

SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS. ESTUDIO DE LAS DISOLUCIONES.

NOTA: Para acceder a los videos y páginas Webs ***PISAR CONTROL*** y ***PINCHAR*** el video o la página Web seleccionada.

<http://fisicayquimicaenflash.es>

PINCHAR: Física y Química en 3º y 4º de ESO.

PINCHAR: Disoluciones (I) y Disoluciones(II)

Mol y disoluciones.

ESCRIBIR EN GOOGLE: 500 applet de Química.

PINCHAR: Aula de Física y química.

PINCHAR: Indice.

PINCHAR: Disoluciones. Podréis ver una animación

<http://fisicayquimicaenflash.es/eso/3eso/materia/materia01.html>

PINCHAR: Sistemas materiales. Disoluciones. Concentración de disoluciones. (MUY BUENO MUY BUENO PARA 3º, 4º Y 1º

BACHILLERATO)

EN LA PARTE FINAL DE LA PÁGINA PRINCIPAL EXISTE UNA NUMERACIÓN DE TEMAS.

SELECCIONAR: TEMA Nº 4 Y PINCHAR EN LOS ICONOS EXISTENTES.

<http://www.ibercajalav.net/actividades.php?codopcion=2252&codopcion2=2257&codopcion3=2257>

PINCHAR: Aplicaciones didácticas

SELECCIONAR: Moles y disoluciones (pinchar ejercicios).

<http://www.iesrdelgado.org/tomasgomez/1%C2%BABachillerato/enlaces.htm>

PINCHAR: Recursos 1º Bachillerato FyQ

SELECCIONAR: Disoluciones y pinchar lo que os interese.



El contenido del Tema es:

- 1.- *Sustancias Puras y Mezclas. (pág. N° 2)*
- 2.- *Estudio de las Disoluciones. (pág. N° 3)*
 - 2.1.- *Aspectos Cualitativos de expresar la Concentración de una Disolución (pág. N° 4)*
 - 2.2.- *Aspectos cuantitativos de expresar la Concentración de una Disolución (pág. N° 7)*
 - 2.2.1.- *Concentración en gramos de soluto por litro de disolución. (pág. N° 8)*
 - 2.2.2.- *Concentración porcentual en masa. (pág. N° 12)*
 - 2.2.3.- *Concentración porcentual en volumen. (pág. N° 17)*
 - 2.2.4.- *Molaridad. (pág. N° 19)*
 - 2.2.5.- *Normalidad. (pág. N° 33)*
 - 2.2.6.- *Molalidad. (pág. N° 38)*
 - 2.2.7.- *Fracción Molar. (pág. N° 44)*
- 3.- *Propiedades Coligativas de las Disoluciones (pág. N° 51)*
 - 3.1.- *Presión de vapor de una disolución. (pág. N° 52)*
 - 3.2.- *Ebulloscopía. (pág. N° 55)*
 - 3.3.- *Crioscopía (pág. N° 58)*
 - 3.4.- *Presión Osmótica (pág. N° 62)*
- 4.- *Experiencia de laboratorio (pág. N° 66)*

1.- Sustancias Puras y Mezclas.

La **MATERIA** se presenta en la naturaleza de dos formas diferentes:

a) Sustancias puras:

- 1.- *Elementos químicos.* Ejemplos: Ag, Au, Pt, O₂, H₂.
- 2.- *Compuestos químicos.* Ejemplos: H₂O, H₂SO₄, CaCO₃.

Video: Sustancias puras y mezclas

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

Video: Sustancias puras y mezclas

<http://www.youtube.com/watch?v=w4C-dDnFctA>

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

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>

Las mezclas se clasifican en:

- 1.- *Mezclas homogéneas.*- No se distinguen sus componentes.
- 2.- *Mezclas heterogéneas.*- Se distinguen sus componentes.

Una disolución es una mezcla homogénea.

2.- Estudio de las Disoluciones.

Normalmente en las disoluciones *se trabaja con dos componentes:*

- a) *Soluto.*- El que se encuentra en menor cantidad.
- b) *Disolvente.*- El que se encuentra en mayor cantidad.

Tipos de disoluciones.-

A nuestro nivel trabajaremos con dos tipos:

- a) Mezcla constituida por: *Sólido + agua.*
- b) Mezcla constituida por: *Líquido + agua.*

El *agua siempre será el disolvente* y el otro componente de la mezcla, *el soluto.*

Estudio de las disoluciones

<http://www.youtube.com/watch?v=MzNO2AffaOQ>



Explicación del fenómeno de la 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 sobre la formación de una disolución (Inglés,MUY BUENO)

http://www.juntadeandalucia.es/averroes/manuales/materiales_tic/bio_moleculas/dissolve.swf

Disolución de NaCl en Agua

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

Disolución de NaCl en agua

<http://www.youtube.com/watch?v=ljkH5Mrn97k>

Una vez que conocemos el fenómeno de la disolución de un compuesto, podemos *cuantificar la cantidad de soluto que se ha disuelto en el disolvente agua.*

2.1.- Aspectos Cualitativos de expresar la Concentración de una disolución

Solubilidad se trata una medida de la *capacidad* de una cierta sustancia para *disolverse* en otra. La sustancia que se disuelve se conoce como *soluto*, mientras que la sustancia donde se disuelve el soluto recibe el nombre de *solvente* o *disolvente*.

La cantidad máxima de una sustancia que se disuelve en 100 gramos de agua, a una temperatura dada, se conoce como SOLUBILIDAD.

Concentración de una disolución

<http://www.slideshare.net/profeblog/concentracin-de-disoluciones>

Formas de expresar la concentración de una disolución

<http://www.udbquim.frba.utn.edu.ar/material/DISOLUCIONES.htm>

Concentración de las disoluciones (I.E.S Aguilar y Cano)

<http://www.iesaguilarycano.com/dpto/fyq/disoluciones.html>

Concentración de las disoluciones

<http://cenevalenlinea.com/component/k2/item/1-concentraci%C3%B3n-de-las-disoluciones.html>

Formas de expresar la concentración.-

Otra forma de expresar la cantidad de ***soluto*** disuelta en una cantidad de ***agua*** se conoce como ***CONCENTRACION***.

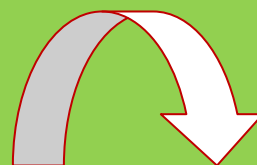
La ***concentración*** de una disolución ***nos determina la relación en que se encuentran las cantidades de soluto y disolvente.***

La concentración de una disolución se puede expresar bajo dos aspectos:

- a) ***Cualitativo.-*** Se utilizan conceptos.
- b) ***Cuantitativo.-*** Se utilizan números y unidades.

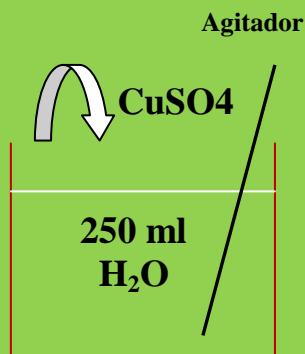
En términos ***CUALITATIVOS*** las disoluciones se clasifican en:

1. Disoluciones ***DILUIDAS***.
2. Disoluciones ***CONCENTRADAS***.
3. Disoluciones ***SATURADA***.
4. Disoluciones ***SOBRESATURADA***.



Mediante un ejemplo voy a explicar cada uno de estos conceptos:

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^a 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.

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**.

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

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

Cuando el profesor esté explicando en clase y utilice alguno de estos conceptos ya tendremos una idea sobre la cantidad de soluto que tenemos en la disolución.

2.2.- Aspectos cuantitativos de expresar la Concentración de una Disolución

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

- a) Concentración en gramos de soluto por litro de disolución***
- b) Concentración porcentual en masa***
- c) Concentración porcentual en volumen***
- d) Molaridad***
- e) Normalidad***
- f) Molalidad***
- g) Fracción molar***

2.2.1 .- Concentración en gramos de soluto por litro de disolución.

Concentración en gramos de soluto por litro de disolución (g/L).

Ejercicio Resuelto

Para realizar una experiencia nos hacen falta 7,5 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 los 7,5 g exigidos.

