

Tema N°11

Sustancias Puras y Mezclas. Estudio de las Disoluciones

El contenido Temático

- 1.- Sustancias Puras y Mezclas
- 2.- Clasificación de las Mezclas
- 3.- Estudio de las Disoluciones
 - 3.1.- Tipos de Disoluciones
- 4.- Obtención de una disolución
- 5.- Concentración de una Disolución
 - 5.1.- Formas de expresar la concentración de forma Cualitativa
 - 5.2.- Formas de expresar la concentración de una disolución en forma cuantitativa
 - 5.2.1.- Concentración Porcentual (%) en masa
 - 5.2.2.- Concentración m - V (g/L)
 - 5.2.3.- Concentración Porcentual en Volumen
 - 5.2.4.- Partes por Millón (ppm)
 - 5.2.5.- Concentración Molar (M)
 - 5.2.6.- Normalidad (N)
 - 5.2.7.- Molalida (m)
 - 5.2.8.- Fracción Molar (X)

1.- Sustancias Puras y Mezclas.

Sustancias puras y mezclas

<https://bioprofe.com/sustancias-puras-y-mezclas/>

Sustancias puras y mezclas

<https://www.edumedia-sciences.com/es/media/368-mezclas-y-sustancias-puras>

Sustancias puras y mezclas

<https://tresorderecursos.com/es/5141-2/>

Sustancias puras y mezclas

https://proyectodescartes.org/EDAD/materiales_didacticos/EDAD_3eso_sustancias_mezclas-JS/index.htm

Video: Sustancias puras y mezclas

<http://www.youtube.com/watch?v=GAB0Q29OCSI>

Video: Mezclas Homogéneas y Heterogéneas

<http://www.youtube.com/watch?v=CXH39GCXtk0&feature=related>

Video: Mezclas. Disoluciones

<http://www.youtube.com/watch?v=jUh-BgiDxb4>

La **MATERIA** se presenta en la naturaleza en forma de:

a) Sustancias puras

1.- **Elementos químicos**. Ejemplos: Ag, Au, Pt, O₂, H₂.

2.- **Compuestos químicos**. Ejemplos: H₂O, H₂SO₄, CaCO₃.

Video: Sustancias puras

<https://www.youtube.com/watch?v=766BvjjMT-0>

b) **Mezclas**. Unión de dos o más compuestos químicos.

Video: Mezclas

<https://www.youtube.com/watch?v=2FPaXer7AN0>

2.- Clasificación de las mezclas:

a) **Mezclas Homogéneas**. - No se distinguen sus componentes.

Video: Mezclas homogénea

https://www.youtube.com/watch?v=MeJe6b_FP04

Video: Mezclas homogéneas

<https://www.youtube.com/watch?v=TaZmXxPv28k>

La mezcla Homogénea recibe el nombre de Disolución

b) **Mezclas Heterogéneas**. - Se distinguen sus componentes.

Video: Mezclas heterogéneas

https://www.youtube.com/watch?v=xKrObx1_RKU

Video: Mezclas homogéneas

<https://www.youtube.com/watch?v=x2VMjZUXdqk>

3.- Estudio de las Disoluciones (Mezclas Homogéneas)

En nuestro nivel educativo estudiaremos las disoluciones constituidas por **dos componentes**:

- a) **Soluto**. - Se encuentra en menor cantidad.
- b) **Disolvente**. - Se encuentra en mayor cantidad.

Disoluciones

<https://www.youtube.com/watch?v=mps-HK5Dpvc>

Disoluciones

<https://www.youtube.com/watch?v=9owEfiDh4DI>

3.1.- Tipos de disoluciones

Las **disoluciones** se clasifican en función del **estado de agregación** de los componentes de la disolución, **disolvente** y **soluto**:

- a) **Disolvente sólido y soluto sólido (Disolución sólido - sólido)**

Estamos hablando de las **aleaciones**, como por ejemplo, el **bronce** (Cobre más Estaño)

- b) **Disolvente líquido y soluto sólido (Disolución líquido - sólido)**

Son las más frecuentes en todas las ramas de la Química (**Cloruro sódico en agua**)

- c) **Disolvente gas y soluto sólido (Disolución gas - sólido)**
Polvo disuelto en el aire

- d) **Disolvente líquido y soluto líquido (Disolución líquido - líquido)**
Ácido sulfúrico en agua. Son muy importantes
- e) **Disolvente gas y soluto líquido (Disolución gas - líquido)**
El aire.
- f) **Disolvente sólido y soluto gas (Disolución sólido - gas)**
Hidrógeno contenido en un entramado metálico.
- g) **Disolvente líquido soluto gas (Disolución líquido - gas)**
Oxígeno disuelto en agua (respiración de peces)
- h) **Disolvente gas y soluto gas (Disolución gas - gas)**
El gas natural (mezcla de metano, etano, propano, butano y dióxido de Carbono)

Tipos de disoluciones

<https://www.youtube.com/watch?v=xAeOFfLWMD4>

4.- Obtención de una Disolución

Utilizaremos como ejemplo la disolución del **NaCl sólido** en **agua** en donde se ponga de manifiesto el **efecto pantalla** que producen las **moléculas dipolares** del agua.

Animación: Disolución del cloruro sódico

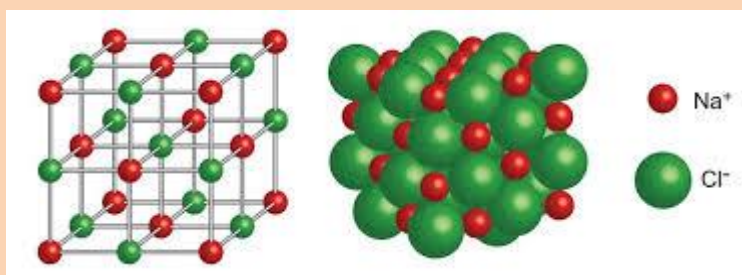
<https://www.youtube.com/watch?v=3fOeGGfpiy8>

Disolución de cloruro sódico en agua

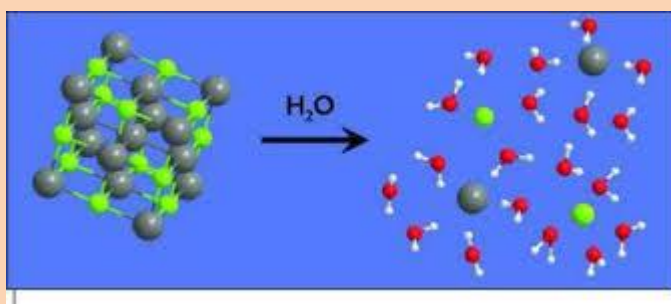
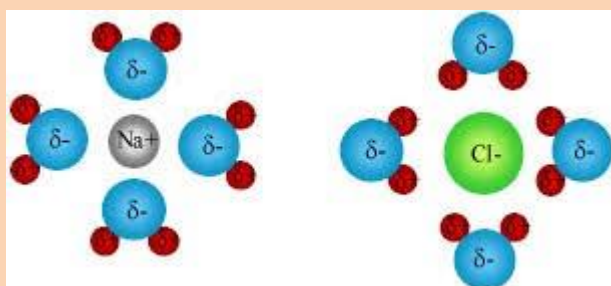
<https://www.youtube.com/watch?v=3GAKxHiyHoU>

Disolución de NaCl en Agua

<http://www.youtube.com/watch?v=hFNhFASW1uE>



En un principio los **cationes sodio** y **aniones cloruro** forman un entramado cristalino mediante la atracción de los iones por **fuerzas electrostáticas**. Cuando introducimos este entramado cristalino en agua entre los cationes y aniones se interponen las moléculas dipolares del agua lo que hace que las **fuerzas electrostáticas** entre iones **disminuya** y la estructura cristalina se **desmorone** por lo que los iones quedan en libertad en el seno del agua (disolvente)



5.- Concentración de una Disolución

Concentración de una disolución

<https://www.liceoagb.es/quimigen/diso2.html>

Concentración de una disolución

<https://www.hiru.eus/es/quimica/disoluciones-estandar-concentracion>

Concentración de una disolución

<https://antoniofisicayquimica.jimdofree.com/4%C2%BA-eso/reacciones-qu%C3%ADmicas/concentraci%C3%B3n-de-disoluciones/>

Una vez que se ha constituido la disolución ha llegado el momento de establecer las cantidades de soluto y disolvente que han constituido la formación de la citada disolución. Estamos en disposición de **cuantificar la disolución**.

La **concentración** de una **disolución** mide la **proporción** que existe entre la **cantidad de soluto** y la **cantidad de disolvente** o de **disolución**.

El estudio de la concentración de una disolución lo podemos afrontar bajo dos puntos de vista:

a) **Forma Cualitativa**

- 1.- **Disolución Diluida**
- 2.- **Disolución Concentrada**
- 3.- **Disolución Saturada**
- 4.- **Disolución Sobresaturada**

b) **Forma Cuantitativa**

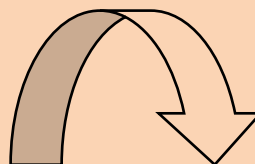
- 1.- % en Masa
- 2.- % en Volumen
- 3.- % em m - V
- 4.- Partes por Millón
- 5.- Molaridad
- 6.- Normalidad
- 7.- Molalidad
- 8.- Fracción Molar

5.1.- Formas de expresar la concentración de una disolución de forma Cualitativa

Para la experiencia que realizaremos más tarde necesitamos saber el concepto de **Solubilidad** que la definiremos como la **capacidad de una cierta sustancia (solute) para disolverse en otra conocida como disolvente.**

Otra definición:- **Capacidad máxima de una sustancia que se disuelve en 100 gramos de agua.**

Supongamos que en un vaso de precipitados tenemos un volumen de agua destilada de 250 ml. Vamos a ir añadiendo al disolvente, agua, cantidades sucesivas de sulfato de cobre (II). En la siguiente tabla exponemos la experiencia:



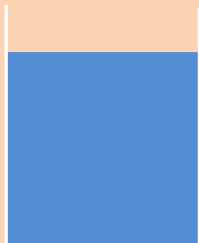


<u>N^o ADICIÓN</u>	<u>g CuSO₄ añadidos</u>	<u>g. Total</u>
1 ^a	1	1
2 ^a	1	2
3 ^a	1	3
4 ^a	1	4
5 ^a	1	5
6 ^a	1	6
7 ^a	1	7
8 ^a	1	8
9 ^a	1	9
10 ^a	1	10
11 ^a	1	11

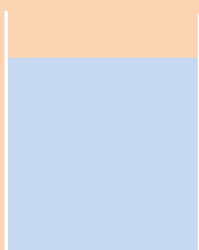
Explicaré el proceso:

Vamos añadiendo el CuSO₄, agitamos y el soluto se va disolviendo. A medida que avanzamos en las adiciones observamos que el medio va tomando tonalidades azules, cada vez más intensas, y que el tiempo de agitación para disolver el sulfato se hace cada vez mayor. De esta forma llegamos a 10^a adición, el tono azul es muy intenso y tardamos mucho tiempo en disolver al sulfato de cobre, pero lo disolvemos. Cuando hacemos la 11^a adición, por mucho que agitemos el gramo de sulfato que hemos añadido **no hay forma posible de disolverlo**. Podríamos **calentar** y se disolvería pero cuando la temperatura volviera a la temperatura inicial aparecería, de nuevo, en el fondo del vaso **el gramo de sulfato**. Dicho de otra forma, en nuestra cantidad de disolvente solo se pueden disolver **10 g de CuCO₄**. A esta cantidad de sulfato le llamamos **CANTIDAD DE SATURACIÓN**. Por lo tanto ya podemos dar una primera definición:

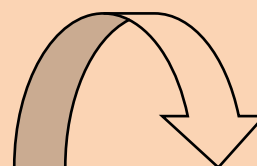
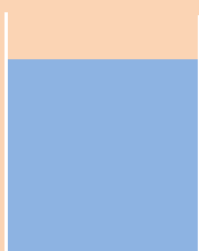
Disolución **SATURADA**. - Aquella que contiene la máxima cantidad posible de soluto.



