

LAS DISOLUCIONES

1 - CONCEPTO DE DISOLUCIÓN.

Como ya hemos indicado, la materia se puede clasificar teniendo en cuenta diferentes propiedades, así es homogénea o heterogénea, según que su composición y propiedades sean idénticas en las distintas partes de la misma o bien sean diferentes. También puede clasificarse como sustancia pura o mezcla, según que tenga un solo componente o tenga varios.

Pues bien, **cuando se tiene una mezcla homogénea, se le llama DISOLUCIÓN.**

Una disolución 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.

$$\text{DISOLUCION} = \begin{cases} \text{DISOLVENTE (uno sólo)} \\ + \\ \text{SOLUTOS (uno sólo o más de uno)} \end{cases}$$

2 - CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Las disoluciones podemos distribuirlas en varios grupos, según la propiedad que utilicemos para clasificarlas: así, si nos fijamos en el **estado físico del soluto y del disolvente**, tendremos

Según el estado físico de los componentes (Soluto - Disolvente)	Sólido en Sólido (Acero)
	Líquido en Sólido (Amalgamas)
	Gas en Sólido (Hidrógeno en un metal)
	Sólido en Líquido (Agua de mar)
	Líquido en Líquido (Alcohol y agua)
	Gas en Líquido (Oxígeno en el agua)
	Sólido en Gas (Polvo en el aire)
	Líquido en Gas (Aire húmedo)
	Gas en Gas (aire)

pero si fijamos la atención en el **tamaño medio de las partículas del soluto**:

Según el tamaño de las partículas del soluto	Dispersiones groseras ($\phi > 100\mu$)
	Disoluciones coloidales ($100\mu > \phi > 1\mu$)
	Disoluciones verdaderas ($1\mu > \phi$)

Las **DISPERSIONES GROSERAS o SUSPENSIONES** son turbias, las partículas del soluto son visibles a simple vista, no atraviesan los filtros corrientes ni las membranas y sedimentan si se dejan reposar.

Las **DISOLUCIONES VERDADERAS** son claras, las partículas de soluto son invisibles, atraviesan tanto los filtros ordinarios como las membranas y no precipitan cuando se dejan en reposo.

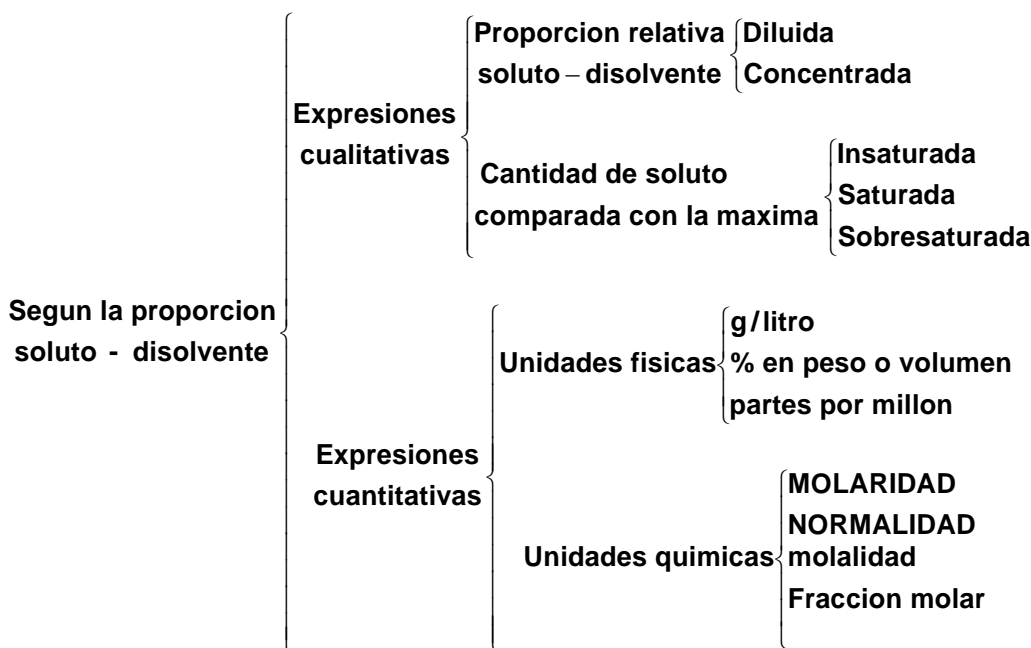
Las **DISOLUCIONES COLOIDALES o COLOIDES** son claras, las partículas del soluto son visibles únicamente con ultramicroscopios, con los cuales puede verse el movimiento de las partículas del soluto: caótico, incesante y describiendo trayectorias irregulares en zig-zag (movimiento browniano). Estas partículas atraviesan los filtros ordinarios pero no las membranas y si se dejan en reposo no precipitan. Cuando son atravesadas por un rayo de luz,