Resolución

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

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado IES “Al-Ándalus”. Resolución: A. Zaragoza)

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

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

Resolución

$$m_{\text{sal}} = 16 \text{ g}$$
$$V_{\text{caldodisolución}} = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL.}$$

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:

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

$$1,2 \text{ g sal} / 150 \text{ ml caldo} = 0,008 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} / 1 \text{ L} = 8 \text{ g/L}$$

La cantidad de sal contenida en 150 ml de caldo:

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

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado IES “Al-Ándalus”. Resolución: A. Zaragoza)

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 cm^3 aparece: “Disolución de glucosa en agua, concentración 55 g/l ”.

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

b) Ponemos en un plato 50 cm^3 .

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

Disolvente: **Agua.**

Soluto: **Glucosa.**

Concentración: 55 g/L

En 50 cm^3 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 $2,75 \text{ g}$ de glucosa estado sólido.

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

$$40 \text{ g Glucosa} \cdot 1 \text{ L disolución} / 55 \text{ g Glucosa} = 0,72 \text{ L disolución} =$$

$$= 720 \text{ mL de disolución.}$$



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:

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

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 (Fuente Enunciado: Kalipedia)

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 (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”)

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

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \cdot 5 \text{ g sal} / 1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} = 1,25 \text{ g sal}$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”. Resolución: A. Zaragoza López)
Una disolución de sal en agua tiene una concentración del 20 % en peso y una densidad de 1,15 g/cm³.
Calcular su concentración en g/l.

Resolución

20% en peso ; d = 1,15 g/cm³.

Supongamos **1 L** (1000 cm³) de disolución. Este volumen de disolución tendrá una masa de disolución que podremos obtener mediante la densidad:

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

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

$$1150 \text{ g disolución} \cdot 20 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución} = 23 \text{ g soluto}$$

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 g/cm³. 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:

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

SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS. ESTUDIO DE LAS DISOLUCIONES

Es decir, en $238,88 \text{ cm}^3$ 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: $33,48 \text{ g/L}$

2.2.2.- Concentración porcentual en masa.

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

Concentración centesimal en masa:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{ms}}{\text{Mdisolución}} \cdot 100 = \%$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Kalipedia. Resolución: A. Zaragoza)
En 200 g de agua se disuelven 25 g de un soluto. ¿Cuál es el porcentaje en masa de soluto en la disolución

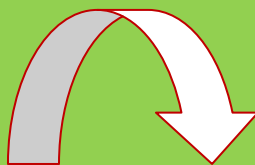
Resolución

$$\text{Msoluto} = 25 \text{ g}$$

$$\text{Mdisolvente} = 200 \text{ g}$$

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

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{Ms}}{\text{Mdisolución}} \cdot 100 = \frac{25 \text{ g}}{225 \text{ g}} \cdot 100 = 11,11 \% \text{ en masa}$$



Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”. Resolución: A. Zaragoza)

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

- Calcular la concentración de la disolución en % en masa.
- ¿Cuántos gramos de disolución habrá que coger para que al evaporarse el alcohol queden 0,5 g de yodo sólido?
- Si tomamos 50 g de disolución y dejamos evaporar el alcohol. ¿Cuántos gramos de yodo quedan?

Resolución

$$M_{\text{disolvente}} = 250 \text{ g alcohol}$$

$$M_{\text{solute}} = 2 \text{ g de yodo}$$

$$M_{\text{masa disolución}} = 252 \text{ g}$$

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

$$0,5 \text{ g Yodo} \cdot 100 \text{ g disolución} / 0,79 \text{ g Yodo} = 63,29 \text{ g disolución.}$$

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

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”. Resolución: A. Zaragoza)

Hemos preparado una disolución de cloruro de cobre (Cu Cl₂) 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 cm³.

- Calcula la concentración en % en peso y en g/l.
- ¿Qué concentración tendrán 10 cm³ de esa disolución?
- Si evaporamos todo el agua que hay en los 10 cm³ de disolución, ¿cuánto cloruro de cobre se recupera?
- ¿Qué tendríamos que hacer para que la disolución esté más diluida?

Resolución

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

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

$$M_{\text{masa disolución}} = 110 \text{ g}$$

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

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

Según el enunciado:

Tenemos 12 g soluto / en 100 cm³ de disolución

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

es decir: *12 g soluto / 1000 cm³ disolución*

La concentración pedida es: *12 g/L*

LA MISMA. Ya se demostró en ejercicios anteriores.

En los 10 cm³ de disolución existirán:

$$10 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \cdot 12 \text{ g soluto} / 1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} = 0,12 \text{ g CuCl}_2$$

Añadir más cantidad de disolvente (agua).

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”)

El ácido clorhídrico (HCl) de los recipientes de laboratorio se encuentra disuelto en agua, con una concentración del 35 % en masa.

a) ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico contendrá un recipiente de 1,5 kg de disolución?

b) ¿Qué cantidad de disolución debemos coger para que contenga 6 g de HCl?

Resolución

HCl 35% en masa.

La cantidad de HCl existente en 1,5 Kg de disolución será:

Según los datos → *100 g disolución / 35 g HCl*

$$M = 1,5 \text{ Kg} = 1500 \text{ g disolución}$$

$$1500 \text{ g disolución} \cdot 35 \text{ g HCl} / 100 \text{ g Disolución} = 525 \text{ g HCl}$$

Los 6 g de HCl estarán en una cantidad de disolución:

$$6 \text{ g HCl} \cdot 100 \text{ g Disolución} / 35 \text{ g HCl} = 17,14 \text{ g Disolución.}$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”. Resolución: A. Zaragoza)

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

$$10 \text{ mL disolución} / 0,65 \text{ g azúcar}$$

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

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

La concentración será: **65 g/L**

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”. Resolución: A. Zaragoza)

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

Según el dato de la concentración:

$$\text{En } 1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} / 15 \text{ g soluto}$$

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

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

$$= 1100 \text{ g de disolución}$$

$$\% \text{ en masa} = m_{\text{solute}} / m_{\text{disolución}} \cdot 100 = 15 \text{ g} / 1100 \text{ g} \cdot 100 =$$

$$= 1,36 \% \text{ en masa de Sulfato de cobre}$$

Ejercicio Propuesto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”)

Igual que el anterior pero con una disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , en agua de concentración 1776 g/l y $d = 1,85 \text{ g/cm}^3$.

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”. Resolución: A. Zaragoza)

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:

$$50 \text{ mL disolución} \cdot 20 \text{ g sal} / 1000 \text{ mL disolución} = 1 \text{ g sal}$$

La disolución 2 nos aporta una cantidad de sal:

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

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

Masa total de sal = 1 + 3 = 4 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:

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

es decir: *En 1 L / 4 g sal*

La concentración final es: *4 g/L*

Ejercicio Propuesto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”)

Igual que el anterior, pero juntando 60 g de disolución de sal en agua al 40 % en peso y 100 g de disolución de sal en agua al 25 % en peso.

2.2.3.- Concentración porcentual en volumen.

Expresa el volumen de soluto disuelto por cada 100 mililitros de disolución

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado IES “Al-Ándalus Resolución: A. Zaragoza)

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

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

En 100 mL de disolución / Hay 13,5 mL de alcohol

En 700 mL de disolución alcohólica existirán:

$$\begin{aligned} 700 \text{ mL disolución} \cdot 13,5 \text{ mL alcohol} / 100 \text{ mL disolución} &= \\ &= \mathbf{94,5 \text{ ml de alcohol}} \end{aligned}$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”. Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución

Recordemos que:

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

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

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

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

Si nos vamos a la ecuación (1)

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

$$(9000 + 15 x) / 100 = x \quad ; \quad 9000 + 15 x = 100 x \quad ; \quad 85 x = 9000$$

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

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”. Resolución: A. Zaragoza)

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?

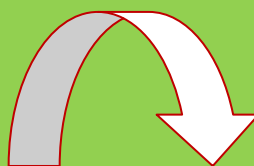
Resolución

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:

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



Vdisolvente antes de añadir el agua: Vdisolvente = 20 - 8 = 12 mL

NuevoVdisolvente = 12 + 60 = 72 mL

Volumen nueva disolución = 8 + 72 = 80 mL

Recordemos:

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

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

Ejercicio Propuesto (Fuente Enunciado: IES “Al-Ándalus”)

Igual que el anterior, pero partimos de 500 cm³ de disolución de cloruro de potasio (KCl) en agua de concentración 35 g/l, y añadiendo 250 cm³ de agua pura.