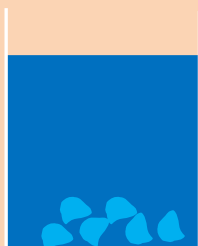
Disolución **DILUIDA**. - Cuando la cantidad de soluto está lejos de la cantidad de **SATURACIÓN**.



Disolución **CONCENTRADA**. - Cuando la cantidad de soluto está próxima a la cantidad de **SATURACIÓN**.



Cuando hicimos la 11ª adición, el gramo de soluto no se podía disolver y este se encontrará en el fondo del vaso. Nos aparece: Disolución **SOBRESATURADA**.- Cuando la cantidad de sulfato es **SUPERIOR** a la cantidad de **SATURACIÓN**.



Video: Disolución de sulfato en agua

<http://www.youtube.com/watch?v=ndHGPOd82n8>

Mamá el ColaCao está muy dulce (**disolución concentrada en azúcar**).

Mamá el ColaCao está muy poco dulce (**disolución diluida en azúcar**).

Mamá en el fondo del vaso hay azúcar (**disolución sobresaturada de azúcar**).

5.2.- Formas cuantitativas de expresar la Concentración de una Disolución

El **aspecto cuantitativo** se expresa de las siguientes formas:

- 1.- % en Masa
- 2.- % en Volumen
- 3.- % em m - V
- 4.- Partes por Millón
- 5.- Molaridad
- 6.- Normalidad
- 7.- Molalidad

8.- Fracción Molar

5.2.1.- Concentración porcentual (%) en Masa

Expresa los **gramos de soluto** por cada **100 gramos de disolución** = masa de soluto (g) / masa de disolución (100g disolución)

De la definición anterior y mediante una regla de "tres" podemos conocer el % de la disolución:

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{soluto}}}{M_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \quad \% \text{ en soluto}$$

Ejercicio Resuelto

En 200 g de agua se disuelven 25 g de un soluto. ¿Cuál es el porcentaje en masa de soluto en la disolución

Resolución

$$M_{\text{soluto}} = 25 \text{ g}$$

$$M_{\text{disolvente}} = 200 \text{ g}$$

$$\text{Masa disolución} = 225 \text{ g}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{M_s}{M_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{25 \text{ g}}{225 \text{ g}} \cdot 100 =$$

$$= 11,11 \% \text{ en masa de soluto}$$

Ejercicio Resuelto

En un vaso se han puesto 250 g de alcohol junto con 2 g de yodo, que se disuelven completamente.

a) Calcular la concentración de la disolución en % en masa.

b) ¿Cuántos gramos de disolución habrá que coger para que al evaporarse el alcohol queden 0,5 g de yodo sólido?

c) Si tomamos 50 g de disolución y dejamos evaporar el alcohol. ¿Cuántos gramos de yodo quedan?

Resolución

Mdisolvente = 250 g alcohol

Msoluto = 2 g de yodo

Masa disolución = 252 g

$$\% \text{ masa} = \frac{M_s}{M_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{2 \text{ g}}{252 \text{ g}} \cdot 100 = 0,79 \% \text{ en Yodo}$$

b)

$$0,5 \text{ g I} \cdot \frac{100 \text{ g disol.}}{0,79 \text{ g I}} = 63,2 \text{ g disolución}$$

c)

$$50 \text{ g disolución} \cdot \frac{0,79 \text{ g I}}{100 \text{ g disol.}} = 0,395 \text{ g Yodo.}$$

Ejercicio Resuelto

Hemos preparado una disolución de cloruro de cobre (CuCl_2) en agua disolviendo 12 g de cloruro de cobre en 98 g de agua, de forma que una vez completamente disuelta ocupa un volumen de 100 cm^3 .

- Calcula la concentración en % en masa y en g/l
- ¿Qué concentración tendrán 100 cm^3 de esa disolución?
- Si evaporamos todo el agua que hay en los 100 cm^3 de disolución, ¿cuánto cloruro de cobre se recupera?
- ¿Qué tendríamos que hacer para que la disolución esté más diluida?

Resolución

$$M_{\text{solute}} = 12 \text{ g}$$

$$M_{\text{solvent}} = 98 \text{ g}$$

$$\text{Masa disolución} = 110 \text{ g}$$

$$V = 100 \text{ cm}^3.$$

$$\% \text{ masa} = \frac{M_s}{M_{\text{disol.}}} \cdot 100 = \frac{12 \text{ g}}{110 \text{ g}} \cdot 100 = 10,9 \text{ \%}$$

en CuCl_2

b)

Según el enunciado:

Tenemos 12 g soluto / en 100 cm^3 de disolución

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \cdot 12 \text{ g soluto} / 100 \text{ cm}^3 \text{ de disolución} =$$

$$= 12 \text{ g} = 120 \text{ g soluto}$$

Es decir:

$$120 \text{ g soluto} / 1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

$$1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ L}$$

La concentración pedida es: 120 g/L

c)

El agua se evapora y queda un residuo sólido de soluto

d)

Añadir más cantidad de disolvente (agua)

5.2.2.- Concentración m - V(en gramos de soluto por litro de disolución (g/L)].

Ejercicio Resuelto

Para realizar una experiencia nos hacen falta $7,5 \text{ g}$ de NaOH. Nos vamos al almacén de productos químicos y encontramos un frasco en cuya etiqueta dice NaOH 20 g/L . Determinar el volumen de esta disolución que tendremos que sacar del frasco para tener los $7,5 \text{ g}$ exigidos.

Resolución

$$\frac{7,5 \text{ g NaOH}}{20 \text{ g NaOH}} \cdot 1000 \text{ mL} = 375 \text{ mL. de disolución.}$$

Ejercicio resuelto

Para sazonar un caldo de pescado se deben añadir 16 g de sal a 2 litros de caldo.

- ¿Cuál es la concentración de sal (en g/l) en el caldo?
- Si cogemos 150 ml de caldo ¿cuál será su concentración? ¿Qué cantidad de sal contendrán esos 150 ml?

Resolución

$$m_{\text{sal}} = 16 \text{ g}$$

$$V_{\text{caldo disolución}} = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL.}$$

Según el enunciado:

$$16 \text{ g sal} / 2 \text{ L} = 8 \text{ g/L}$$

Cuando tomamos una muestra de una disolución de **concentración conocida**, la muestra tiene **la misma concentración**. Me explicaré:

En 150 ml de caldo tendremos una cantidad de sal:

$$150 \text{ ml caldo} \cdot (16 \text{ g sal} / 2000 \text{ mL caldo}) = 1,2 \text{ g sal}$$

$$1,2 \text{ g sal} / 150 \text{ ml caldo} = 0,008 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} / 1 \text{ L} =$$

$$= 8 \text{ g} / \text{L}$$

La cantidad de sal contenida en **150 ml de caldo**:

$$150 \text{ ml } \cancel{\text{caldo}} \cdot (16 \text{ g sal} / 2000 \text{ mL } \cancel{\text{caldo}}) = 1,2 \text{ g sal}$$

Ejercicio Resuelto

Tenemos una disolución de azúcar en agua, de concentración desconocida. Tomamos con una pipeta 10 ml de esa disolución, los colocamos en un cristizador, y medimos que, cuando se evapora el agua, quedan 0,65 g de azúcar. ¿qué concentración en g/L tiene la disolución?

Resolución

Cuando se evapora el agua de los 10 mL de disolución nos quedan 0,65 g de azúcar, dicho de otra forma:

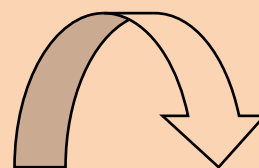
10 mL disolución / 0,65 g azúcar

Si queremos conocer la concentración en g/L debemos calcular los gramos de soluto existentes en un litro (1000 mL):

$$1000 \text{ mL } \cancel{\text{disolución}} \cdot (0,65 \text{ g azúcar} / 10 \text{ mL } \cancel{\text{disolución}}) =$$

$$= 65 \text{ g azúcar}$$

La concentración será: **65 g/L**



Ejercicio resuelto

La glucosa, uno de los componentes del azúcar, es una sustancia sólida soluble en agua. La disolución de glucosa en agua (suero glucosado) se usa para alimentar a los enfermos cuando no pueden comer. En la etiqueta de una botella de suero de 500 cm³ aparece: "Disolución de glucosa en agua, concentración 55g/l".

a) ¿Cuál es el disolvente y cuál el soluto en la disolución?

b) Ponemos en un plato 50 cm³.

Si dejamos que se evapore el agua, ¿Qué cantidad de glucosa quedará en el plato?

c) Un enfermo necesita tomar 40 g de glucosa cada hora ¿Qué volumen de suero de la botella anterior se le debe inyectar en una hora?

Resolución

a)

Disolvente: **Agua.**

Soluto: **Glucosa.**

b)

Concentración: 55 g/L

En 50 cm³ de disolución tendremos una cantidad de glucosa:

$$50 \text{ cm}^3 \cdot (55 \text{ g Glucosa} / 1000 \text{ cm}^3) = 2,75 \text{ g Glucosa}$$

En el plato quedarán 2,75 g de glucosa estado sólido.

c)

Los 40 gramos de glucosa estarán en un volumen de disolución:

$$40 \text{ g } \cancel{\text{Glucosa}} \cdot (1 \text{ L disolución} / \cancel{55 \text{ g } \text{Glucosa}}) =$$

$$= 0,72 \text{ L disolución} = 720 \text{ mL de disolución/hora}$$

Ejercicio Resuelto

El profesor nos propone preparar 250 mL. de una disolución de NaOH de concentración 10 g/L. Explica el procedimiento que tendrás que realizar.