su trayectoria en el seno de la disolución se hace visible mediante pequeños puntos luminosos (Efecto Tyndall) Las partículas coloidales, llamadas micelas, pueden estar constituidas por moléculas o iones, normalmente poseen carga eléctrica y son de mayor tamaño que las moléculas átomos o iones de la fase dispersante. Tanto la fase dispersante (disolvente) como la fase dispersa (soluto) pueden ser sólidos, líquidos o gases, aunque nunca pueden ser ambos gases

Fase del coloide	Sustancia dispersante (Disolvente)	Sustancia dispersa (Soluto)	Tipo de coloide	Ejemplo
Gaseosa	Gaseosa	Líquida	Aerosol	Niebla
Gaseosa	Gaseosa	Sólida	Aerosol	Humo
Líquida	Líquida	Gaseosa	Espuma	Crema batida
Líquida	Líquida	Líquida	Emulsión	Leche
Líquida	Líquida	Sólida	Sol	Pintura
Sólida	Sólida	Gaseosa	Espuma sólida	Malvavisco
Sólida	Sólida	Líquida	Emulsión sólida	Mantequilla
Sólida	Sólida	Sólida	sol sólido	Vidrio coloreado

Mientras el coloide permanece en el seno de la disolución, se le denomina **SOL** y recibe diversos nombres según cual sea el medio dispersante: *aerosol*, si es un gas, *hidrosol* si es el agua, *alcohoso* si es un alcohol, etc. Pero cuando el coloide se deposita en el fondo del medio dispersante, recibe el nombre de **GEL**. Al proceso por el cual un sol se deposita en el fondo del recipiente y se convierte en un gel se le llama **floculación**. Cuando las dos fases de una disolución coloidal son líquidas, se le llama **emulsión**.

Pero si nos interesa **la proporción relativa en que se encuentran el soluto y el disolvente**, las disoluciones nos quedarán clasificadas de la forma siguiente:



De todas ellas, la que más nos interesa es la clasificación según la proporción relativa en que se encuentran el soluto y el disolvente. Así, 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, donde, a su vez, pueden clasificarse atendiendo a dos propiedades diferentes:

- a) **Comparando la cantidad de soluto con la cantidad de disolvente**, las disoluciones 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.
- b) **Comparando la cantidad de soluto que contiene con la máxima cantidad que puede contener esa**

cantidad de disolvente, podemos clasificar las disoluciones en:

DISOLUCIONES INSATURADAS: Son aquellas que contienen menos cantidad de soluto de la cantidad máxima que pueden contener.

DISOLUCIONES SATURADAS: Son aquellas que contienen la máxima cantidad de soluto que admite el disolvente

DISOLUCIONES SOBRESATURADAS: Son aquellas que contienen más cantidad de soluto de la máxima cantidad que pueden contener. Son disoluciones inestables en las que cualquier modificación de las condiciones hace que precipite la cantidad de soluto en exceso.

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 o equivalentes químicos).

3 - CALCULO DE LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Entre las expresiones de la concentración que utilizan unidades físicas para la medida de la masa (gramos o Kilogramos) que más se utilizan tenemos:

A) 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.

B) % EN PESO DE SOLUTO: en el que 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 disolvente.