2.2.4.- Concentración MOLAR o Molaridad (M):

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

$M = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles de soluto}}{\text{Volumen disolu. (L)}}$; como n° moles soluto = m_{soluto}/M_m
$M = \frac{m_{\text{soluto}}/M_m}{V(L)}$; $M = \frac{m_{\text{soluto}}}{M_m \cdot V(L)}$

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; Cl = 35,4

Resolución

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

Calculemos la Mm del NaCl = 58,5 u

Nos vamos a la ecuación (1):

$$M = 175,35 / (58,5 \cdot 6) = 175,35 / 351 = 0,499 \text{ mol/L} = 0,499 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

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; A(Cl)=35,4

Resolución

Mm KCl = 74,6 u

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

Esta masa de disolución tiene un volumen:

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

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

$$= 0,119 \text{ L disolución}$$

$$M = m_{\text{solute}} / [(Mm \cdot V(L))] ; M = 25 / (74,6 \cdot 0,119) = 25 / 8,87 =$$

$$= 2,81 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ejercicio Resuelto

¿Cuántos gramos de HNO₃ se encuentran en 200 mL de una disolución 2,5 M?

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

Resolución

Mm HNO₃ = 63 u

V = 200 mL = 0,2 L

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

$$2,5 = m_{\text{soluto}} / (63 \cdot 0,2) , m_{\text{soluto}} = 2,5 \cdot 12,6 = 31,5 \text{ g}$$

Ejercicio Resuelto

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

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

Resolución

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

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

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

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

$$M = 25 / (74 \cdot 0,750) = 25 / 55,5 = 0,45 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

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; O = 16; H = 1

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:

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

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

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

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:

$$112,2 \text{ g KOH} \cdot 1000 \text{ mL disolución} / 210 \text{ g KOH} = \\ = 534,28 \text{ mL disolución inicial}$$

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; O = 16; H = 1

Sol: a) 1200 g; b) 9 M

Resolución

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

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

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

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

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; O = 16; H = 1

Resolución

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

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

Mm NaOH = 40 u

V = 100 mL = 0,1 L

M = 1,25 (mol/L)

$$1,25 = m_{\text{solute}} / (40 \cdot 0,1) ; m_{\text{solute}} = 1,25 \cdot 40 \cdot 0,1 = 5 \text{ g NaOH}$$

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 MgBr_2 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 ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) 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 ; H = 1 ; O = 16

Resolución

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

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

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

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:

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

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

La concentración porcentual será:

$$100 \text{ g disolución} \cdot 80,5 \text{ g soluto} / 290,5 \text{ g disolución} = 27,7 \%$$

b)

Recordemos que:

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

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

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

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

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 H₂SO₄ por litro de disolución tiene una densidad de 1,329 g/cm³. Calcula a) el porcentaje en masa y b) la molaridad de H₂SO₄ en dicha disolución.

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

Resolución

a)

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

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

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

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:

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

b)

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

La Molaridad:

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

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

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 ; N = 14 ; O = 16

Resolución

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

$$M = 16$$

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

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

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm, V(L)] ; m_{\text{solute}} = M \cdot Mm \cdot V(L) = 16 \cdot 63 \cdot 1 = \\ = 1008 \text{ g HNO}_3$$

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

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

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 NH₃ 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 MgBr₂ 0,240 M; b) 80,0 μL de glucosa (C₆H₁₂O₆) 0,460 M; c) 3,00 L de Na₂CrO₄ 0,040 M.

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

Resolución

a)

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

$$M = 0,240$$

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

b)

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

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

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

c)

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

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

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

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; O = 16

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:

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

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

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

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

b)

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

$$M = m_{\text{solute}} / [(Mm \cdot v (L))]; m_{\text{solute}} = M \cdot Mm \cdot V(L) = 1 \cdot 98 \cdot 1 =$$

$$= 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ PURO}$$

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

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

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

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

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

$$= 58,85 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ COMERCIAL}$$

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; Cl = 35,5

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:

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

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

$$1,2 = m_{\text{soluta}} / (74,6 \cdot 0,025) ; m_{\text{soluta}} = 1,2 \cdot 74,6 \cdot 0,025 = \\ = 2,238 \text{ g KCl}$$

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

$$M = m_{\text{soluta}} / [(Mm) \cdot V(L)] ; 3,0 = 2,238 / (74,6 \cdot V)$$

$$3,0 \cdot 74,6 \cdot V = 2,238 ; 223,8 V = 2,238 ; V = 2,238/223,8 = 0,01 \text{ L}$$

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

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 (Fuente Enunciado: alipso.com. Resolución: A. zaragoza)

Se mezclan 500 cm³ de disolución acuosa de ácido nítrico, HNO₃, al 62 % y densidad 1,38 g/cm³, con 500 cm³ de otra disolución acuosa de este ácido al 22% y densidad 1,13 g/cm³. Determinar la Molaridad de la disolución resultante.

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

Resolución

Disolución 1 : 500 cm³ HNO₃ , 62% y d = 1,38 g/cm³
Disolución 2 : 500 cm³ HNO₃ , 22 % y d = 1,13 g/cm³

Masa de HNO₃ 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 cm³:

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

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

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

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

PURO

Masa de HNO₃ aportada por la disolución 2:

Haremos el mismo planteamiento que para la 1:

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

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

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

PURO

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

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

Y un volumen:

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

La disolución resultante tendrá una Molaridad:

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

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

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

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: alipso.com. Resolución: A. Zaragoza)

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 ; S 32 ; O = 16

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:

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

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

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

$$1805 \text{ g disolución} \cdot 88,43 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución} = \mathbf{1596,16 \text{ g soluto}}$$

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

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

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

$$M = 1596,16 / (98 \cdot 5) ; M = 1596,16 / 490 = \mathbf{3,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

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 :

$$M = m_{\text{soluta}} / [Mm \cdot V(L)] ; 1 = m_{\text{soluta}} / (98 \cdot 5)$$

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

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

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

$$V(L) = 490 / 1.98 ; V(L) = 5 L$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: alipso.com. Resolución: A. Zaragoza)

A 1,5 dm³ de disolución acuosa de nitrato de calcio, Ca(NO₃)₂, 2,5 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: Ca = 40 ; N = 14 ; O = 16.

Resolución

La masa de soluto correspondiente a los 1,5 dm³ de disolución 2,5 M de Ca(NO₃)₂ es:

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

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

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

De (1):

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

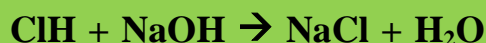
Si añadimos 10 g de soluto y no nos proporcionan la nueva densidad de la disolución, deberemos suponer que el volumen no ha cambiado y por lo tanto la nueva Molaridad:

$$M = m_{\text{solute}} / [Mm \cdot V(L)] ; M = (570+10) / (152 \cdot 1,5) = 580 / 228 = \\ = 2,54 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.2.5.- Normalidad.

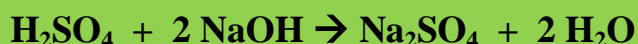
Nos relaciona el **número de equivalentes (*)** de soluto con el volumen de disolución en litros

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



El ácido clorhídrico, *HCl*, tiene *equivalente 1 por mol* debido a que *1 mol del ion univalente OH* 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)



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 (SO₄)⁻.

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. El *Equivalente* tiene un valor que podremos conocer aplicando la ecuación:

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

¿Qué es la Valencia?

Valencia es la palabra que identifica a la *cifra que da cuenta* de las posibilidades de combinación que tiene un *átomo* respecto a otros para lograr *constituir un compuesto*. Se trata de una medida relacionada a la cantidad de enlaces químicos que establecen los átomos de un elemento 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.

El cálculo del valor del Equivalente lo podemos hallar 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”.

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}). Mediante Factor de Conversión pasaremos la masa en gramos de soluto a equivalentes: por una simple regla de tres lo obtendremos:

$$m_{\text{soluto}} \text{ g} \cdot 1 \text{ Eq} / \text{Mm/valencia g} = m_{\text{soluto}} \cdot \text{valencia} / \text{Mm} \text{ Eq}$$

La unidad del cálculo que hemos realizado viene en Equivalentes

Llegamos por tanto a la ecuación:

$$N^{\circ} \text{ de Equivalentes} = m_{\text{soluto}} \cdot \text{valencia} / \text{Mm}$$

En todos los pasos realizados la Mm corresponde al **SOLUTO** de la disolución.