Resolución

Lo primero será determinar la cantidad de soluto que debe existir en la disolución:

$$250 \text{ mL. } \cancel{\text{disolución}} \cdot \frac{10 \text{ g NaOH}}{1000 \text{ mL. } \cancel{\text{disolución}}} = 2,5 \text{ g de NaOH.}$$

En un vaso de precipitados perfectamente limpio y seco y en la balanza pesaremos los gramos necesarios (2,5 g). En el mismo vaso añadimos un poco de agua destilada para disolver el NaOH. Una vez disuelto llevamos esta primera disolución a un matraz aforado de 250 mL. Lavamos un poco el vaso de precipitados para arrastrar los restos de NaOH que hayan quedado en el vaso. Llevamos el contenido del lavado al matraz aforado y enrasamos este hasta la marca que nos

indique el matraz. Agitamos varias veces y ya tenemos confeccionada nuestra disolución.

Ejercicio resuelto

La concentración de una disolución es 60 g/L. ¿Cuánto soluto hay contenido en 200 cm³ de esta disolución?

Resolución

$$200 \text{ cm}^3 \cdot (60 \text{ g soluto}/1000 \text{ cm}^3) = 12 \text{ g soluto}$$

Ejercicio Resuelto

Tenemos una disolución de sulfato de cobre en agua de concentración 15 g/l. Si su densidad es de 1,1 g/cm³ calcula su concentración en % en peso.

Resolución

Sulfato de cobre: 15 g/L
d = 1,1 g/cm³.

Según el dato de la concentración:

En 1000 cm³ disolución / 15 g soluto

El litro de disolución tendrá una masa que podremos conocer mediante la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}}/V$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V = (1,1 \text{ g/cm}^3) \cdot 1000 \text{ cm}^3 =$$

= 1100 g de disolución

% en masa = $m_{\text{sólido}} / m_{\text{disolución}} \cdot 100 =$

= $(15 \text{ g} / 1100 \text{ g}) \cdot 100 = 1,36 \% \text{ en masa de Sulfato de cobre}$

Ejercicio resuelto

Queremos preparar 250 cm³ de disolución de sal en agua, con una concentración de 5 g/l. ¿Qué cantidad de sal debemos disolver en agua?

Resolución

250 cm³ disolución. $(5 \text{ g sal} / 1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}) = 1,25 \text{ g sal}$

Ejercicio Resuelto

Juntamos en un mismo recipiente 50 ml de una disolución de sal común en agua de concentración 20 g/l, y 100 ml de otra disolución de sal común en agua de concentración 30 g/l.

a) ¿Qué cantidad de sal tenemos en total?

b) ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?

Resolución

Disolución 1 : 50 mL , 20 g/L

Disolución 2: 100 mL ; 30 g/L

La disolución 1 nos aporta una cantidad de sal de:

50 mL disolución . $(20 \text{ g sal} / 1000 \text{ mL disolución}) = 1 \text{ g sal}$

La disolución 2 nos aporta una cantidad de sal:

$$100 \text{ mL } \cancel{\text{disolución}} \cdot (30 \text{ g sal}/1000 \text{ mL } \cancel{\text{disolución}}) = 3 \text{ g sal}$$

$$M_{\text{Totalsal}} = 1 + 3 = 4 \text{ g}$$

$$V_{\text{Total}} = 50 + 100 = 150 \text{ mL.}$$

Podemos escribir que:

$$150 \text{ mL disolución} / 4 \text{ g sal}$$

Como la concentración final nos la piden en g/L:

$$1000 \text{ mL } \cancel{\text{disolución}} \cdot (4 \text{ g sal}/150 \text{ mL } \cancel{\text{disolución}}) = \\ = 26,66 \text{ g sal}$$

Es decir: **26,66 g sal/L**

Ejercicio resuelto

Una disolución de sal en agua tiene una concentración del 20 % en peso y una densidad de $1,15 \text{ g/cm}^3$.

Calcular su concentración en g/l.

Resolución

20% en peso

$$d = 1,15 \text{ g/cm}^3.$$

Supongamos **1 L** (1000 cm^3) de disolución. Este volumen de disolución tendrá una masa de disolución que podremos obtener mediante la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,15 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = \mathbf{1150 \text{ g disolución}}$$

La masa obtenida es de disolución pero sabemos que el 20% de ella pertenece al soluto:

$$\begin{aligned} 1150 \text{ g disolución} \cdot (20 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución}) &= \\ &= \mathbf{23 \text{ g soluto}} \end{aligned}$$

Luego la concentración pedida es: **23 g/L.**

Ejercicio resuelto

Una disolución está formada por 8 g de soluto y 250 g de agua. Sabiendo que la densidad de la disolución es de $1,08 \text{ g/cm}^3$. Calcula la concentración de la disolución en g/l.

Resolución

Masa soluto = 8 g

Masa disolvente = 250 g

Masa disolución = **258 g**

Tenemos la masa de soluto pero no conocemos el Volumen de la disolución resultante. Si utilizamos la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}}/V$$

$$V = m_{\text{disolución}} / d = 258 \text{ g} / 1,08 \text{ (g/cm}^3\text{)} = 238,88 \text{ cm}^3$$

Es decir, en 238,88 cm³ de disolución tenemos 8 g de soluto, luego nuestra concentración en g/L será:

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \cdot (8 \text{ g soluto} / 238,88 \text{ cm}^3 \text{ disolución}) =$$
$$= 33,48 \text{ g soluto}$$

Concentración: 33,48 g/L

5.2.3.- Concentración Porcentual en volumen.

Expresa el volumen de soluto disuelto por cada 100 volúmenes de disolución:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \% \text{ en volumen de soluto}$$

Ejercicio resuelto

En una bebida alcohólica leemos: 13,5 %vol. a) ¿Qué significa ese número?

b) Si la botella contiene 700 ml de la bebida ¿Qué volumen de alcohol contiene?

Resolución

a)

La concentración de la disolución en % en volumen, es decir:

En 100 mL de disolución / Hay 13,5 mL de alcohol (Solute)

b)

En 700 mL de disolución alcohólica existirán:

~~700 mL disolución~~ . (~~13,5 mL alcohol/100 mL disolución~~) =

= 94,5 ml de alcohol

Ejercicio Resuelto

Calcular qué volumen de aceite debemos disolver en 600 ml de gasolina para lograr una concentración del 15% vol.

Resolución

Recordemos que:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \% \text{ n volumen (1)}$$

$$V_{\text{solute}} = x$$

$$V_{\text{disolvente}} = 600 \text{ mL}$$

$$\text{Volumen disolución} = (600 + x) \text{ mL}$$

Si nos vamos a la ecuación (1)

$$15 = x / (600 + x) \text{ mL} \cdot 100$$

$$15 \cdot (600+x) \text{ mL} / 100 = x$$

$$(9000 + 15 x) / 100 = x$$

$$9000 + 15 x = 100 x$$

$$85 x = 9000$$

$$x = 9000/85 = 105,88 \text{ mL de aceite}$$

Ejercicio Resuelto

Tenemos 20 ml. de una disolución de alcohol en agua al 40 % vol. Diluimos añadiendo 60 ml de agua pura.
¿cuál será ahora la concentración de la nueva disolución?

Resolución

En los 20 mL de disolución tenemos una cantidad de alcohol igual:

$$20 \text{ mL disolución} \cdot (40 \text{ mL alcohol} / 100 \text{ mL disolución}) =$$

$$= 8 \text{ g alcohol}$$

Al añadir 60 mL de agua la situación será:

$$V_{\text{solute}} = 8 \text{ mL}$$

Vdisolvente antes de añadir el agua:

$$V_{\text{disolvente}} = 20 - 8 = 12 \text{ mL}$$

$$\text{Nuevo } V_{\text{disolvente}} = 12 + 60 = 72 \text{ mL}$$

$$\text{Volumen nueva disolución} = 8 + 72 = 80 \text{ mL}$$

Recordemos:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \%$$

$$\% \text{ en volumen} = (8 \text{ mL} / 80 \text{ mL}) \cdot 100 = 10 \% \text{ en volumen de alcohol}$$

5.2.4.- Concentración en Partes por millón (ppm)

Las Partes por millón (ppm) es una unidad de medida de **concentración** que mide la cantidad de **unidades de sustancia** que hay por cada **millón de unidades del disolvente**.

El método de cálculo de ppm es diferente para sólidos, líquidos y gases:

a) ppm de elementos sólidos y líquidos: se calcula según la masa del sistema:

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de sustancia analizada}}{\text{masa disolvente}} \cdot 10^6$$

b) ppm de gases: se calcula según el volumen:

$$\text{ppm} = \frac{\text{volumen de sustancia analizada}}{\text{volumen disolvente}} \cdot 10^6$$

Es un tipo de concentración que se utiliza para determinar muy pequeñas cantidades de lo que podemos llamar soluto. A estas cantidades tan pequeñas se les conoce como "Trazas".

Para medición de concentraciones incluso todavía más pequeñas se utilizan las partes por billón (ppb).

Este tipo de concentración se utiliza mucho para medir la calidad del aire. Este es el caso de medición de la calidad del aire, 5 ppm de CO equivalen a 5 unidades de volumen de CO por cada millón de unidades de volumen de aire, es decir 5 litros de CO en un millón de litros de aire. 9 ppm de Monóxido de carbono (CO): 9 litros de CO en 1 millón de litros de aire

Ejercicio resuelto

Se han detectado 12 mg de sustancia radioactiva en un depósito de 3 m³ de agua. Calcular la concentración:

Peso de sustancia analizada = 12 mg = 1,2 · 10⁻⁵ kg

Peso de los 3 m³ de agua = 3.000 kg

Resolución

Masa soluto:

$$12 \text{ mg} \cdot \frac{1 \text{ Kg}}{10^6 \text{ mg}} = 12 \cdot 10^{-6} \text{ Kg}$$

Masa de disolvente:

Sabemos que la densidad del agua es de 1 g/cm^3 (1 g ocupa un volumen de 1 cm^3)

$$V = 3 \text{ m}^3$$

$$3 \text{ m}^3 \cdot \frac{1 \text{ g agua}}{10^{-3} \text{ m}^3} = 3 \cdot 10^3 \text{ g} = 3000 \text{ g agua}$$

$$\text{ppm} = \frac{12 \cdot 10^{-6} \text{ g}}{3 \cdot 10^3 \text{ g}} \cdot 10^6 = 4 \cdot 10^{-3} \text{ ppm de sust. Radiact}$$

Ejercicio resuelto

El agua de mar contiene 4 ppb (partes por billón) de oro. Calcular la cantidad de agua de mar que tendríamos que destilar para obtener 1 kg de oro. Dato: densidad del agua = 1,025 kg/l.