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

C) 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 (generalmente suele referirse solamente a relaciones entre masas)

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

Mientras que las expresiones de la concentración que utilizan unidades químicas para la medida de la masa (mol o equivalente gramo) son las siguientes:

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

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

1

Existen sustancias que al disolverse se disocian completamente en los iones que las constituyen (son los electrolitos fuertes) por lo que aparentemente puede existir alguna dificultad a la hora de aplicar el concepto de Molaridad para su cálculo ya que lo que realmente encontramos en la disolución no es la sustancia inicial sino los iones que la forman. En estos casos se pueden adoptar dos criterios:

- Calcular la concentración de la sustancia disuelta suponiendo que no se hubiera disociado, tal como se hace normalmente; a esta expresión algunos autores la denominan **Formalidad o Formularidad** debido a que se toma como peso molecular el resultante de la fórmula del compuesto de que se trate.*
- Admitir el hecho de la disociación total del soluto y calcular separadamente la concentración molar de cada uno de los iones procedentes de la disociación del compuesto inicial.*

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

$$\left. \begin{aligned} \text{Molaridad} &= \frac{\text{N}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{l\u00edtros de disoluci\u00f3n}} \\ \text{N}^\circ \text{ moles soluto} &= \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso molecular del soluto}} \end{aligned} \right\} M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot l_{\text{disoluci\u00f3n}}}$$

E) NORMALIDAD, que es el n\u00famero de equivalentes qu\u00edmicos de soluto que hay en 1 litro de disoluci\u00f3n.

El equivalente qu\u00edmico, equivalente gramo o peso equivalente es la cantidad de una sustancia que reacciona o sustituye exactamente a 1 \u00e1tomo gramo de hidr\u00f3geno (1,008 gramos) o a medio \u00e1tomo gramo de ox\u00edgeno (8,000 g). Para calcularlo se divide el peso at\u00f3mico (o molecular si se trata de un compuesto) entre su valencia. La valencia en el caso de un elemento, es su n\u00famero de oxidaci\u00f3n, pero en un compuesto hemos de tener en cuenta el tipo de compuesto de que se trata, as\u00ed podemos tener:

- **\u00c1CIDOS**, en los que su valencia es el n\u00famero de H que tiene la mol\u00e9cula: HCl \u2264 1 ; H₂SO₄ \u2264 2 ;
- **BASES**, que son los hidr\u00f3xidos, en los que su valencia es el n\u00famero de OH presentes en su mol\u00e9cula:
NaOH \u2264 1 ; Ca(OH)₂ \u2264 2
- **SALES**: en ellas, la valencia corresponde al n\u00famero de H sustituidos (los que hab\u00eda en el \u00e1cido y que han sido sustituidos por metales para formar la sal): NaCl \u2264 1 ; CaCO₃ \u2264 2
- **REACCIONES REDOX**: en ellas la "valencia" corresponde al n\u00famero de electrones intercambiados en dicha reacci\u00f3n: As\u00ed, las "valencias en las reacciones siguientes son:
Fe²⁺ \u2192 Fe³⁺ + 1e⁻; la "valencia" es 1,
MnO₄⁻ + 8 H⁺ + 5 e⁻ \u2192 Mn²⁺ + 4 H₂O ; la "valencia" es 5.

Y as\u00ed, nos quedar\u00e1:

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de equivalentes de soluto}}{\text{l\u00edtros de disoluci\u00f3n}}$$

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

$$\left. \begin{aligned} \text{Normalidad} &= \frac{\text{N}^\circ \text{ equivalentes soluto}}{\text{l\u00edtros de disoluci\u00f3n}} \\ \text{N}^\circ \text{ equiv. soluto} &= \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso equivalente del soluto}} \\ \text{Peso equiv. del soluto} &= \frac{\text{Peso molecular}}{\text{valencia}} \end{aligned} \right\} N = \frac{g_{\text{soluto}} \cdot \text{valencia}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot l_{\text{disoluci\u00f3n}}}$$

F) MOLALIDAD, que es el n\u00famero de moles de soluto que hay por cada Kg de disolvente.

$$\text{molalidad} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{Kilogramos de disolvente}}$$

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

$$\left. \begin{aligned} \text{molalidad} &= \frac{\text{N}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{Kg de disolvente}} \\ \text{N}^\circ \text{ moles soluto} &= \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso molecular del soluto}} \end{aligned} \right\} m = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot \text{Kg}_{\text{disolvente}}}$$

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

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

Calculo de concentraciones en los problemas

Para calcular las diferentes expresiones de la concentración de una disolución, hemos de disponer de todos los datos de soluto, disolvente y disolución, los cuales ordenaremos en un cuadro para facilitar su uso.

Este cuadro tiene tres columnas en las que colocaremos los datos correspondientes al soluto, disolvente y disolución, respectivamente, y dos filas, en las cuales colocaremos en la primera los datos de masa y en la segunda los de volumen.