Ya podemos establecer el concepto de Normalidad (N):

Concentración de una disolución expresada en el **número de equivalentes de soluto** disueltos en un **litro de disolución**.

$$N = \frac{\text{N}^{\circ} \text{ Equivalentes de soluto}}{\text{Vol. Disolución en litros}} ; n^{\circ} \text{ Equivalentes} = \frac{m_{\text{soluto}}}{\text{Equivalente}}$$

$$\text{Equivalente} = \frac{\text{Mm}}{\text{Valencia}} ; n^{\circ} \text{ Equivalentes} = \frac{m_{\text{soluto}}}{\frac{\text{Mm}}{\text{Valencia}}}$$

$$N^{\circ} \text{ Equivalentes} = \frac{m_{\text{soluto}}}{\text{Mm}} \cdot \text{Valencia}$$

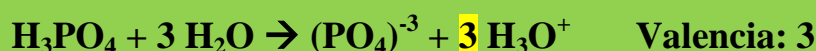
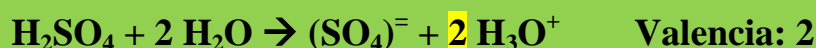
Por último:

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

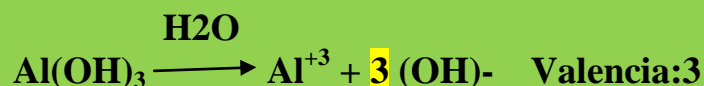
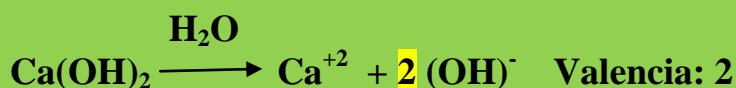
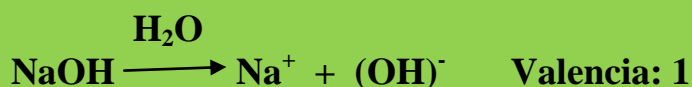
Solo nos queda establecer la valencia del soluto.

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:



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

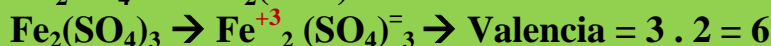
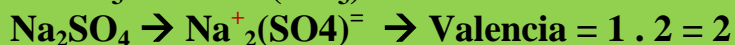
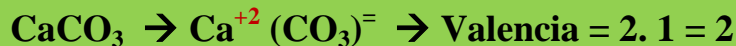


c) Valencia en las Sales.- La podemos obtener multiplicando el número de oxidación del catión metálico por el subíndice que presenta el átomo del catión en la formula del compuesto. Vamos algunos ejemplos:

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.

$\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ (\text{NO}_3)^- \rightarrow$ El Na lleva como subíndice la unidad:

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



Si volvemos a la ecuación:

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

↓
Molaridad

Podemos relacionar la molaridad con la Normalidad mediante la ecuación:

$$N = M \cdot \text{Valencia}$$

Este tipo de expresar la concentración de una disolución 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 embargo la Normalidad es sumamente importante a nivel de 2º de bachillerato en el el tema de Ácidos y Bases y en Oxidación – Reducción.

2.2.6.- MOLALIDAD (m):

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

$$m = \frac{\text{Nº moles soluto}}{\text{Kg de disolvente}}$$

$$m = \frac{ms}{Mm \cdot \text{Kg}(\text{disolve.})}$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: alipso.com. Resolución: A. Zaragoza)

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 ; Cl = 35,5 ; Na = 23 ; O = 16

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:

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

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

De esta masa, el 36% corresponde al soluto:

$$1180 \text{ g disolución} \cdot 36 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución} = \mathbf{424,8 \text{ g HCl}}$$

La masa de disolvente valdrá:

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

La Molaridad de la disolución será:

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

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

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

La Molalidad será:

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

$$m = 424,8 / 36,5 \cdot 0,755 = 424,8 / 27,55 = \mathbf{15,41 \text{ mol} \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})}$$

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:

$$1530 \text{ g disolución} \cdot 50,5 \text{ g soluto} / 100 \text{ g disolución} = \\ = 772,65 \text{ g NaOH}$$

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 (Fuente Enunciado: alipso.com. Resolución: A. Zaragoza)

Calcular la masa y número de moles presentes 200 cm³ de disolución 0,2 m (Molal) y d = 1,14 g/cm³ de HCl.

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

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:

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

de donde:

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

dividimos por 1000 para pasar la masa a Kg.

De la ecuación de la Molalidad:

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

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

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

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

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

$$1000 m_{\text{soluta}} = 1664,4 - 7,3 m_{\text{soluta}} \quad ; \quad 1007,3 m_{\text{soluta}} = 1664,4$$

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

El número de moles será:

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

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: alipso.com. Resolución: A. Zaragoza)

¿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 ; C = 12 ; O = 16

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:

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

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

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

$$Kg_{\text{disolvente}} = 12,6 / 53 = 0,24 \text{ Kg } H_2O = 240 \text{ g } H_2O$$

La masa de la disolución:

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

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

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 (Fuente Enunciado: alipso.com. Resolución: A. Zaragoza)

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 ; N = 14 ; O = 16

Resolución

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 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 $[(\text{Cd}(\text{NO}_3)_2)]$:

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

$$M = m_{\text{soluta}} / [M_m \cdot V(\text{L})] \quad ; \quad 0,2 = m_{\text{soluta}} / (236,41 \cdot 4,16)$$

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

Disolución 2:

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

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

$$d = m_{\text{disolución}} / V_{\text{disolución}} \quad ; \quad m_{\text{disolución}} = d \cdot V_{\text{disolución}}$$

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

El 28% de esta cantidad corresponde al soluto:

$$455 \text{ g disolución} \cdot 28 \text{ g Cd}(\text{NO}_3)_2 / 100 \text{ g disolución} = 127,4 \text{ g Cd}(\text{NO}_3)_2$$

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

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

La disolución resultante tiene:

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

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

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

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

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

La nueva Molaridad:

$$M = m_{\text{soluto}} / [Mm \cdot V(L)] ; M = 324,09 / (236,41 \cdot 4,51) = \\ = 324,09 / 1066,2 = 0,30 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

La Molalidad:

$$m = m_{\text{soluto}} / [Mm \cdot Kg(\text{disolvente})] \\ m = 324,09 / (236,41 \cdot 4,63) = 324,09 / 1094,57 = 0,29 \text{ mol} \cdot Kg^{-1}(\text{disolvente})$$

2.2.7.- 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:

- Fracción molar del soluto (Xs).**
- 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

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

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

n_s = moles soluto

n_d = moles disolvente

Se cumple que:

$$X_s + X_d = 1$$

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 dihidrógeno [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 ; S = 32 ; O = 16.

Resolución

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

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

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

Podemos conocer el 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:

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

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

$$\begin{aligned}
 n^{\circ} \text{ moles soluto} &= m_{\text{soluto}}/Mm = 147/98 = 1,5 \\
 n^{\circ} \text{ moles disolvente} &= m_{\text{disolvente}}/Mm = 903 / 18 = 50,16 \\
 n^{\circ} \text{ moles totales} &= 1,5 + 50,16 = 51,66
 \end{aligned}$$

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

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

Si queremos saber si hemos trabajado bien como sabemos que:

$$Xs + Xd = 1 \quad (1)$$

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

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

$$0,029 + Xd = 1 \quad ; \quad Xd = 1 - 0,029 = 0,97$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Sribd. Resolución: A. Zaragoza)

¿Cuáles son las fracciones molares de metano, CH₃OH y H₂O en una disolución que contiene 40,0 g de metanol y 54,0 g de agua.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 ; O = 16

Resolución

Mm CH₃OH (soluto) = 32 u

Mm H₂O (disolvente) = 18 u

$$\begin{aligned}
 N^{\circ} \text{ moles soluto} &= m_{\text{soluto}}/Mm = 40,0/ 32 = 1,25 \\
 N^{\circ} \text{ moles disolvente} &= m_{\text{disolvente}}/Mm = 54,0/18 = 3 \\
 N^{\circ} \text{ moles totales} &= 1,25 + 3 = 4,25
 \end{aligned}$$

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

$$Xd = 1 - Xs = 1 - 0,29 = 0,71$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Sribd. Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución

Mm NaOH (soluto) = 40 u

Mm H₂O (disolvente) = 18 u

Puesto que la densidade del agua es 1 g/mL → 1 mL = 1 g

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

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

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

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

$$Xd = 1 - Xs = 1 - 0,0089 = 0,99$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Sribd. Resolución: A. Zaragoza)

Determina la fracción molar de cada componente de una disolución de 50 g de C₃H₈O₃ en 370 g de H₂O.