Resolución

$$\text{ppb} = 4 = (\text{masa oro} / \text{masa agua}) \cdot 10^9 =$$

$$= (1 \text{ kg de oro} / \text{kg agua}) \cdot 10^9$$

Masa de agua necesaria:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = (10^9 \text{ Kg} / 4) = 2,5 \cdot 10^8 \text{ kg}$$

Sabiendo que:

$$d = m/V$$

$$V = m/d$$

$$V = (2,5 \cdot 10^8 \text{ Kg} / (1,025 \text{ Kg/L})) = 2,43 \cdot 10^8 \text{ litros agua de mar a destilar}$$

Ejercicio resuelto

Ejercicio 2: Calcular las ppm de 80 mg de ion sulfato (SO_4^-) en 5 litros de agua.

Resolución:

$$\text{Masa de ion sulfato} = 80 \text{ mg} = 8 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$$

$$\text{Masa de agua} = 5 \text{ kg (masa de 5 litros, } d = 1 \text{ g/cm}^3)$$

Masaión sulfato

$$\text{ppm} = \text{-----} \cdot 10^6$$

Masa de agua

$$\text{ppm} = (8 \cdot 10^{-5} / 5) \cdot 10^6 = 16 \text{ ppm}$$

5.2.5.- Concentración Molar (M):

Nos relaciona el número de moles de soluto con el volumen de disolución en litros.

Ecuación:

$$M = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles de soluto}}{\text{Volumen disolu. (L)}} \quad (1)$$

Como $n^\circ \text{ moles soluto} = m_{\text{solute}}/Mm$

Nos vamos a (1):

$$M = \frac{m_{\text{solute}}/Mm}{V(L)}$$

$$M = \frac{m_{\text{solute}}}{Mm \cdot V(L)}$$

Ejercicio Resuelto

Calcula la molaridad de una disolución que se obtiene disolviendo 175,35 g de NaCl en agua hasta completar 6 litros de disolución.

Datos: Na = 23 u; Cl = 35,4 u

Resolución

$$M = \frac{m_{\text{solute}}}{M_m \cdot V(L)} \quad (1)$$

Calculemos la M_m del NaCl = 58,5 u (Calcular y comprobar)

Nos vamos a la ecuación (1):

$$M = 175,35 / (58,5 \cdot 6) =$$

$$= 175,35 \text{ mol} / 351 \text{ L} =$$

$$= 0,499 \text{ mol/L} = 0,499 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejercicio Resuelto

Calcula la molaridad de una disolución que se obtiene disolviendo 25 g de KCl en 225 g de agua, sabiendo que la densidad de la disolución es de 2,1 g/mL. Datos: $A(K)=39,1$ u; $A(Cl)=35,4$ u

Resolución

M_m KCl = 74,6 u (Calcular y comprobar)

$$M_{\text{disolución}} = m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}} = 25 \text{ g} + 225 \text{ g} = 250 \text{ g disolución}$$

Esta masa de disolución tiene un volumen que conoceremos mediante la densidad de la disolución resultante:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$V_{\text{disolución}} = m_{\text{disolución}} / d =$$

$$= 250 \text{ g} / 2,1 \text{ (g/mL)} = 119,04 \text{ mL disoluc.} =$$

$$= 0,119 \text{ L disolución}$$

$$M = m_{\text{soluta}} / [(Mm \cdot V(L))]$$

$$M = 25 / (74,6 \cdot 0,119) =$$

$$= 25 / 8,87 = 2,81 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejercicio Resuelto

¿Cuántos gramos de HNO_3 se encuentran en 200 mL de una disolución 2,5 M?

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u; N = 14 u; O = 16 u

Resolución

$$Mm \text{ HNO}_3 = 63 \text{ u (calcular y comprobar)}$$

$$V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$M = m_{\text{soluta}} / [(Mm \cdot V(L))]$$

$$2,5 = m_{\text{soluta}} / (63 \cdot 0,2)$$

$$m_{\text{soluta}} = 2,5 \cdot 12,6 = 31,5 \text{ g}$$

Ejercicio Resuelto

Una disolución está formada por 25 g de Ca(OH)_2 en 750 mL de disolución. Calcula su molaridad.

Datos: Ca = 40 u; O = 16 u; H = 1 u

Resolución

$$Mm \text{ Ca(OH)}_2 = 74 \text{ u}$$

$$V_{\text{disolución}} = 750 \text{ mL} = 0,750 \text{ L}$$

$$m_{\text{solute}} = 25 \text{ g}$$

$$M = m_{\text{solute}} / [(Mm \cdot V(L))]$$

$$M = 25 / (74 \cdot 0,750) =$$

$$= 25 / 55,5 = 0,45 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejercicio Resuelto

Se tiene una disolución de H_2SO_4 al 48% en masa. Sabiendo que su densidad es de 1,18 g/mL, calcula la molaridad de la disolución.

Datos: S = 32 u; O = 16 u; H = 1 u

Resolución

Como el problema no nos dice nada referente al volumen de la disolución vamos a considerar que:

$$V_{\text{disolución}} = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

Este volumen tiene una masa que vale:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,18 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1180 \text{ g disolución}$$

En estos gramos de disolución existirán gramos de soluto y gramos de disolvente. Como la disolución tiene una composición en masa del 48%:

$$1180 \text{ g disolución} \cdot (48 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución}) =$$

$$= 566,4 \text{ g soluto}$$

Recordemos:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)] \quad (1)$$

$$Mm \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$$

Nos vamos a (1):

$$M = 566,4 / (98 \cdot 1) =$$

$$= 566,4 / 98 = 5,78 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejercicio resuelto

Se tiene una disolución de KOH al 20 % y densidad 1,05 g/mL. Calcula el volumen que debemos tomar de ésta disolución para preparar 1 litro de disolución 2 M.

Resolución

Determinaremos en primer lugar la masa de KOH necesaria para preparar el litro de disolución 2 M:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$m_{\text{solute}} = M \cdot [M_m \cdot V \text{ (l)}]$$

$$M_m \text{ KOH} = 56,1 \text{ u}$$

$$m_{\text{solute}} = 2 \cdot 56,1 \cdot 1 = 112,2 \text{ g de KOH}$$

Estos gramos de KOH debemos de sacarlos de un volumen de la disolución inicial.

Si suponemos un $V = 1 \text{ L}$ de la disolución inicial, la masa de este litro será:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,05 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1050 \text{ g de disolución}$$

En estos gramos habrá una cantidad de soluto, el 20%, luego:

$$1050 \text{ g disolución} \cdot (20 \text{ g KOH} / 100 \text{ g disolución}) =$$
$$= 210 \text{ g KOH}$$

Se puede establecer que en nuestra disolución inicial :

$$1000 \text{ mL disolución} / 210 \text{ g KOH}$$

Por lo tanto los gramos que necesitamos para nuestra nueva disolución estarán en un volumen:

$$112,2 \text{ g KOH} \cdot (1000 \text{ mL disolución} / 210 \text{ g KOH}) =$$

= 534,28 mL disolución inicial

Ejercicio Resuelto

Si una disolución tiene una densidad de 1,2 g/cm³. a) ¿Cuánto pesa 1 litro de dicha disolución? b) Si esta disolución es de NaOH del 30%, ¿cuál es su molaridad?

Datos: Na = 23 u; O = 16 u; H = 1 u

Resolución

a)

$$V = 1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3.$$

$$d = 1,2 \text{ g/cm}^3.$$

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}} = 1,2 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1200 \text{ g}$$

b)

La Molaridad de la disolución depende:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm, V (L)]$$

$$Mm \text{ NaOH} = 40 \text{ u}$$

La masa de soluto será el 30% de la masa de la disolución:

$$1200 \text{ g disolución} \cdot (30 \text{ g NaOH} / 100 \text{ g disolución}) =$$

$$= 360 \text{ g NaOH}$$

Luego:

$$M = 360 / (40 \cdot 1) = 9 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejercicio Propuesto

El HCl comercial contiene un 35% en masa de ácido y su densidad es 1,18 g/mL. ¿Cuál es su molaridad?

Datos: Cl = 35,4; H = 1

Sol: 11,35 M

Ejercicio resuelto

Determina la masa de hidróxido de sodio (NaOH) comercial, de pureza 90%, necesaria para preparar 100 mL de disolución 1,25 molar.

Datos: Na = 23 u; O = 16 u; H = 1 u

Resolución

La masa necesaria para obtener nuestra disolución la podemos conocer a partir de la ecuación de la Molaridad:

$$M = m_{\text{soluto}} / [Mm \cdot V (\text{L})]$$

$$Mm \text{ NaOH} = 40 \text{ u}$$

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$M = 1,25 \text{ (mol/L)}$$

$$1,25 = m_{\text{soluto}} / (40 \cdot 0,1)$$

$$m_{\text{soluto}} = 1,25 \cdot 40 \cdot 0,1 = 5 \text{ g NaOH}$$

Esta masa de soluto debe salir de una disolución al 90 % en NaOH:

$5 \text{ g NaOH} \cdot (100 \text{ g disolución inicial} / 90 \text{ g NaOH}) = 5,55 \text{ g disolución inicial}$.

Ejercicio Propuesto

Determina el volumen de ácido clorhídrico comercial, de densidad 1,2 g/mL y pureza el 30%, que hay que tomar para preparar 250 mL de disolución 0,3 M.

Datos: Cl = 35,4; H = 1

Sol: 7,58 mL

Ejercicio Propuesto

Calcula la molaridad de una disolución acuosa que contiene 10,5 g de NaCl en 350 mL de disolución.

DATOS: masas atómicas: Na = 23 ; Cl = 35,5

Sol: 0,513 M

Ejercicio Propuesto

Calcula la molaridad de una disolución acuosa que contiene 25 g de MgBr₂ en 0,355 L de disolución.

Datos: Mg = 24,3 ; Br = 79,9

Sol: 0,38 M

Ejercicio resuelto

El ácido ascórbico (vitamina C) es una vitamina soluble en agua. Una solución que contiene 80,5 g de ácido ascórbico (C₆H₈O₆) disuelto en 210 g de agua tiene una densidad de 1,22 g/mL a 55 °C.

Calcula a) el porcentaje en masa y b) la molaridad de ácido ascórbico en la disolución.