	SOLUTO	+	DISOLVENTE	=	DISOLUCIÓN
MASA (g y moles)	1		2		3
VOLUMEN (litros o ml)			4		5

← densidad

La masa total de la disolución (cuadro 3) será la suma de las masas del soluto (cuadro 1) y disolvente (Cuadro 2), pero no podemos decir lo mismo de los volúmenes ya que el volumen del soluto no suele conocerse y, además, los volúmenes no son aditivos.

La relación entre masa y volumen la obtenemos a partir de la expresión de la densidad: $d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$; en el caso del disolvente, si este es agua ($d = 1 \text{ g/mL}$), los valores que aparecerán en los cuadros 2 y 4 serán idénticos. Para el caso de la disolución, su densidad sí se suele conocer, por lo que con ella relacionaremos los datos que aparecen en los cuadros 3 (masa de la disolución) y 4 (volumen de la disolución).

	SOLUTO	+	DISOLVENTE	=	DISOLUCIÓN
MASA (g y moles)	1		2		3
VOLUMEN (litros o ml)			4		5

← densidad

Si el disolvente es agua

En ocasiones, sobre todo cuando se trata de disoluciones muy diluidas, el volumen de la disolución será prácticamente igual al del disolvente, por lo que podemos igualar los datos que nos aparecen en los cuadros 4 y 5:

	SOLUTO	+	DISOLVENTE	=	DISOLUCIÓN
MASA (g y moles)	1		2		3
VOLUMEN (litros o ml)			4		5

Si el disolvente es agua Si la disolución es muy diluida

Para rellenar este cuadro de datos, podemos partir de uno cualquiera de los datos, pero en el momento que se elija uno de ellos, los demás datos debemos calcularlos partiendo de las propiedades de la disolución.

EJEMPLOS DE CÁLCULO DE LA CONCENTRACIÓN DE DIVERSAS DISOLUCIONES:

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: Así, los datos que tenemos corresponden a los gramos de soluto (14,7, que expresados también en moles será: $n = g/Pm = 14,7/98 = 0,15$ moles), así como el volumen del disolvente, agua, cuya densidad es 1

g/ml, por lo que los gramos de disolvente serán también 750 g, mientras que los gramos de disolución serán 14,7 + 750 = 764,7 g de disolución y así, tendremos

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

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):

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

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

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

- **P.P.M :** (Aunque esta expresión se usa solamente en disoluciones muy diluidas) se tienen 14700 mg de soluto en 0,7647 Kg totales:

$$\frac{14700 \text{ mg de soluto}}{0,7647 \text{ Kg de disolución}} = 19223 \text{ p.p.m.}$$

- **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 litros), o bien tomando directamente los gramos de soluto (14,7 g):

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

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

- **NORMALIDAD:** Al tratarse del ácido sulfúrico, cuya molécula tiene dos Hidrógenos por lo que su valencia es 2, se toman del cuadro las cantidades correspondientes, al igual que en el caso anterior, por lo que nos quedará:

$$N = \frac{14,7 \text{ g}_s \cdot 2 \frac{\text{equiv}}{\text{mol}}}{98 \frac{\text{g}_s}{\text{mol}} \cdot 0,75218 \text{ l}_{\text{disoluc}}} = 0,4 \text{ Normal}$$

- **MOLALIDAD:** Para calcularla, hemos de tomar el número de moles de soluto (0,15 moles) 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.

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

2- Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido clorhídrico del 18,43% en peso y densidad 1,130 g/ml

Solución: Al igual que en los demás casos hemos de realizar varios cálculos, el primero de los cuales es siempre la determinación del peso molecular del soluto, en este caso: HCl $\Rightarrow 1 + 35,5 = 36,5$

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia **1 litro de disolución**, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	208,26 g = 5,70 moles	+ 921,74 g	= 1130 g
Volumen	- - -	921,74 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,13 g/ml), que es:
 $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,13 = 1130 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 18,43% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1130 \cdot 0,1843 = 208,26 \text{ g soluto}$
 dato éste que colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 208,26/36,5 = 5,70 \text{ moles}$
 y con estos datos, se calcula la masa del disolvente, que la expresamos en gramos, Kilogramos y moles (en este caso al dividir los gramos entre 18, que es el peso molecular del agua)

$$1130 - 208,26 = 921,74 \text{ g} = 0,92174 \text{ Kg} = 51,21 \text{ moles}$$

finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{g/litro} = 208,26 / 1 = 208,26 \text{ g/litro}$$