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

Resolución

Mm C₃H₈O₃ (soluto) = 92 u

Mm H₂O (disolvente) = 18 u

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

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

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

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

$$Xd = 1 - Xs = 1 - 0,025 = 0,975$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Sribd. Resolución: A. Zaragoza)

Si tenemos 3,42 g de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁, 342 g/mol) disueltos en 18,0 g de agua (18g/mol) ¿cuáles son las fracciones molares de cada componente.

Resolución

C₁₂H₂₂O₁₁ 342 g/mol → Mm = 342 u

H₂O 18 g /mol → Mm = 18 u

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

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

SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS. ESTUDIO DE LAS DISOLUCIONES

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

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

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

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

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0,009 = 0,991$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Sribd. Resolución: A. Zaragoza)

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 ; O = 16.

Resolución

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

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

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

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

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

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

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

Ejercicio Propuesto (Fuente Enunciado: Sribd. Resolución)

Calcula la fracción molar del disolvente en una disolución que contiene 89,9 g de $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6$ disueltos en 1000 gramos de agua.

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

Ejercicio Propuesto (Fuente Enunciado: Sribd)

¿Cuál es la fracción molar de $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_6$ en una disolución acuosa de esta sustancia que contiene 162 g del soluto en 1000 g de agua?.

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

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Sribd. Resolución: A. Zaragoza)

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 ; P = 31 ; O = 16.

Resolución

SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS. ESTUDIO DE LAS DISOLUCIONES

$$\text{Mm H}_3\text{PO}_4 = 98 \text{ u}$$

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

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

La masa del disolvente la podremos conocer mediante la densidad:

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

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

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

$$\text{Masa soluto} = \text{masa disolución} - \text{masa disolvente} = 1150 - 294 = 856 \text{ g}$$

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

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

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

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

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

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Sribd. Resolución: A. Zaragoza)

¿ Qué cantidad de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, tenemos que mezclar con medio litro de agua para que su fracción molar sea 0,2?

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

SOL:1249 g glucosa

Resolución

Cuando no especifican el tipo de fracción molar, se trata de la **FRACCIÓN MOLAR DEL SOLUTO**.

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

$$\text{Mm C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u}$$

$$M_{\text{disolvente}} = \frac{1}{2} \text{ L} = 500 \text{ mL} \rightarrow 500 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$X_d = 0,2$$

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

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

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

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

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

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

$$0,2 m_{\text{soluta}}/180 + 5,54 = 27,77$$

$$0,0011 m_{\text{soluta}} + 5,54 = 27,77 ; 0,0011 \cdot m_{\text{soluta}} = 27,77 - 5,54$$

$$0,0011 \cdot m_{\text{soluta}} = 22,23$$

$$m_{\text{soluta}} = 22,23 / 0,0011 = 20209 \text{ g de Glucosa}$$

$$X_s = m_{\text{soluta}}/180 / (m_{\text{soluta}}/180 + 500 / 18)$$

$$X_s = 20209/180 / (20209/180 + 500 / 18) = 112,27 / (112,27 + 27,77)$$

$$= 112,27 / 140,04 = 0,8$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Sribd. Resolución: A. Zaragoza)

¿ Qué cantidad de agua tendremos que añadir a 15 ml de metanol, CH₃OH, para obtener una disolución en la que la fracción molar del disolvente sea 0,9?.

DATOS: d = 0,8 g/ml

Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16.

Resolución

V_{etanol} = 15 mL

D = m/V ; **metanol** = d . V = 0,8 g/mL . 15 mL = **12 g Etanol**

M_m CH₃ – CH₂OH = 46 u

M_m H₂O = 18 u

m_{disolvente} = ¿?

X_d = 0,9

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

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

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

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

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

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

$$m_{\text{disolvente}} - 0,9 m_{\text{disolvente}} = 4,212 ; 0,1 m_{\text{disolvente}} = 4,212$$

$$m_{\text{disolvente}} = 4,212/0,1 = 42,12 \text{ g } H_2O$$

Comprobación:

$$X_s = 12/46 / (42,12/18 + 12/46) = 0,26 / 2,6 = 0,1$$

3.- Propiedades Coligativas de las Disoluciones

Video: Propiedades coligativas de las disoluciones (Muy bueno)

<http://www.youtube.com/watch?v=fepRvmQ6U0>

Propiedades coligativas de las disoluciones (Muy bueno)

<http://www.ehu.es/biomoleculas/agua/coligativas.htm>

Propiedades coligativas de las disoluciones

<http://www.rena.edu.ve/cuartaEtapa/quimica/Tema4.html>

Propiedades coligativas de las disoluciones

http://www.radiodent.cl/quimica/propiedades_coligativas_de_solucion_es.pdf

Las propiedades *Coligativas de las disoluciones*, son propiedades físicas que sólo dependen de la *concentración de soluto* y no de la naturaleza de sus moléculas. Dicho de otra forma, las propiedades

Coligativas de las disoluciones van a depender del *número de partículas de soluto* en una *cantidad determinada de disolvente*.

Las cuatro propiedades coligativas son:

3.1.- *Descenso de la presión de vapor del disolvente*

3.2.- *Elevación ebulloscópica*

3.3.- *Descenso crioscópico*

3.4.- *Presión osmótica*

3.1.- *Presión de Vapor*

Video: Presión de Vapor

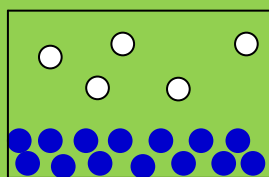
<http://www.youtube.com/watch?v=GKR87fvfKSA&feature=related>

La *presión de vapor de un disolvente* desciende cuando se le añade un *soluto no volátil*. Este efecto es el resultado de dos factores:

- La disminución del número de moléculas del disolvente en la superficie libre
- La aparición de fuerzas atractivas entre las moléculas del soluto y las moléculas del disolvente, dificultando su paso a vapor

Si tenemos un recipiente cerrado con moléculas de agua:

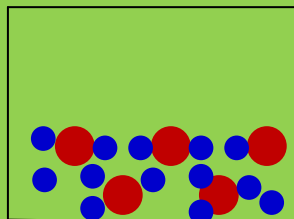
- = Moléculas de agua en estado gas
● = Moléculas de agua en estado líquido



Las moléculas de agua en estado líquido se encuentran unidas por fuerzas débiles y pueden pasar al estado gas sin dificultad. De tal forma que en un recipiente cerrado con agua tendremos en la *parte inferior el agua líquida* y en la *parte superior el agua gas* o “*vapor de agua*”. Las moléculas en estado gas ejercen una presión que se conoce como “*presión de vapor*”. Si calentamos, cuando la *presión de vapor* alcance el valor de la *presión atmosférica* estaremos en la *temperatura de ebullición del agua* y todo el líquido tenderá a pasar a estado gas.