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución

$$m_{\text{solute}} = 80,5 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 210 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$d = 1,22 \text{ g/mL}$$

a)

$$\text{masa soluto} = 80,5 \text{ g}$$

$$\text{masa disolvente} = 210 \text{ g}$$

$$\text{Masa disolución} = 290,5 \text{ g}$$

Esta masa de disolución tiene un volumen:

$$d = m_{\text{solute}} / V_{\text{disolución}}$$

$$V_{\text{disolución}} = m_{\text{solute}} / d$$

$$V_{\text{disolución}} = 80,5 \text{ g} / 1,22 \text{ (g/mL)} = 65,98 \text{ mL} = 0,0659 \text{ L}$$

La concentración porcentual será:

$$100 \text{ g disolución} \cdot (80,5 \text{ g soluto} / 290,5 \text{ g disolución}) =$$

$$= 27,7 \%$$

b)

Recordemos que:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm, V \text{ (L)}] \quad (1)$$

$$m_{\text{solute}} = 80,5 \text{ g}$$

$$M_m (\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176 \text{ u}$$

$$V_{\text{disolución}} = 0,0659 \text{ L}$$

Si nos vamos a (1):

$$M = 80,5 / (176 \cdot 0,0659)$$

$$M = 80,5 / 11,59 = 6,94 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejercicio resuelto

Una disolución que contiene 571,6 g de H_2SO_4 por litro de disolución tiene una densidad de 1,329 g/cm³. Calcula a) el porcentaje en masa y b) la molaridad de H_2SO_4 en dicha disolución.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

Resolución

a)

$$m_{\text{solute}} = 571,6 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$V = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$d = 1,329 \text{ g/cm}^3$$

Podemos conocer la masa de la disolución con la densidad de la misma:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = V_{\text{disolución}} \cdot d$$

$$m_{\text{disolución}} = 1000 \text{ cm}^3 \cdot 1,329 \text{ g/cm}^3 = 1329 \text{ g disolución}$$

Podemos decir:

En 1329 g disolución / Hay 571,6 g soluto

La concentración porcentual será:

$$100 \text{ g disolución} \cdot (571,6 \text{ g soluto} / 1329 \text{ g disolución}) =$$
$$= 43 \% \text{ en } \text{H}_2\text{SO}_4$$

b)

$$M_m \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$$

La Molaridad:

$$M = m_{\text{solute}} / [M_m \cdot V \text{ (L)}]$$

$$M = 571,6 / (98 \cdot 1) = 5,83 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejercicio resuelto

El ácido nítrico acuoso comercial tiene una densidad de 1,42 g/mL y es 16 M. Calcula el porcentaje en masa de HNO₃ en la disolución.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; N = 14 u ; O = 16 u

Resolución

$$d = 1,42 \text{ g/mL}$$

$$M = 16$$

$$M_m \text{ HNO}_3 = 63 \text{ u}$$

Por el concepto de Molaridad podemos conocer la masa de soluto existente en la disolución 16 M:

$$M = m_{\text{solute}} / [M_m \cdot V \text{ (L)}]$$

$$m_{\text{solute}} = M \cdot M_m \cdot V \text{ (L)} = 16 \cdot 63 \cdot 1 = 1008 \text{ g HNO}_3$$

El volumen de 1 L que hemos utilizado tiene una masa que podremos conocer con la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,42 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1420 \text{ g disolución}$$

En 1420 g disolución / Hay 1008 g soluto

$$100 \text{ g disolución} \cdot (1008 \text{ g soluto} / 1420 \text{ g disolución}) =$$

$$= 70,9 \% \text{ en HNO}_3$$

Ejercicio Propuesto

El amoniaco acuoso concentrado comercial tiene 28% en masa de NH_3 y una densidad de 0,90 g/mL. Calcula la molaridad de esta disolución. Datos: N = 14 ; H = 1

Sol: 14,82 M

Ejercicio resuelto

Calcula el número de moles de soluto que están presentes en cada una de las disoluciones siguientes: a) 400 mL de MgBr_2 0,240 M; b) 80,0 μL de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 0,460 M; c) 3,00 L de Na_2CrO_4 0,040 M.

DATOS: Masas atómicas: Mg = 24,31 u ; Br = 80 u ;
C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u ; Cr = 52 u

Resolución

a)

$$V = 400 \text{ mL}$$

$$M = 0,240$$

$$M = n^\circ \text{ moles} / V(\text{L})$$

$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V(\text{L}) = 0,240 \cdot 0,400 = 0,096 \text{ moles}$$

b)

$$V = 80 \mu\text{L} = 80 \cdot 10^{-6} \text{ L}$$

$$M = 0,460 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M = n^\circ \text{ moles} / V(\text{L})$$

$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V(\text{L}) = 80 \cdot 10^{-6} \cdot 0,460 = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ moles}$$

c)

$$V = 3 \text{ L}$$

$$M = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M = n^{\circ} \text{ moles} / V(\text{L})$$

$$n^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(\text{L}) = 0,040 \cdot 3 = 0,12 \text{ moles}$$

Ejercicio resuelto

Se desea preparar un litro de disolución 1M de ácido sulfúrico a partir de un ácido comercial cuya etiqueta indica que su concentración centesimal es de 90% y su densidad 1,85 g/mL. Determina: a) La molaridad del ácido comercial. b) El volumen necesario para preparar la disolución pedida.

Datos: S = 32 u; O = 16 u

Resolución

a)

Para conocer la Molaridad del ácido comercial supondremos que tenemos **1 L** de la misma. Este volumen tiene una masa:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,85 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1850 \text{ g disolución}$$

De estos 1850 g de disolución, el 90% corresponden al soluto:

$$1850 \text{ g disolución} \cdot (90 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución}) = 1665 \text{ g soluto}$$

La Molaridad vendrá dada por:

$$M = m_{\text{soluto}} / [(Mm \cdot v (L))]$$

$$Mm \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$$

$$V = 1 \text{ L}$$

$$M = 1665 / (98 \cdot 1) = 16,98 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b)

Un litro de disolución de H_2SO_4 1 M implicará una masa de soluto:

$$M = m_{\text{soluto}} / [(Mm \cdot v (L))]$$

$$m_{\text{soluto}} = M \cdot Mm \cdot V(L) = 1 \cdot 98 \cdot 1 = 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ PURO}$$

Estos gramos de H_2SO_4 PURO los tenemos que sacar del sulfúrico comercial:

$$98 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ PURO}} \cdot (100 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ COMER.}} / 90 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ PURO}}) =$$

$$= 108,88 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ COMERCIAL}$$

Esta masa de sulfúrico **COMERCIAL** implicará un volumen del sulfúrico **COMERCIAL**:

$$d = m/V$$

$$V_{\text{comercial}} = m_{\text{comercial}} / d = 108,88 \text{ g} / 1,85 \text{ (g/mL)} =$$

= **58,85 mL H₂SO₄ COMERCIAL**

Ejercicio resuelto

¿Cómo se prepararían 25 mL de una disolución 1,2 M de KCl a partir de una disolución de repuesto que es 3,0 M?

Datos: K = 39,1 u; Cl = 35,5 u

Resolución

Para preparar 25 mL de disolución 1,2 M de KCl necesitaremos una cantidad de éste que calcularemos mediante la ecuación de la molaridad:

$$M = m_{\text{solute}} / [(Mm \cdot V(L))]$$

$$Mm \text{ KCl} = 74,6 \text{ u}$$

$$1,2 = m_{\text{solute}} / (74,6 \cdot 0,025)$$

$$m_{\text{solute}} = 1,2 \cdot 74,6 \cdot 0,025 = \mathbf{2,238 \text{ g KCl}}$$

Esta masa de soluto tendremos que sacarla de un volumen de la disolución de repuesto 3,0 M:

$$M = m_{\text{solute}} / [(Mm \cdot V(L))]$$

$$3,0 = 2,238 / (74,6 \cdot V)$$

$$3,0 \cdot 74,6 \cdot V = 2,238$$

$$223,8 V = 2,238$$

$$V = 2,238/223,8 = 0,01 \text{ L}$$

$$V = 10 \text{ mL.}$$

Conclusión: De la disolución de repuesto sacaremos **10 mL** (contienen los 2,238 g de KCl) y le añadiremos agua destilada hasta completar el volumen de **25 mL**:

$$25 - 10 = 15 \text{ mL. agua destilada}$$

Ejercicio resuelto

Se mezclan 500 cm^3 de disolución acuosa de ácido nítrico, HNO_3 , al 62 % y densidad $1,38 \text{ g/cm}^3$, con 500 cm^3 de otra disolución acuosa de este ácido al 22% y densidad $1,13 \text{ g/cm}^3$. Determinar la Molaridad de la disolución resultante.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; N = 14 u ; O = 16 u

Resolución

Disolución 1 : $500 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3$, 62% y $d = 1,38 \text{ g/cm}^3$

Disolución 2 : $500 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3$, 22 % y $d = 1,13 \text{ g/cm}^3$

Masa de HNO_3 aportada por la disolución 1:

Como conocemos el volumen de disolución y la densidad de la misma podemos conocer la masa de disolución correspondiente a los 500 cm^3 :

$$d = m_{\text{disolución1}}/V_{\text{disolución1}}$$

$$m_{\text{disolución1}} = d \cdot V_{\text{disolución1}}$$

$$m_{\text{disolución1}} = 1,38 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3 = 690 \text{ g disolución}$$

El 62 % de 690 g pertenecerá a la masa de soluto:

$$690 \text{ g disolución1} \cdot (62 \text{ g HNO}_3 / 100 \text{ g disolución1}) = \\ = 427,8 \text{ g HNO}_3 \text{ PURO}$$

Masa de HNO₃ aportada por la disolución 2:

Haremos el mismo planteamiento que para la 1:

$$m_{\text{disolución2}} = d \cdot V_{\text{disolución2}} = 1,13 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3 = 565 \text{ g}$$

De estos 565 g el 22% corresponde al HNO₃ PURO (soluto):

$$565 \text{ g disolución2} \cdot (22 \text{ g HNO}_3 / 100 \text{ g disolución 2}) = \\ = 124,3 \text{ g HNO}_3 \text{ PURO}$$

La disolución resultante de la mezcla de las dos disoluciones tendrá una masa de soluto:

$$m_{\text{soluto1}} + \text{masa}_{\text{soluto2}} = 427,8 + 124,3 = 552,1 \text{ g HNO}_3$$

Un volumen:

$$V_{\text{disolución1}} + V_{\text{disolución2}} = 500 + 500 = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

La disolución resultante tendrá una Molaridad:

$$M = m_{\text{solute}} / [(Mm) \cdot V(L)]$$

$$Mm \text{ HNO}_3 = 63 \text{ u}$$

$$M = 552,1 / (63 \cdot 1)$$

$$M = 552,1/63 = 8,76 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejercicio resuelto

Una disolución acuosa de ácido sulfúrico concentrado al 88,43 % y $d = 1,805 \text{ g/cm}^3$ se diluye a un volumen 5 veces mayor. Calcular el volumen de este ácido diluido que tendremos que utilizar para preparar 5 dm^3 de disolución de ácido sulfúrico 1 M.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

Resolución

Calcularemos primero la Molaridad de la disolución inicial. Para ello supondremos un volumen de la misma de 1 L y la masa correspondiente a este litro es:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,805 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1805 \text{ g disolución}$$

De esta masa de disolución, el 88,43% corresponde al soluto:

$$1805 \text{ g disolución} \cdot (88,43 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución}) =$$

$$= 1596,16 \text{ g soluto}$$

Si diluimos hasta 5 litros y la masa de soluto no cambia, la nueva Molaridad es:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$Mm \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$$

$$M = 1596,16 / (98 \cdot 5)$$

$$M = 1596,16 / 490 = 3,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Si queremos preparar $5 \text{ dm}^3 = 5 \text{ L}$ de disolución 1 M de H_2SO_4 , nos hará falta una masa de H_2SO_4 :

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$1 = m_{\text{solute}} / (98 \cdot 5)$$

$$m_{\text{solute}} = 490 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ PURO}$$

Esta masa de sulfúrico la sacaremos de la disolución inicial mediante un volumen:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$V(L) = m_{\text{solute}} / M \cdot Mm$$

$$V(L) = 490 / 1 \cdot 98$$

$$V(L) = 5 L$$

Ejercicio resuelto

A $1,5 \text{ dm}^3$ de disolución acuosa de nitrato de calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $2,5 \text{ M}$ y $d = 1,2 \text{ g/cm}^3$ se le agregan 10 gramos de soluto. Calcula la molaridad de la disolución final.

