contiene la molécula de fósforo si 2,4 g. de fósforo disueltos en 100 g. de sulfuro de carbono producen una elevación del punto de ebullición de $0,443^\circ\text{C}$ sabiendo que la elevación molar del punto de ebullición para el sulfuro de carbono es de $2,29^\circ\text{C}$?
38. ¿Cuántos átomos posee la molécula de iodo si 3,14 g de yodo disueltos en 50 g de éter producen una elevación del punto de ebullición de $0,454^\circ\text{C}$, si la elevación molar del punto de ebullición para el éter es de $1,83^\circ\text{C}$?
39. Calcular aproximadamente cuánto etanol sería necesario por 1 litro de agua de un radiador para que ésta no congele hasta temperaturas 5°C por debajo del punto de congelación.- ¿Y si se tratará de glicerina ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$)? ¿Y de glicol ($\text{C}_2\text{O}_2\text{H}_2$)?
40. Para determinar el peso molecular de la hemoglobina de la sangre se preparó una disolución acuosa conteniendo 6,82 g de hemoglobina bien seca en 100 ml de disolución y se midió su presión osmótica, que resultó ser de 19,2 mm de Hg a 25°C .- A partir de estos datos calcular el peso molecular de la hemoglobina
41. ¿Cuál sería la presión osmótica a 17°C de una disolución acuosa que contenga 1,75 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) por cada 150 ml de disolución?

- 42.** Se prepara una disolución de 3,75 g de un hidrocarburo puro en 95,0 g de acetona.- El punto de ebullición de la acetona era de 55,95°C y el de la disolución 56,50°C.- Calcular el peso molecular del hidrocarburo si la constante molal de ebullición de la acetona es de 1,71°C/mol.
- 43.** Una disolución saturada de una cierta proteína en agua contiene 4,60 g de soluto por litro de disolución.- La disolución tiene una presión osmótica de 3,10 mm, de Hg a 20°C ¿Cuál es el peso molecular de dicha proteína? ¿Cuál es el punto de congelación? ¿Y el de ebullición?