Si introducimos en el recipiente *moléculas de soluto* la situación en el recipiente es la siguiente:

● = Molécula de soluto



Se establecen unas fuerzas de atracción entre las moléculas del soluto y las moléculas del disolvente, H_2O , por lo cuál éstas tienen mayor dificultad para pasar a estado gas. Debemos calentar más para que las moléculas del disolvente pasen al estado gas y por lo tanto la *“presión de vapor”* de la *disolución es inferior (existen menos moléculas de disolvente libres) a la presión de vapor del disolvente puro.*

Raoult llegó a la conclusión de que el descenso relativo de la presión de vapor del disolvente en una disolución es proporcional a la fracción molar del disolvente:

$$P' = P_o \cdot X_d$$

P' = Presión de vapor de la disolución

P_o = Presión de vapor del disolvente

X_d = Fracción molar del disolvente

Esta fórmula nos permite enunciar la *ley de Raoult: la presión de vapor de la disolución es igual a la presión de vapor del disolvente por la fracción molar del disolvente en la disolución.*

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Química y algo más. Resolución: A . Zaragoza)
 ¿ Cuál será la presión de vapor de una disolución de 32 g de NaOH y 640 g de agua a 25 °C?. Presión de vapor del agua en estado puro = 23,776 mmHg

Resolución

$$m_{\text{solute}} = 32 \text{ g NaOH}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 640 \text{ g}$$

$$t = 25 \text{ °C}$$

$$P_o \text{ (disolvente puro)} = 23,776 \text{ mmHg}$$

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

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

Recordemos que la presión de vapor de la disolución (P') viene dada por la ecuación:

$$P' = P_o \cdot X_d$$

$$X_d = \text{moles disolvente} / (\text{moles disolvente} + \text{moles soluto})$$

$$\text{Moles disolvente} = m_{\text{disolvente}} / M_m = 640 / 18 = 35,55$$

$$\text{Moles soluto} = m_{\text{soluta}} / M_m = 32 / 40 = 0,8$$

$$X_d = 35,55 / (35,55 + 0,8) = 35,55 / 36,35 = 0,97$$

Luego:

$$P' = 23,777 \text{ mmHg} \cdot 0,97 = 23,06 \text{ mmHg}$$

Comprobamos como la presión de vapor de una disolución *disminuye* con respecto a la presión de vapor del *disolvente puro*.

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Química y algo más. Resolución: A. Zaragoza)
Calcula la presión de vapor a 20 °C de 2 litros de una disolución que contiene glucosa en una concentración de 0,407 M y cuya $d = 1,026$ g/mL. P_o a 20 °C = 17,546 mmHg

Resolución

$$M_m \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u}$$

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

$$V = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL} ; 0,47 \text{ M} ; d = 1,026 \text{ g/mL.}$$

La presión de vapor de la disolución viene dada por la expresión matemática:

$$P' = P_o \cdot X_d$$

Vamos a calcular X_d :

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

$$0,47 = m_{\text{soluta}} / (180 \cdot 2) ; m_{\text{soluta}} = 0,47 \cdot 180 \cdot 2 = 169,2 \text{ g}$$

Mediante la densidad vamos a conocer la masa de la disolución:

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

$$m_{\text{disolución}} = 1,026 \text{ g/mL} \cdot 2000 \text{ mL} = 2052 \text{ g disolución}$$

Se cumple:

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

$$169,2 + m_{\text{disolvente}} = 2052 ; m_{\text{disolvente}} =$$

$$= 2052 - 169,2 = 1882,8 \text{ g}$$

$$\text{Moles de disolvente} = m_{\text{disolvente}}/Mm = 1882,8/18 = 104,6$$

$$\text{Moles soluto} = m_{\text{solute}}/Mm = 169,2/180 = 0,94$$

$$Xd = \text{moles disolvente} / (\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}) =$$

$$= 104,6 / (0,94 + 104,6) = 104,6 / 105,54 = 0,99$$

Por tanto:

$$P' = 17,546 \text{ mmHg} \cdot 0,99 = 17,37 \text{ mmHg}$$

3.2.- Ebulloscopía.

Video: Temperatura de congelación y ebullición de una disolución

<http://www.youtube.com/watch?v=BRPcmZ7aONQ>

Un líquido llega a su **temperatura de ebullición** cuando su **presión de vapor** se iguala a la **presión atmosférica**.

Si al líquido le añadimos un soluto, se forma una disolución, y la **presión de vapor del líquido**, ahora disolvente de la disolución, **disminuye** puesto que las moléculas del soluto forman una estructura más fuerte en la superficie de la disolución y las moléculas de disolvente tienen mayor dificultad para pasar a estado gas. Por ello para que la disolución entre en ebullición tendremos que aportar más energía al sistema (disolución) por lo que se producirá un aumento en

la **temperatura de ebullición** de la disolución con respecto a la **temperatura de ebullición del disolvente puro**.

Se produce el mismo efecto que cuando hablábamos de la **“presión de vapor”**. Las fuerzas atractivas entre las moléculas del soluto y las moléculas del disolvente hacen que tengamos que calentar más para que la disolución entre en estado de ebullición.

La elevación de la temperatura de ebullición (en disolución) **es proporcional a la fracción molar del soluto**.

Podemos escribir que:

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

que traducido: el **aumento en la temperatura de ebullición** (ΔT_e) es proporcional a la concentración **molal** del soluto.

ΔT_e = Variación (aumento) en la ebullición

K_e = Constante Ebulloscópica

m = Molalidad

La K_e es característica del **disolvente** y para el caso del agua su valor es **0,52°C/(mol/Kg)**. Conclusión: **Una disolución 1 m (1 molal) de cualquier soluto en agua experimenta una elevación en su temperatura de ebullición de 0,52 °C**.

Ejercicio Resuelto

¿Cuál es el punto de ebullición de una solución acuosa de sacarosa 1,25 m.

(De tablas, para el agua $K_b = 0,512^\circ\text{C}/\text{m}$)?

Resolución

Mm Sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342$

Recordemos:

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = 1,25$$

t_0 = Temperatura de ebullición del agua = 100 °C

$$(t_f - t_o) = 0,512 \cdot 1,25 ; t_f = 0,64 + t_o = 0,64 + 100 = 100,64 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Química y algo más. Resolución: A. Zaragoza)

Calcula el aumento de temperatura de 800 g de agua después de añadirle 36 gramos de glucosa. Mm de la glucosa 180 u.

DATO: $K_e = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C/m}$

Resolución

$$m_{\text{disolvente}} = 800 \text{ g} = 0,8 \text{ Kg}$$

$$m_{\text{solute}} = 36 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$M_m \text{ Glucosa} = 180 \text{ u}$$

Recordemos:

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = m_{\text{solute}}/M_m \cdot K_g_{\text{disolvente}} = 36/(180 \cdot 0,8) = 36 /144 = 0,25 \text{ m}$$

Luego:

$$\Delta t = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C/m} \cdot 0,25 \text{ m} = 0,13 \text{ } ^\circ\text{C}$$

La disolución experimenta un aumento de temperatura de $0,13 \text{ } ^\circ\text{C}$ con respecto a la temperatura de ebullición del disolvente puro.

La **temperatura de ebullición de la disolución** es de:

$$t_{\text{disolución}} = 100 + 0,13 = 100,13 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Química y algo más. Resolución: A. Zaragoza)

A cuánto ascenderá el punto de ebullición de una disolución que tiene 400 g de agua y 28 g de urea.

DATOS: $K_e = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C/m}$; Mm urea = 60

Resolución

$$m_{\text{solute}} = 28 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 400 \text{ g} = 0,4 \text{ Kg}$$

$$M_m \text{ urea} = 60 \text{ u}$$

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = m_{\text{solute}} / (Mm \cdot Kg_{\text{disolvente}}) = 28 / (60 \cdot 0,4) = 28 / 24 = 1,16 \text{ m}$$

Luego:

$$\Delta t = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m} \cdot 1,16 \text{ m} = 0,60 \text{ }^\circ\text{C}$$

La disolución experimenta un aumento de temperatura, respecto al disolvente, de $0,60 \text{ }^\circ\text{C}$, luego la disolución tendrá un punto de ebullición de:

$$t_{\text{ebullición}} = 100 + 0,60 = 100,60 \text{ }^\circ\text{C}$$

3.3.- Descenso Crioscópico

Video: Evitar la formación de capas de hielo.

<http://www.youtube.com/watch?v=OKSF6JSAI8M>

Se echa **SAL** (NaCl) en la nieve de la calzada para que cuando ésta pase a estado líquido (agua) forme una **disolución acuosa de cloruro sódico** cuya **temperatura de congelación** es inferior a la **temperatura de congelación del agua** procedente de la nieve.