DATOS: Masas atómicas: $\text{Ca} = 40 \text{ u}$; $\text{N} = 14 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$

Resolución

La masa de soluto correspondiente a los $1,5 \text{ dm}^3$ de disolución $2,5 \text{ M}$ de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ es:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)] \quad (1)$$

$$Mm \text{ Ca}(\text{NO}_3)_2 = 152 \text{ u}$$

$$V = 1,5 \text{ dm}^3 = 1,5 \text{ L}$$

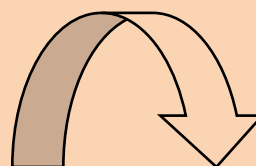
De (1):

$$m_{\text{solute}} = M \cdot Mm \cdot V(L) = 2,5 \cdot 152 \cdot 1,5 = 570 \text{ g}$$

Si añadimos 10 g de soluto y no nos proporcionan la nueva densidad de la disolución, deberemos suponer que el volumen no ha cambiado y por lo tanto la nueva Molaridad:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$M = (570+10) / (152 \cdot 1,5) = 580 / 228 = 2,54 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



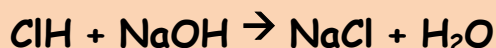
5.2.6.- Normalidad (N)

Nos relaciona el **número de equivalentes** de soluto con el **volumen de disolución en litros**

En química, un **equivalente** es la **unidad de masa** que representa a la **mínima unidad que puede reaccionar**.

Un **Equivalente Químico (Eq)**, también llamado **Peso Equivalente** o **Equivalente-gramo** es la **cantidad de una sustancia que reacciona para producir 1 mol de producto**.

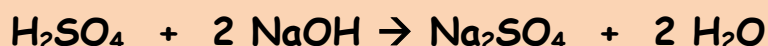
El **equivalente químico** de una sustancia es el **número de iones univalentes** (con valencia 1) necesarios para reaccionar con cada molécula de la **sustancia**.



Un **mol de HCl** produce un **mol de protones**, es decir, un **equivalente ácido**.

El ácido clorhídrico, **HCl**, tiene **equivalente 1 por mol** debido a que **1 mol del ion univalente OH⁻** de la base NaOH reacciona exactamente con **1 mol de H⁺ del HCl** para formar agua, o un **mol de Na⁺** reaccionaría con el **Cl⁻ del ácido clorhídrico** para formar cloruro de sodio.

Por su parte el ácido sulfúrico (SO₄H₂):



El H_2SO_4 contiene **2 equivalentes por mol** porque se requieren **2 moles de OH^-** para actuar sobre **1 mol de ácido sulfúrico** o, de igual, forma se necesitan **2 moles de Na^+** para reaccionar exactamente con el ion **$(\text{SO}_4)^=$** .

La **masa equivalente** de un elemento o sustancia es aquella masa que se combina **químicamente con un equivalente de otro elemento o sustancia**. La masa equivalente del HCl es del mismo valor que la masa molecular ya que tiene **equivalente 1 por mol** y reacciona con **un equivalente** de otra sustancia. La masa equivalente del ácido sulfúrico es su masa molecular dividida por 2 ya que este ácido tiene un equivalente químico **por mol de 2** y por tanto necesita **dos equivalentes de la otra sustancia** para reaccionar exactamente. De esta forma podemos llegar a la conclusión:

$$\text{Equivalente} = \text{Ma/valencia}$$

¿Qué es la Valencia?

En **química**, hablamos de **valencia** para referirnos al **número de electrones** que un átomo de un elemento químico determinado posee en su **último nivel de energía**. Otra forma de interpretar la valencia es como el **número de electrones** que un átomo de un determinado elemento químico debe **ceder** o **aceptar** para completar su **último nivel de energía**. Estos **electrones** son de especial relevancia, pues son los responsables de la formación de los **enlaces químicos**. Son estos electrones los que intervienen en las **reacciones químicas**.

Por ejemplo, el **átomo de hidrógeno** tiene valencia **1**, lo que significa que puede **compartir un electrón** en su última capa; el de carbono, en cambio, tiene valencia **2 o 4**, es decir, puede **ceder dos o cuatro electrones**. De allí que el número de valencia representa la **capacidad del elemento de ganar o ceder electrones** durante una **reacción o enlace químico**.

Si volvemos al concepto de Equivalente:

En el caso del ácido clorhídrico, HCl, el equivalente es la unidad. Observar que en la molécula del ácido HCl **solo hay un enlace** entre el átomo de Hidrógeno y el átomo de Cloro.

En el caso del ácido sulfúrico el equivalente era 2. Observar la molécula de ácido sulfúrico, H₂SO₄. El hidrógeno forma **dos enlaces con el resto de la molécula**.

Hemos llegado a la conclusión de que **Equivalente y Valencia** coinciden.

Recordar que el equivalente se podía calcular mediante la ecuación:

$$Eq = Ma/Valencia$$

La Unidad del Equivalente, sabiendo que es Ma/valencia, será **"u"** (Unidades de masa atómica) puesto que la Ma viene dada en **"u"**.

Recordar:

La "u", concretamente: $1,66 \cdot 10^{-24}$ g

Si trabajamos con la ecuación anterior y la formulamos como:

$$Eq = Mm/Valencia$$

La unidad sigue siendo "u", es la unidad de la Mm, pero si junto a Mm añadimos "gramos" establecemos una relación entre **equivalentes** y **moles**. El mol **COINCIDE** en número con **Mm** pero se **DIFERENCIA** en la unidad. Al introducir el concepto de **mol** dentro del **Equivalente** jugamos con $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de compuesto químico (solute) que ya es una cantidad con la que se puede trabajar en el laboratorio. Entonces la Unidad del Equivalente será el "gramo" (Eq-g, Equivalente químico - gramo)

En lo referente al cálculo del número de Equivalentes contenidos en una cantidad de masa de soluto (m_{solute}) su ecuación que los determina es:

$$N^{\circ} \text{ Equivalentes} = m_{\text{solute}} / (Mm/Valencia)$$

$$N^{\circ} \text{ Equivalentes} = (m_{\text{solute}} / Mm) \cdot Valencia$$

Si volvemos a la ecuación inicial de Normalidad nos quedará de la forma:

$$N = N^{\circ} \text{ Equivalentes} / \text{Volumen}_{\text{disol.}} \text{ (L)}$$

$$N = (m_{\text{solute}} / Mm / Val) / V \text{ (L)}$$

$$N = (m_{\text{solute}} / Mm) \cdot Val / V \text{ (L)}$$

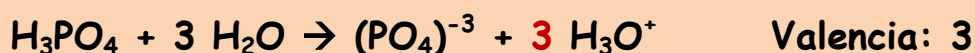
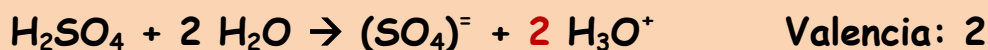
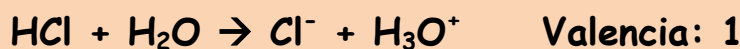
$$N = (m_{\text{soluto}}/Mm) \cdot \text{Val} / V \text{ (L)}$$

$$N = \frac{m_{\text{soluto}}}{Mm \cdot V \text{ (L)}} \cdot \text{Val}$$

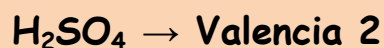
Según la ecuación anterior debemos saber establecer la valencia del soluto.

Recordemos que estamos trabajando en disoluciones acuosas en donde los compuestos químicos están totalmente disociados:

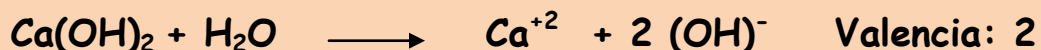
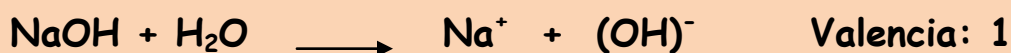
- a) **Valencia en los ácidos.** - Viene determinada por el número de iones Hidroxonio (H_3O^+) que se obtengan:



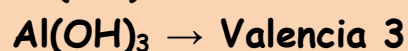
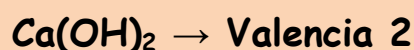
Dicho de otra forma: La valencia en los ácidos viene determinada por el número de átomos existentes en la molécula del ácido:



b) **Valencia en las Bases o Hidróxidos.**- La determina el número de iones Hidroxilo (OH)⁻ que se obtenga en la disociación acuosa:



También podemos utilizar como valencia en las bases o hidróxidos el número de aniones hidróxilo existente en la molécula del hidróxido:



c) **Valencia en las Sales.**- La podemos obtener multiplicando el **número de oxidación** del catión metálico por el **subíndice que presenta el átomo del catión** en la fórmula del compuesto. Vamos algunos ejemplos:

Los compuestos solubles en agua, con los que estamos trabajando aquí, presentan un anión y un catión haciendo posible que el conjunto esté neutralizado, número de cargas positivas igual al número de cargas eléctricas negativas.

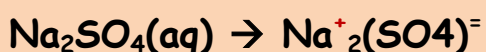


El Na lleva como subíndice la unidad:

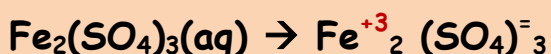
$$\text{Valencia} = 1 \cdot 1 = 1$$



$$\text{Valencia} = 2 \cdot 1 = 2$$



$$\text{Valencia} = 1 \cdot 2 = 2$$



$$\text{Valencia} = 3 \cdot 2 = 6$$

Si volvemos a la ecuación de la Normalidad:

$$N = \frac{m_{\text{solute}}}{Mm \cdot V(L)} \cdot \text{Valencia}$$

Podemos observar que lo que está dentro de la jaula amarilla se parece a alguna magnitud ya estudiada:

$$N = \frac{m_{\text{solute}}}{Mm \cdot V(L)} \cdot \text{Valencia}$$

Molaridad

Podemos relacionar la **Molaridad** con la **Normalidad** mediante la ecuación:

$$N = M \cdot Valencia$$

La **Normalidad** es un tipo de concentración de una disolución que está en desuso y la razón se debe al hecho que los americanos, en sus aparatos de trabajo, lo hacen con Molaridad y por lo tanto el resto de los humanos debemos trabajar en Molaridad. Si las normas no han cambiado se dejó de realizar ejercicios de Normalidad en clase. Por ello no se incorporan ejercicios resueltos de Normalidad

Si embargo la Normalidad es sumamente importante a nivel de 2º de Bachillerato en el tema de Ácidos y Bases y en Oxidación - Reducción.