$$\% \text{ en peso} = 208,26 \times 100 / 1130 = 18,43 \%$$

$$\text{- p.p.m. : } 208260 \text{ mg soluto} / 1,13 \text{ Kg disolución} = 184301 \text{ p.p.m}$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = 5,70 \text{ moles/1 litro} = 5,70 \text{ MOLAR}$$

$$\text{NORMALIDAD: } N = M \times v = 5,70 \times 1 = 5,70 \text{ Normal}$$

$$\text{molalidad: } m = 5,70 \text{ moles soluto} / 0,92174 \text{ Kg disolvente} = 6,18 \text{ molal}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = 5,70 \text{ moles soluto} / (5,70 + 51,21) = 5,70 / 56,91 = 0,100$$

3) Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido nítrico 6 molal y densidad 1,15 g/ml

Solución Como en todos los casos determinamos del peso molecular del soluto, en este caso:
 $\text{HNO}_3 \Rightarrow 1+14+3 \cdot 16 = 63$

Para completar esta tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia **1 kilogramo de disolvente**, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	6 moles = 378 g	+ 1Kg = 1000 g = 55,55 moles	= 1378 g
Volumen	---	1000 ml	1,198 litro = 1198,16 ml

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de molalidad (n° moles de soluto que hay por cada kilogramo de disolvente) al tener 1 Kg, tendremos **6 moles** de soluto, cuya masa será de: $M = 6 \cdot 63 = 378 \text{ g de soluto}$

y con este dato, determinamos la masa total de disolución, que será la suma de las masas del soluto y del disolvente:
 $378 + 1000 = 1378 \text{ g de disolución}$

y a partir de la masa de la disolución calculamos el volumen de la misma con ayuda de la densidad de la disolución (1,15 g/ml), que es: $v = m/d = 1378/1,15 = 1198,26 \text{ ml de disolución}$

De esta cantidad sabemos que el 18,43% es soluto, por lo que tendremos:

$$\text{g soluto} = 1198,26 \cdot 0,1843 = 220,26 \text{ g soluto}$$

dato éste que colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 220,26/36,5 = 6,03 \text{ moles}$

Finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en el ejemplo anterior.

$$\text{g/litro} = 378 / 1,198 = 315,53 \text{ g/litro}$$

$$\% \text{ en peso} = 378 \times 100 / 1378 = 27,43 \%$$

$$\text{- p.p.m. : } 378000 \text{ mg soluto} / 1,378 \text{ Kg disolución} = 274311 \text{ p.p.m.}$$

$$\text{MOLARIDAD: } M = 6 \text{ moles} / 1,198 \text{ litro} = 5,01 \text{ MOLAR}$$

$$\text{NORMALIDAD: } N = M \times v = 5,01 \times 1 = 5,01 \text{ Normal}$$

$$\text{molalidad: } m = 6 \text{ moles soluto} / 1 \text{ Kg disolvente} = 6 \text{ molal} \text{ (Es el dato que se nos da)}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } X = 6 \text{ moles soluto} / (6 + 55,56) = 6 / 61,56 = 0,097$$

4) Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de hidróxido de sodio 5,64 Molar y densidad 1,19 g/ml

Solución . Como en todos los casos determinamos del peso molecular del soluto, que en este caso es el
 $\text{NaOH} \Rightarrow 23 + 16 + 1 = 40$

Para completar esta tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia **1 litro de disolución**, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	5,64 moles = 225,48 g	+ 964,52 g=0,965 Kg=53,58 moles	= 1190 g
Volumen	- - - -	964,52 ml	1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de molalidad (n° moles de soluto que hay por cada litro de disolución) al tener 1 litro, tendremos **5,46 moles** de soluto, cuya masa será de:

$$M = 5,64 \cdot 40 = \mathbf{225,48 \text{ g de soluto}}$$

También partiendo del dato inicial, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,19 g/ml), que es:

$$m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,19 = \mathbf{1190 \text{ g}}$$

y con este dato, determinamos la masa del soluto, que será la diferencia entre la masa de la disolución y la del soluto:

$$1190 - 225,48 = \mathbf{964,52 \text{ g de disolvente}}$$

Finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/ml.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración de la misma forma que en los ejemplos anteriores.