Otro ejemplo de esta propiedad coligativa lo tenemos en el uso de los líquidos **ANTICONGELANTES** para los radiadores de los coches. Si el radiador se llena únicamente con agua y la temperatura está por debajo de los 0°C , se congelará lo que implica un aumento de volumen (hielo) y la consiguiente rotura del radiador. Si podemos confeccionar una disolución que tenga el punto de congelación inferior al punto de congelación del agua no existirán problemas. Estas disoluciones son los líquidos **ANTICONGELANTES**.

Video: Importancia del líquido anticongelante

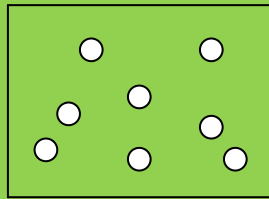
http://www.youtube.com/watch?v=mjf5KIP_qMo

La temperatura de **congelación de una disolución es inferior a la temperatura de congelación del disolvente puro**.

El agua en estado sólido tiene una estructura cristalina ordenada. Al añadir moléculas de soluto esa estructura sufre variaciones que hacen más difícil pasar del estado líquido al estado sólido. Por ello tenemos que enfriar más el sistema (disolución) y por lo tanto la temperatura de congelación de la disolución sufre una disminución en su temperatura

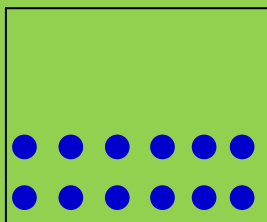
de congelación respecto a la temperatura de congelación del disolvente puro.

Tenemos un recipiente con moléculas de agua en estado gas:

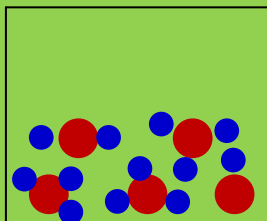


Las moléculas de los gases tienen una Energía cinética por lo que se mueven con

total libertad en el seno del recipiente que las contiene. Si queremos pasar a estado líquido:



Las moléculas de H₂O en estado líquido mantienen una ordenación que les permite una cierta movilidad.



Cuando introducimos moléculas de soluto la estructura cristalina es mucho más difícil de conseguir por lo que tendremos que enfriar mucho más que en el caso del disolvente puro y por lo tanto la temperatura de *congelación de la disolución* disminuye con respecto a la temperatura de *congelación del disolvente puro*.

Podemos establecer que:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

ΔT_c = Variación (disminución) de la temperatura de congelación de la disolución respecto a la temperatura de congelación del disolvente puro.

m = Molalidad

K_c = Constante Crioscópica del disolvente. Depende del tipo de disolvente y para el agua tiene un valor de $1,86 \text{ }^\circ\text{C}/(\text{mol}/\text{Kg})$. Una disolución 1 m de cualquier soluto tendría una temperatura de congelación de $-1,86 \text{ }^\circ\text{C}$.

Ejercicio Resuelto

Calcular el descenso del punto de congelación de una solución acuosa de bromuro de potasio 0,5 m. El punto de fusión del agua es de 0 °C y $k_f = 1,86 \text{ °C/m}$.

Resolución

$$m = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{Kg}^{-1}_{\text{disolvente}}$$

$$\Delta t = ?$$

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$\Delta t = 1,86 \cdot 0,5 = 0,93 \text{ °C}$$

La temperatura de congelación de la disolución sufre un descenso de 0,93 °C con respecto a la temperatura de congelación del H₂O.

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Química y algo más)

Calcula el aumento del punto de ebullición y el descenso del punto de congelación de una disolución que está formada con 640 g de agua y 45 g de urea. Mm urea = 60 u

DATOS: $K_e = 0,52 \text{ °C/m}$; $K_c = 1,86 \text{ °C/m}$

Resolución

$$Mm \text{ urea} = 60 \text{ u}$$

$$m_{\text{solute}} = 45 \text{ g}$$

$$m_{\text{disolvente}} = 640 \text{ g} = 0,640 \text{ Kg}$$

Recordemos:

$$\Delta t = K_e \cdot m$$

$$m = m_{\text{solute}} / (Mm \cdot \text{Kg}_{\text{disolvente}}) = 45 / (60 \cdot 0,640) = 45 / 38,4 \text{ m} = 1,17 \text{ m}$$

$$\Delta t = 0,52 \text{ °C/m} \cdot 1,17 \text{ m} = 0,60 \text{ °C}$$

La temperatura de ebullición de la disolución experimenta una variación de 0,60 °C (aumento) con respecto a la temperatura de ebullición del disolvente puro.

Por otra parte, para la Crioscopia:

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$m = 1,17 \text{ m}$$

por lo que:

$$\Delta t = 1,86 \text{ }^\circ\text{C} \cdot 1,17 \text{ m} = 2,17 \text{ }^\circ\text{C}$$

La temperatura de congelación de la disolución experimenta un descenso de $2,17 \text{ }^\circ\text{C}$ con respecto a la temperatura de congelación del disolvente puro.

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Química y algo más)
¿Qué cantidad de soluto se le agregará a 2 litros de agua pura si experimenta una disminución en el punto de congelación de $3,2 \text{ }^\circ\text{C}$?

Resolución

$V_{\text{disolvente}} = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL}$; como $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$ →

$$m_{\text{disolvente}} = 2000 \text{ g} = 2 \text{ Kg}$$

Recordemos:

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$m = n^\circ \text{ moles soluto} / \text{Kg}_{\text{disolvente}}$$

Luego:

$$3,2 = 1,86 \cdot n^\circ \text{ moles soluto} / 2$$

$$n^\circ \text{ moles soluto} = 3,2 \cdot 2 / 1,86 = 3,44$$

Tendremos que añadir al agua 3,44 moles de soluto.

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Química y algo más)
¿A qué temperatura congelará el agua de un radiador de automóvil si se le agregan 1 litro de dietilenglicol a 2 litros de agua?.

DATOS: Densidad = $1,118 \text{ g/mL}$; Mm dietilenglicol = 106 u ;

$K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m}$

Resolución

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

$$V_{\text{disolvente}} = 2 \text{ L} ; d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL} \rightarrow$$

$$m_{\text{soluta}} = 2 \text{ Kg}$$

$$\begin{aligned} d_{\text{soluta}} &= m_{\text{soluta}}/V_{\text{soluta}} ; m_{\text{soluta}} = d_{\text{soluta}} \cdot V_{\text{soluta}} = \\ &= 1,118 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1118 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\Delta t = Kc \cdot m$$

$$m = m_{\text{soluta}}/(Mm \cdot Kg_{\text{disolvente}}) = 1118/(106 \cdot 2) = 1118/212 = 5,27 \text{ m}$$

Luego:

$$\Delta t = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m} \cdot 5,27 \text{ m} = 9,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

La disolución experimentará una disminución en la temperatura de congelación, respecto al disolvente puro, de 9,8 °C y por lo tanto la disolución congelará a:

$$t_{\text{congelación}} = 0 - 9,8 = - 9,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

3.4.- Presión Osmótica

La **presión osmótica** es una propiedad coligativa muy importante y para llegar a entenderla tenemos que estudiar primero dos conceptos:

- a) Concepto de **DIFUSIÓN**.
- b) Concepto de **ÓSMOSIS**.

Difusión es el proceso mediante el cual las **moléculas del soluto tienen a alcanzar una distribución homogénea en todo el espacio que les es accesible**, lo que se alcanza al cabo de cierto tiempo.

La presencia de una **membrana** separando **dos medios diferentes** impone ciertas restricciones al proceso de difusión de solutos, que

dependerán fundamentalmente de la *relación entre el diámetro de los poros de la membrana y el tamaño de las partículas disueltas*.

Las membranas se clasifican en tres grupos :

- a) Impermeables*: No son atravesadas ni por solutos ni por el disolvente.
- b) Semipermeables*: No permiten el paso de solutos verdaderos, pero sí del agua (disolvente).
- c) Permeables*: Permiten el paso del disolvente y de solutos.

Ósmosis es la difusión de líquidos a través de membranas.

Video: Ósmosis

<http://www.youtube.com/watch?v=EtNug8MHOYU>

Supongamos una disolución de NaCl separada del disolvente por una membrana semipermeable que, como hemos visto, permite el paso del agua (disolvente) pero no de la sal (solute). El agua tiende a atravesar la membrana, pasando de la disolución más *diluída* a la más *concentrada*, o sea, en el sentido de *igualar las concentraciones*. El equilibrio se alcanza cuando a los dos lados de la membrana se igualan las concentraciones, ya que el flujo neto de agua se detiene.