5.2.7.- Molalidad (m):

Nos relaciona el número de **moles de soluto** con los **kilogramos de disolvente**.

$$m = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{Kg de disolvente}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles soluto} = m_{\text{soluto}} / M_m$$

$$m = \frac{m_s / M_m}{\text{Kg disolvente}}$$

$$m = \frac{\text{ms}}{\text{Mm} \cdot \text{Kg (disolvente)}} = \text{mol/Kg (disolv)}$$

Ejercicio Resuelto

Calcular la Molaridad y Molalidad de las siguientes disoluciones:

a) Ácido clorhídrico al 36% y $d = 1,18 \text{ g/cm}^3$.

b) Sosa cáustica, NaOH, del 50,5 % y $d = 1,53 \text{ g/cm}^3$.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; Cl = 35,5 u ;

Na = 23 u ; O = 16 u

Resolución

HCl al 36% y $d = 1,53 \text{ g/cm}^3$

Como no conocemos el volumen, tomaremos como valor del mismo, **1 L**. Este litro de disolución tendrá una masa:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,18 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1180 \text{ g disolución}$$

De esta masa, el 36% corresponde al soluto:

$$1180 \text{ g disolución} \cdot (36 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución}) =$$

$$= 424,8 \text{ g HCl}$$

La masa de disolvente valdrá:

$$m_{\text{disolvente}} = 1180 - 424,8 = 755,2 \text{ g H}_2\text{O} = 0,755 \text{ Kg H}_2\text{O}$$

La Molaridad de la disolución será:

$$M_m \text{ HCl} = 36,5 \text{ u}$$

$$M = m_{\text{soluta}} / [M_m \cdot V(\text{L})]$$

$$M = 424,8 / 36,5 \cdot 1 = 11,63 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La Molalidad será:

$$m = m_{\text{soluta}} / M_m \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})$$

$$m = 424,8 / 36,5 \cdot 0,755 = 424,8 / 27,55 =$$

$$= 15,41 \text{ mol} \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})$$

b)

Sosa cáustica, NaOH, del 50,5 % y $d = 1,53 \text{ g/cm}^3$.

$$V = 1 \text{ L}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}} = 1,53 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 =$$

$$= 1530 \text{ g disolución}$$

De estos gramos, el 50,5% corresponden al soluto:

1530 g disolución . (50,5 g soluto / 100 g disolución) =

$$= 772,65 \text{ g NaOH}$$

Los gramos de disolvente serán:

$$m_{\text{disolvente}} = 1530 - 772,65 = 757,36 \text{ g H}_2\text{O} = 0,757 \text{ Kg H}_2\text{O}$$

La Molaridad valdrá:

$$Mm \text{ NaOH} = 40 \text{ u}$$

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)]$$

$$M = 772,65 / 40 \cdot 1 = 19,31 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La Molalidad:

$$m = m_{\text{solute}} / Mm \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})$$

$$m = 772,65 / 40 \cdot 0,757 = 772,65 / 30,28 =$$

$$= 25,51 \text{ mol} \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})$$

Ejercicio resuelto

Calcular la masa y número de moles presentes 200 cm³ de disolución 0,2 m (Molal) y $d = 1,14 \text{ g/cm}^3$ de HCl.

DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5 u ; H = 1 u

Resolución

Mediante la ecuación de la densidad podemos conocer la masa de la disolución:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,14 \text{ g/cm}^3 \cdot 200 \text{ cm}^3 = 228 \text{ g disolución.}$$

Podemos escribir que:

$$m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}} = 228 \text{ g}$$

De donde:

$$m_{\text{disolvente}} = [(228 - m_{\text{solute}}) / 1000] \text{ Kg}$$

Dividimos por 1000 para pasar la masa a Kg.

De la ecuación de la Molalidad:

$$Mm \text{ HCl} = 36,5 \text{ u}$$

$$m = m_{\text{solute}} / Mm \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})$$

$$0,2 = m_{\text{solute}} / 36,5 [(228 - m_{\text{solute}}) / 1000]$$

$$m_{\text{solute}} = [0,2 \cdot 36,5 \cdot (228 - m_{\text{solute}})] / 1000$$

$$m_{\text{solute}} = (1664,4 - 7,3 m_{\text{solute}}) / 1000$$

$$1000 m_{\text{solute}} = 1664,4 - 7,3 m_{\text{solute}}$$

$$1007,3 \, m_{\text{soluto}} = 1664,4$$

$$m_{\text{soluto}} = 1,65 \, \text{g}$$

El número de moles será:

$$N^{\circ} \text{ moles} = m_{\text{soluto}} / Mm = 1,65 / 36,5 = 0,045$$

Ejercicio Resuelto

¿Qué volumen de disolución acuosa de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , 0,5 m (Molalidad) de $d = 1,09 \, \text{g/cm}^3$ deberá utilizarse en una reacción en la que se requieren 12,6 g de sal?

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; C = 12 u ; O = 16 u

Resolución

Necesitamos 12,6 g de Na_2CO_3 y tenemos que sacarlos de una disolución 0,5 m y $d = 1,09 \, \text{g/cm}^3$.

$$Mm \, \text{Na}_2\text{CO}_3 = 106 \, \text{u}$$

De la ecuación de la Molalidad:

$$m = m_{\text{soluto}} / Mm \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})$$

Podemos conocer la cantidad de disolvente en donde se encuentran los 12,6 g de Na_2CO_3 :

$$0,5 = 12,6 / 106 \cdot \text{Kg}_{\text{disolvente}}$$

$$Kg_{\text{disolvente}} = 12,6 / (0,5 \cdot 106)$$

$$Kg_{\text{disolvente}} = 12,6 / 53 = 0,24 \text{ Kg H}_2\text{O} = 240 \text{ g H}_2\text{O}$$

La masa de la disolución:

$$m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}}$$

$$12,6 + 240 = 252,6 \text{ g de disolución}$$

Como conocemos la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$V_{\text{disolución}} = m_{\text{disolución}} / d$$

$V_{\text{disolución}} = 252,6 \text{ g} / 1,09 \text{ (g/cm}^3\text{)} = 231,74 \text{ cm}^3$ de disolución deberemos utilizar para tener nuestros 12,6 g de Na_2CO_3 necesarios.

Ejercicio Resuelto

Se mezclan 4,5 Kg de disolución acuosa de nitrato de cadmio, $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, 0,2 M y $d = 1,08 \text{ g/cm}^3$ con 350 cm^3 de disolución acuosa de la misma sal al 28% y $d = 1,3 \text{ g/cm}^3$. Expresar la concentración resultante en Molaridad y Molalidad.

DATOS: Masas atómicas: Cd = 112,41 u ; N = 14 u ;
O = 16 u

Resolucion

Disolución 1: 4,5 Kg de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$; 0,2 M y $d = 1,08 \text{ g/cm}^3$

Disolución 2: $350 \text{ cm}^3 \text{ Cd}(\text{NO}_3)_2$ al 28% y $d = 1,3 \text{ g/cm}^3$

Masa de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ proporcionada por disolución 1:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$V_{\text{disolución}} = m_{\text{disolución}} / d$$

$$m_{\text{disolución}} = 4,5 \text{ Kg} = 4500 \text{ g}$$

$$V_{\text{disolución}} = 4500 \text{ g} / 1,08 \text{ (g/cm}^3\text{)} = 4166,66 \text{ cm}^3 = 4,16 \text{ L}$$

Conociendo el volumen de disolución y la Molaridad de la misma, podemos conocer la masa de soluto [$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$]:

$$M_m \text{ Cd}(\text{NO}_3)_2 = 236,41 \text{ u}$$

$$M = m_{\text{solute}} / [M_m \cdot V(\text{L})]$$

$$0,2 = m_{\text{solute}} / (236,41 \cdot 4,16)$$

$$m_{\text{solute}} = 0,2 \cdot 236,41 \cdot 4,16 = 196,69 \text{ g Cd}(\text{NO}_3)_2$$

Disolución 2:

$350 \text{ cm}^3 \text{ Cd}(\text{NO}_3)_2$ al 28% y $d = 1,3 \text{ g/cm}^3$

Con el volumen y la densidad podemos conocer la masa de disolución, masa de soluto y masa de disolvente:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,3 \text{ g/cm}^3 \cdot 350 \text{ cm}^3 = 455 \text{ g}$$

El 28% de esta cantidad corresponde al soluto:

$$455 \text{ g disolución} \cdot (28 \text{ g Cd(NO}_3)_2 / 100 \text{ g disolución}) =$$

$$= 127,4 \text{ g Cd(NO}_3)_2$$

Como:

$$m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}}$$

$$127,4 + m_{\text{disolvente}} = 455$$

$$m_{\text{disolvente}} = 455 - 127,4 = 327,6 \text{ g H}_2\text{O}$$

La disolución resultante tiene:

$$m_{\text{solute}} = 196,69 + 127,4 = 324,09 \text{ g Cd(NO}_3)_2$$

$$V_{\text{disolución}} = 4,16 + 0,350 = 4,51 \text{ L}$$

$$m_{\text{disolvente1}} = 4500 - 196,69 = 4303,31 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$m_{\text{disolvente2}} = 327,6 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$m_{\text{disolvente total}} = 4303,31 + 327,6 = 4630,91 \text{ g} = 4,63 \text{ Kg}$$

La nueva Molaridad:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)] ; M = 324,09 / (236,41 \cdot 4,51) =$$

$$= 324,09 / 1066,2 = 0,30 \text{ ml} \cdot \text{L}^{-1}$$

La Molalidad:

$$m = m_{\text{soluto}} / [(Mm \cdot \text{Kg}(\text{disolvente}))]$$

$$m = 324,09 / (236,41 \cdot 4,63) = 324,09 / 1094,57 =$$

$$= 0,29 \text{ mol} \cdot \text{Kg}^{-1}(\text{disolvente})$$

5.2.8.- Fracción molar (X)

Nos relaciona el **número de moles** de un componente de la disolución

con el **número de moles totales de la disolución.**

Existen dos fracciones molares:

- a) Fracción molar del soluto (Xs).
- b) Fracción molar del disolvente (Xd).

$$X_s = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{N}^\circ \text{ moles totales}} = \frac{m_s / M_m}{m_s / M_m + m_d / M_m}$$

$$X_s = n^\circ \text{ moles}_{\text{soluto}} / (n^\circ \text{ moles}_{\text{totales}}) = n_s / (n_s + n_d)$$

n_s = moles soluto

n_d = moles disolvente

$$X_d = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles disolvente}}{\text{N}^\circ \text{ moles totales}} = \frac{m_d/M_m}{m_s/M_m + m_d/M_m}$$

$$X_d = n^\circ \text{ moles}_{\text{disolvente}} / (n^\circ \text{ moles}_{\text{totales}}) = n_d / (n_s + n_d)$$

Por teoría de Fracciones podemos deducir:

$$X_s + X_d = 1$$

La **Fracción Molar NO TIENE UNIDADES** puesto que se trata de un cociente entre magnitudes iguales (moles/moles).