$$\mathbf{g/litro} = 225,48 / 1 = \mathbf{225,48 \text{ g/litro}}$$

$$\mathbf{\% \text{ en peso}} = 225,48 \times 100 / 1190 = \mathbf{18,95 \%}$$

$$\mathbf{- p.p.m.} : 225480 \text{ mg soluto} / 1,19 \text{ Kg disolución} = \mathbf{189479 \text{ p.p.m.}}$$

$$\mathbf{MOLARIDAD: M} = 5,64 \text{ moles/1 litro} = \mathbf{5,64 \text{ MOLAR}}$$
 (Es el dato que se nos facilita)

$$\mathbf{NORMALIDAD: N} = M \times v = 5,64 \times 1 = \mathbf{5,64 \text{ Normal}}$$

$$\mathbf{molalidad: m} = 5,64 \text{ moles soluto} / 0,96452 \text{ Kg disolvente} = \mathbf{5,85 \text{ molal}}$$

$$\mathbf{FRACCIÓN MOLAR: X} = 5,64 \text{ moles soluto} / (5,64 + 53,58) = 5,64 / 59,22 = \mathbf{0,095}$$

CALCULO DE LA CONCENTRACIÓN EN LAS MEZCLAS DE VARIAS DISOLUCIONES

Cuando se prepara una disolución mezclando otras varias, hemos de tener en cuenta que se va a obtener una nueva disolución en la cual la cantidad de soluto será la suma de las cantidades añadidas con cada una de las disoluciones que se mezclaron y análogamente sucederá con la cantidad de disolvente.

Para simplificar estos cálculos vamos a utilizar un cuadro similar al empleado para una sola disolución, en el cual vamos a indicar las cantidades de soluto y disolvente de todas las disoluciones a mezclar.

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
+ Masa 1	gramos y moles +	gramos, moles y Kg =	gramos
+ Masa 2	gramos y moles +	gramos, moles y Kg =	gramos
+ Masa 3	gramos y moles +	gramos, moles y Kg =	gramos
= Masa total	gramos y moles +	gramos, moles y Kg =	gramos
Volumen 1	-----		litros y mililitros
Volumen 2	-----		litros y mililitros
Volumen 3	-----		litros y mililitros
Vol. total	-----		litros y mililitros

En este cuadro, la masa de cada disolución será la suma de la masa de su soluto y su disolvente, la masa total de soluto será la suma de las masas del soluto de todas las disoluciones, la masa total de disolvente será la suma de las masas del disolvente de todas las disoluciones mientras que la masa total de la disolución resultante será la suma de la masa total de soluto y de la masa total de disolvente, pero también será igual a la suma de las masas de las disoluciones que se mezclan.

En cuanto a los volúmenes, no podemos afirmar lo mismo ya que en la mayor parte de las ocasiones los volúmenes no son aditivos, sin embargo, la relación entre el volumen y la masa de cada disolución están relacionados por la densidad de la misma.

EJEMPLO

5) *Determinar la concentración de una disolución obtenida al mezclar 200 ml un ácido sulfúrico de concentración 19,6 g/litro y densidad 1,015 g/ml con 600 ml de un ácido sulfúrico del 39,68% y densidad 1,30 g/ml, a los que se le añade agua hasta completar un volumen total de un litro, obteniéndose una disolución de densidad 1,185 g/ml.*

Solución

Para completar el cuadro hemos de realizar los mismos cálculos que si se tratara de disoluciones independientes.

Así, en el caso de la disolución A se partiría de **200 ml**, calculando la cantidad de soluto que contienen:
 $19,6 \text{ g/l} \times 0,2 \text{ l} = \mathbf{3,92 \text{ g de soluto} = 0,04 \text{ moles}}$

y con la densidad, calcularíamos en volumen total de la disolución:

$$200 \text{ ml} \times 1,015 \text{ g/ml} = \mathbf{203 \text{ gramos de disolución}}$$

y por diferencia, la masa del disolvente: $203 - 3,92 = \mathbf{199,08 \text{ g} = 11,06 \text{ moles}}$

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	3,92 g = 0,04 moles	+199,08 g = 11,06 moles	= 203 gramos
Volumen	---	199,08 ml	200 ml = 0,2 litros

y todos estos datos los trasladamos al cuadro general.