Podemos entonces definir la *Presión Osmótica* como la tendencia a *diluirse de una disolución separada del disolvente puro por una membrana semipermeable*. Un soluto ejerce presión osmótica al enfrentarse con el disolvente sólo cuando no es capaz de atravesar la membrana que los separa. *La presión osmótica de una disolución equivale a la presión mecánica necesaria para evitar la entrada de agua cuando está separada del disolvente por una membrana semipermeable.*

Cuando trabajamos con disoluciones diluidas el comportamiento de éstas es semejante al comportamiento de los gases perfectos. Las leyes que regulan los valores de la presión osmótica para disoluciones muy diluidas son análogas a las leyes de los gases. La ecuación que nos determina la Presión Osmótica fue dada por Vn t´Hoff:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

donde “ π ” representa la presión osmótica, M es la Molaridad de la disolución, R es la constante universal de los gases y T es la temperatura absoluta.

Si comparamos la presión osmótica de dos disoluciones podemos definir tres tipos de disoluciones:

- a) Disoluciones isotónicas.-** Son aquellas que manifiestan la misma presión osmótica que la disolución de referencia
- b) Disoluciones hipotónicas.-** Son aquellas que manifiestan menor presión osmótica que la disolución de referencia
- c) Disoluciones hipertónicas.-** Son aquellas que manifiestan mayor presión osmótica que la disolución de referencia

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: Química y algo más. Resolución: A. Zaragoza)
Averiguar la presión osmótica a 23 °C de una disolución que contiene 200 g de glucosa en un volumen de 1400 mL de disolución.

Resolución

La presión osmótica viene determinada por:

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

$$m_{\text{soluto}} = 200 \text{ g}$$

$$V = 1400 \text{ mL} = 1,4 \text{ L}$$

$$Mm \text{ glucosa} = 180 \text{ u}$$

Luego:

$$\begin{aligned} \pi &= 200 / (180 \cdot 1,4) \cdot 0,082 \cdot (273 + 23) = (200/252) \cdot 0,082 \cdot 296 = \\ &= 19,17 \text{ atm} \end{aligned}$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado: servicios.ench.ipn.mx/polilibros/fisicoquímica/.../problemas.htm. Resolución: A. Zaragoza)
5 g de un medicamento no electrolito se disolvieron en 250g de agua, y la solución se sometió a un análisis crioscópico para obtener su peso molecular. Se observó que el descenso del punto de congelación era de 0.120 °C. Calcular el peso molecular del medicamento.

Resolución.

$$m_{\text{soluto}} = 5 \text{ g}$$

$$M_{\text{disolvente}} = 250 \text{ g}$$

$$K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m}$$

$$\Delta t = 0,120$$

Recordemos:

$$\Delta t = K_c \cdot m$$

$$0,120 = 1,86 \cdot 5/Mm \cdot 0,250 ; 0,120 = 37,2/Mm ; 0,120 Mm = 37,2$$

$$Mm = 37,2/0,120 = 310 u$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado:

servicios.enb.ipn.mx/polilibros/fisicoquímica/.../problemas.htm. Resolución: A. Zaragoza)

La presión osmótica de una solución de hemoglobina en agua que contiene 124 g/l a 17°C es igual 0.0435 atm. Calcular el peso molecular de la hemoglobina.

Resolución

La presión osmótica viene determinada por la expresión:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$0,0435 = 124/(Mm \cdot V) \cdot R \cdot T$$

$$0,0435 Mm = 124 \cdot 0,082 \cdot (273 + 17)$$

$$Mm = 2948,72/0,0435 = 67786,66 u$$

Ejercicio Resuelto (Fuente Enunciado:

servicios.enb.ipn.mx/polilibros/fisicoquímica/.../problemas.htm. Resolución: A. Zaragoza)

Para determinar el peso molecular de la creatinina se purificó una muestra y con ella se preparó una solución de 0.1 g/l. Esta solución ofrece una presión osmótica contra el agua pura de 13 mmHg a 25°C. ¿Cuál es el peso molecular de la creatinina?

Resolución

Sabemos que:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$$13/760 = 0,1/Mm \cdot V \cdot R \cdot T ; 0,017 = 0,1/Mm \cdot 0,082 \cdot (273+25)$$

$$0,017 = 2,44/Mm ; 0,017 Mm = 2,44$$

$$Mm = 2,44/0,017 = 143,5 u$$

4.- Experiencia de laboratorio

Preparación de disoluciones

OJETIVOS:

Constatar los conocimientos *teóricos adquiridos*.

Impulsar la **COOPERACIÓN** en un trabajo en equipo.

Impulsar la **RESPONSABILIDAD** que conlleva toda experiencia en un Laboratorio pues se trabaja con materiales y *productos químicos peligrosos*.

1.- Disolución A:

Preparar 250 mL de disolución 0,25 M ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) de Ácido tetraoxosulfúrico (VI), Ácido Aulfúrido, H_2SO_4 .

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

Material

- .- Balanza electrónica.
- .- Vasos de precipitados de 250 mL.
- .- Pipeta.
- .- Agitador.
- .- Matraz aforado de 250 mL.



Compuestos Químicos

- .- Ácido sulfúrico del 80% de riqueza en masa y densidad 1,233 g/mL.
- .- Agua Destilada

Procedimiento:

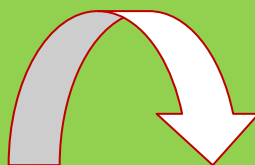
- 1.-** Realizar los cálculos pertinentes para conocer el volumen de soluto (Ác. Sulfúrico) que necesitamos. Este cálculo se le enseñará al profesor para que dé la conformidad o lo haga repetir.
- 2.-** Aceptado el cálculo, tomaremos mediante una pipeta el volumen de Ác. Sulfúrico del 80% y $d = 1,233 \text{ g/mL}$ necesario. Lo echaremos en el vaso de precipitados, previamente limpio y bien seco. Añadiremos a continuación, de forma muy lenta, con la boca del vaso nunca dirigida a la cara o al cuerpo, una cierta cantidad de agua destilada, por ejemplo 100 mL, notaremos como el vaso se ha calentado (Reacción Exotérmica). Agitaremos la mezcla y la llevaremos a un matraz aforado de 250 mL. A continuación lavaremos las paredes del vaso de precipitados con un poco de agua y añadiremos este líquido al matraz aforado. El siguiente paso consiste en aforar el matraz, es decir, añadir agua destilada hasta el enrase. Le daremos unas vueltas al matraz aforado (tapado) y tendremos nuestra disolución confeccionada.
- 3.-** Llevaremos nuestra disolución al profesor el cual mediante una experiencia llamada **VOLUMETRÍA** determinará si vuestra disolución tiene la concentración exigida (0,25 M). Si no es así deberéis repetir la experiencia.

2.- Disolución B:

Preparar 250 mL de disolución 0,5 de sulfato de cobre (II)

Materiales

- .- Balanza.
- .- Vaso de precipitados de 250 mL.
- .- Cucharilla.
- .- Matraz aforado de 250 mL.



Compuestos químicos:

- 1.- Sulfato de cobre (II) pentahidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- 2.- Agua destilada.

Procedimiento

Realizar los cálculos necesarios de Sulfato de cobre (II) que necesitamos. Enseñar los cálculos al profesor para que os dé el visto bueno.

Llevaremos el vaso de precipitados, limpio y seco, a la balanza que pondremos a **CERO** para que en sus cálculos no incluya al vaso. Pesaremos la cantidad de masa de sulfato de cobre exigida. En el mismo vaso añadiremos 100 mL de agua destilada, agitaremos y el sulfato de cobre se solubilizará. Llevamos esta primera cantidad de disolución al matraz aforado. A continuación lavaremos con agua destilada las paredes del vaso de precipitados con el fin de arrastrar el sulfato de cobre que haya quedado en el vaso. El líquido obtenido lo llevaremos al matraz aforado. Por último enrasaremos el matraz, le daremos unas vueltas y obtendré una disolución de sulfato de cobre (II) de color azul.

----- O -----

Se terminó

Antonio Zaragoza López