Ejercicio Resuelto

Una disolución contiene 147 g de tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno [ácido sulfúrico] en 1500 mL de disolución. La densidad de la disolución es 1,05 g / mL. Calcula la Fracción molar de soluto y disolvente.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

Resolución

$$m_{\text{solutoH}_2\text{SO}_4} = 147 \text{ g}$$

$$M_m \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$$

$$M_m \text{ H}_2\text{O (disolvente)} = 18 \text{ u}$$

Podemos conocer la masa del disolvente conociendo primero la masa de la disolución, mediante la densidad:

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,05 \text{ g/mL} \cdot 1500 \text{ mL} = 1050 \text{ g}$$

Se cumple:

$$m_{\text{soluta}} + m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}}$$

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{soluta}} = 1050 - 147 = 903 \text{ g disolvente (H}_2\text{O)}$$

$$n^{\circ} \text{ moles soluto} = m_{\text{soluta}}/M_m = 147/98 = 1,5$$

$$n^{\circ} \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/M_m = 903 / 18 = 50,16$$

$$n^{\circ} \text{ moles totales} = 1,5 + 50,16 = 51,66$$

$$X_s = n_s/n_T = 1,5 / 51,66 = 0,029$$

$$X_d = n_d/n_T = 50,16/51,66 = 0,97$$

Si queremos saber si hemos trabajado bien sumando X_s y X_d debemos obtener la unidad:

$$X_s + X_d = 1 \quad (1)$$

$$0,029 + 0,97 = 0,999 \approx 1$$

El problema se podría haber hecho más corto. Una vez que conocemos X_s y mediante la ecuación (1):

$$0,029 + X_d = 1$$

$$X_d = 1 - 0,029 = 0,97$$

Ejercicio resuelto

¿Cuáles son las fracciones molares de metano, CH_3OH y H_2O en una disolución que contiene 40,0 g de metanol y 54,0 g de agua.

DATOS: Masas atómicas: $\text{H} = 1 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$

Resolución

$$M_m \text{ CH}_3\text{OH (soluto)} = 32 \text{ u}$$

$$M_m \text{ H}_2\text{O (disolvente)} = 18 \text{ u}$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles soluto} = m_{\text{soluto}}/M_m = 40,0/32 = 1,25$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/M_m = 54,0/18 = 3$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles totales} = 1,25 + 3 = 4,25$$

$$X_s = n_s/n_T = 1,25/4,25 = 0,29$$

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,29 = 0,71$$

Ejercicio Resuelto

Halla las fracciones molares de los componentes de una disolución que se ha obtenido al disolver 2 g de Hidróxido de sodio en 100 ml de agua.

DATOS: Masas atómicas: $\text{Na} = 23 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$

Resolución

$$M_m \text{ NaOH (soluto)} = 40 \text{ u}$$

$$M_m \text{ H}_2\text{O (disolvente)} = 18 \text{ u}$$

Puesto que la densidad del agua es 1 g/mL \rightarrow 1 mL = 1 g

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = m_{\text{soluto}}/Mm = 2/40 = 0,05$$

$$N^{\circ} \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/Mm = 100/18 = 5,55$$

$$N^{\circ} \text{ moles totales} = 0,05 + 5,55 = 5,6$$

$$X_s = n_s/n_T = 0,05/5,6 = 0,0089$$

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,0089 = 0,99$$

Ejercicio Resuelto

Determina la fracción molar de cada componente de una disolución de 50 g de $C_3H_8O_3$ en 370 g de H_2O .

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución

$$Mm \text{ } C_3H_8O_3 \text{ (soluto)} = 92 \text{ u}$$

$$Mm \text{ } H_2O \text{ (disolvente)} = 18 \text{ u}$$

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = m_{\text{soluto}}/Mm = 50/92 = 0,54$$

$$N^{\circ} \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/Mm = 370/18 = 20,55$$

$$N^{\circ} \text{ moles totales} = 0,54 + 20,55 = 21,09$$

$$X_s = n_s/n_T = 0,54/21,09 = 0,025$$

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,025 = 0,975$$

Ejercicio Resuelto

Si tenemos 3,42 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$, 342 g/mol) disueltos en 18,0 g de agua (18g/mol) ¿cuáles son las fracciones molares de cada componente.

Resolución

$$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \quad 342 \text{ g/mol} \rightarrow M_m = 342 \text{ u}$$

$$\text{H}_2\text{O} \quad 18 \text{ g/mol} \rightarrow M_m = 18 \text{ u}$$

$$m_{\text{solute}} = 3,42 \text{ g sacarosa}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 18,0 \text{ g}$$

$$N^\circ \text{ moles soluto} = m_{\text{solute}}/M_m = 3,42 / 342 = 0,01$$

$$N^\circ \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/M_m = 18,0 / 18 = 1$$

$$\text{Moles totales} = 0,01 + 1 = 1,01$$

$$X_s = \text{moles soluto/moles totales} = n_s/n_T = 0,01/1,01 = 0,009$$

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,009 = 0,0991$$

Ejercicio Resuelto

Calcular la fracción molar del soluto, en una disolución acuosa que contiene 2,5 moles del mismo disueltos en 1000 g de agua.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; O = 16 u

Resolución

$$M_m \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ u}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 1000 \text{ g}$$

$$N^\circ \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/M_m = 1000 / 18 = 55,55$$

$$N^\circ \text{ moles soluto} = 2,5$$

$$N^\circ \text{ moles totales} = n_s + n_d = 55,55 + 2,5 = 58,05$$

$$X_s = n_s/n_T = 2,5 / 58,05 = 0,043$$

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,043 = 0,957$$

Ejercicio resuelto

Se disuelven 294 g de ácido fosfórico, H_3PO_4 , hasta lograr 1 L de disolución. La densidad es 1,15 g/ml. Calcular su fracción molar.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; P = 31 u ; O = 16 u

Resolución

$$M_m H_3PO_4 = 98 \text{ u}$$

$$M_m H_2O = 18 \text{ u}$$

$$\text{Masa soluto} = 294 \text{ g}$$

La masa del disolvente la podremos conocer mediante la densidad:

$$V \text{ disolución} = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} ; d = 1,15 \text{ g/mL}$$

$$m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,15 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1150 \text{ g disolución}$$

$$\text{Masa soluto} + \text{masa disolvente} = \text{masa disolución}$$

$$\text{Masa soluto} = \text{masa disolución} - \text{masa disolvente} =$$

$$= 1150 - 294 = 856 \text{ g}$$

$$N^\circ \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/M_m = 856/18 = 47,55$$

$$N^\circ \text{ moles soluto} = 294/98 = 3$$

$$N^\circ \text{ moles totales} = n_s + n_d = 47,55 + 3 = 50,55$$

$$X_s = n_s/n_T = 3/50,55 = 0,059$$

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,059 = 0,941$$

Ejercicio resuelto

¿Qué cantidad de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, tenemos que mezclar con medio litro de agua para que su fracción molar sea 0,2?

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ;

O = 16 u.

SOL: 1249 g glucosa

Resolución

Cuando no especifican el tipo de fracción molar utilizaremos a la correspondiente a la incognita del ejercicio.

$$M_m H_2O = 18 \text{ u}$$

$$M_m C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ u}$$

$$m_{\text{disolvente}} = \frac{1}{2} \text{ L} = 500 \text{ mL} \rightarrow 500 \text{ g } H_2O$$

$$X_s = 0,2$$

$$N^\circ \text{ moles disolvente} = m_{\text{disolvente}}/M_m = 500/18 = 27,77$$

$$N^\circ \text{ moles soluto} = m_{\text{soluto}}/M_m = m_{\text{soluto}}/180$$

$$X_s = (m_{\text{soluto}}/M_m) / (m_{\text{soluto}}/M_m + m_{\text{disolvente}}/M_m)$$

$$0,2 = (m_{\text{soluto}}/180) / (m_{\text{soluto}}/180 + 500/18)$$

$$0,2 = (m_{\text{soluto}}/\cancel{180}) / [(m_{\text{soluto}} + 5000)/\cancel{180}]$$

$$0,2 m_{\text{soluto}} + 5000 \cdot 0,2 = m_{\text{soluto}}$$

$$1000 = m_{\text{soluta}} - 0,2 m_{\text{soluta}}$$

$$1000 = (1 - 0,2) \cdot m_{\text{soluta}}$$

$$1000 = 0,8 m_{\text{soluta}}$$

$$m_{\text{soluta}} = 1000/0,8 = 1250 \text{ g de Glucosa}$$

Ejercicio resuelto

¿ Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 ml de metanol, CH_3OH , para obtener una disolución en la que la fracción molar del disolvente sea 0,9?.

DATOS: $d = 0,8 \text{ g/ml}$

Masas atómicas: $\text{C} = 12 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$

Resolución

$$V_{\text{etanol}} = 15 \text{ mL}$$

$$d = m/V$$

$$\text{metanol} = d \cdot V = 0,8 \text{ g/mL} \cdot 15 \text{ mL} = 12 \text{ g Etanol}$$

$$M_m \text{ CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} = 46 \text{ u}$$

$$M_m \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ u}$$

$$m_{\text{disolvente}} = \text{¿?}$$

$$X_d = 0,9$$

$$X_d = (m_{\text{disolvente}}/M_m) / (m_{\text{soluta}}/M_m + m_{\text{disolvente}}/M_m)$$

$$0,9 = (m_{\text{disolvente}}/18) / (m_{\text{soluta}}/46 + m_{\text{disolvente}}/18)$$

$$0,9 = (m_{\text{disolvente}}/18) / (12/46 + m_{\text{disolvente}}/18)$$

$$0,9 \cdot (12/46 + m_{\text{disolvente}}/18) = m_{\text{disolvente}}/18$$

$$0,234 + 0,05 m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolvente}}/18$$

$$4,212 + 0,9 m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolvente}}$$

$$m_{\text{disolvente}} - 0,9 m_{\text{disolvente}} = 4,212$$

$$0,1 m_{\text{disolvente}} = 4,212$$

$$m_{\text{disolvente}} = 4,212/0,1 = 42,12 \text{ g H}_2\text{O}$$

----- O -----