Seguidamente se realiza la misma operación con la segunda disolución:

600 ml de un ácido sulfúrico del 39,68% y densidad 1,30 g/ml, en la que partimos de los **600 ml** que se toman, calculando por mediación de la densidad la masa que les corresponde: $m = 600 \text{ ml} \times 1,30 \text{ g/ml} = \mathbf{780 \text{ g de disolución}}$, de los que el 39,68% es de soluto: $780 \times 0,3968 = \mathbf{309,504 \text{ g de soluto} = 3,16 \text{ moles}}$ y el resto disolvente agua: $780 - 309,5 = \mathbf{470,5 \text{ g de disolvente agua} = 26,14 \text{ moles}}$, que son también 470,5 ml, y estos datos los trasladamos también al cuadro general

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	309,5 g =3,16 moles	+ 470,5 g =26,14 moles	= 780 g
Volumen	----	470,5 ml	600 ml = 0,6 litros

Finalmente, el enunciado del problema nos dice: *a los que se le añade agua hasta completar un volumen total de un litro, obteniéndose una disolución de densidad 1,185 g/ml*, de lo que deducimos que el volumen total de la disolución es 1 litro, dato éste que añadimos al cuadro general, así como la masa de la disolución total, obtenida a partir de la densidad: $m = 1000 \text{ ml} \times 1,185 \text{ g/ml} = \mathbf{1185 \text{ g}}$.

De este dato también podemos saber la cantidad de agua añadida, que será la diferencia entre estos 1185 g y las masas de las dos disoluciones anteriores:

masa de agua = $1185 - 203 - 780 = \mathbf{202 \text{ g de agua}}$ que corresponden a 202 ml de agua, mientras que de soluto, la cantidad añadida será nula ya que el agua es solamente disolvente.

Con todos estos datos, completamos el cuadro general calculando las cantidades totales de soluto (masa), de disolvente (masa) y de disolución (masa y volumen) a partir de las que podremos determinar ya todas las expresiones de la concentración de la disolución resultante:

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCION
Masa 1	3,92 g =0,04 moles	+ 199,08 g=11,06 moles	= 203 gramos
Masa 2	309,5 g =3,16 moles	+ 470,5 g =26,14 moles	= 780 g
Masa 3	0 g = 0 moles	+ 202 g = 11,22 moles	= 202 g
Masa total	313,42 g = 3,20 moles +	871,58 g = 48,42 moles	= 1185 g
Volum. 1	-----	199,08 ml	200 ml=0,2 litros
Volum. 2	-----	470,5 ml	600 ml=0,6 litros
Volum. 3	-----	202 ml	202 ml
Vol. total	-----	?	1000 ml =1 litro

$$\text{g/litro} = 313,42/1 = \mathbf{313,42 \text{ g/litro}}$$

$$\% \text{ en peso} = 313,42 \times 100 / 1185 = \mathbf{26,45 \%}$$

$$- \text{p.p.m.} : 313420 \text{ mg soluto} / 1,185 \text{ Kg disolución} = \mathbf{264489 \text{ p.p.m.}}$$

$$\text{MOLARIDAD: } \mathbf{M} = 3,20 \text{ moles/1 litro} = \mathbf{3,20 \text{ MOLAR}}$$

$$\text{NORMALIDAD: } \mathbf{N} = M \times v = 3,20 \times 2 = \mathbf{6,40 \text{ Normal}}$$

$$\text{molalidad: } \mathbf{m} = 3,20 \text{ moles soluto}/0,87158 \text{ Kg disolvente} = \mathbf{3,67 \text{ molal}}$$

$$\text{FRACCIÓN MOLAR: } \mathbf{X} = 3,20 \text{ moles soluto} / (3,20 + 48,42) = 3,20/51,62 = \mathbf{0,062}$$

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES

Algunas propiedades de las disoluciones dependen de la naturaleza de los componentes como es el caso del color o sabor (cuando se pueden probar) pero otras propiedades, que reciben el nombre de **propiedades coligativas**, dependen exclusivamente de la concentración del soluto en la disolución, pero no de su naturaleza o tamaño.

Las propiedades coligativas de las disoluciones son cuatro:

- 1) Disminución de la presión de vapor del disolvente
- 2) Disminución del punto de congelación:
- 3) Aumento del punto de ebullición
- 4) 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 de la naturaleza del disolvente y del número de partículas de soluto presente.

El anticongelante de los coches no es más que un producto que se echa 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 naturaleza del disolvente y de la cantidad de partículas de soluto presente. 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.

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** 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.
