

# DISOLUCIONES



## Tabla de contenido

<b>INTRODUCCIÓN</b> .....	<b>3</b>
1.- Clasificación de las Disoluciones .....	4
1.1.- Electrolíticas .....	4
1.2.- No Electrolíticas .....	4
a.- Disolución No Saturada .....	4
b.- Disolución Saturada .....	5
c.- Disolución Sobre saturada .....	5
2.- Concentración de las Disoluciones.....	5
2.1.- Unidades Físicas de Concentración .....	8
a.- Porcentaje peso /peso (% p/p) .....	8
b.- Porcentaje peso / volumen (% p/v) .....	10
c.- Partes por millar y por millón .....	10
d.- Porcentaje volumen / volumen (% v/v) .....	11
e.- Concentración en gramos por litro (g/lt) .....	11
3.- Solubilidad .....	20
4.- Unidades Químicas de Concentración .....	23
4.1.-Molaridad (M) .....	23
4.2.-Normalidad (N).....	26
4.3.- Equivalente gramo (Eq-g) .....	26
a.- Equivalente gramo en Óxido-Reducción .....	30
5.- Molalidad .....	38
6.- Fracción Molar .....	39
7.- Neutralización .....	41
8.- Propiedades Coligativas de las disoluciones .....	46
8.1.- Presión de Vapor .....	47
8.2.- Punto de Congelación y Ebullición .....	52
8.3.- Presión Osmótica .....	57
9.- Propiedades Coligativas de los electrolitos .....	60
BIBLIOGRAFÍA .....	66

## Introducción

Se conoce como disolución a toda mezcla homogénea de dos o más sustancias de composición variable.

Para que los materiales reaccionen, deben estar necesariamente en contacto físico, esto es, sus moléculas deben chocar entre sí para poder originar el intercambio de partículas, sean éstas electrones, átomos, moléculas, etc. Esta mezcla íntima entre las sustancias existe en fase gaseosa y en disolución. Puesto que el número de sustancias gaseosas no es muy elevado, es fácil comprender que la mayoría de las reacciones químicas tienen lugar en disolución o más precisamente, algunas de las sustancias reaccionantes actúan en estado disuelto. Es por este motivo que es necesario conocer, exactamente, la proporción de la sustancia disuelta en la disolución, esto es, su “**concentración**”.

En resumen, una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias en la que se distinguen, al menos, dos componentes:

El **disolvente**: usualmente es la sustancia que se encuentra en mayor concentración en la mezcla.

El o los **solutos**: son el o los componentes minoritarios de la mezcla, y decimos que se han disuelto en el **disolvente**.

Por ejemplo, cuando disolvemos una pequeña cantidad de sal en una mayor cantidad de agua, decimos que el agua es el **disolvente** y la sal es el **soluto**.

Resumiendo lo anterior, los componentes de una disolución son al menos dos: el disolvente o medio de dispersión y el soluto (o solutos), que es la sustancia que se disuelve. Para distinguir el disolvente del soluto hay que tener presente que el disolvente siempre tiene el mismo estado físico que la disolución, y en el caso de que las dos sustancias tuviesen el mismo estado que la disolución, el disolvente es la sustancia presente en mayor cantidad, a excepción de las denominadas disoluciones acuosas, que son las más utilizadas

en química, en las que siempre se considera el agua como disolvente aunque esté en menor cantidad.

Para poder trabajar con una disolución, es necesario:

1. conocer su composición y
2. tener una manera de expresar dicha composición.

## **1.- Clasificación de las Disoluciones**

Se puede clasificar a las disoluciones en dos grandes grupos:

### **1.1.- Electrolíticas**

- Son disoluciones de compuestos iónicos o polares en disolventes polares.
- Los solutos se disocian en disolución para formar iones.
- Pueden disociarse completamente (electrolitos fuertes).
- Pueden disociarse parcialmente (electrolitos débiles).
- Son buenas conductoras de la electricidad.

### **1.2.- No electrolíticas**

- Son disoluciones de compuestos covalentes o en disolventes no polares.
- Los solutos no se disocian, solamente se dispersan.
- Son disoluciones que no conducen la electricidad.

También es usual clasificarlas como:

**a.- Disolución no-saturada:** aquella donde la fase dispersa y la dispersante no están en equilibrio a una temperatura dada; en otras palabras, pueden admitir más soluto hasta alcanzar su grado de saturación.

Por ejemplo, a 0 °C, 100g de agua disuelven 37,5g de NaCl, por tanto, a la temperatura dada, una disolución que contengan 20g de NaCl en 100g de agua, es no saturada.

**b.- Disolución saturada:**

en estas disoluciones existe un equilibrio entre la fase dispersa y el medio dispersante, ya que a la temperatura que se tome en consideración, el solvente no es capaz de disolver más soluto.

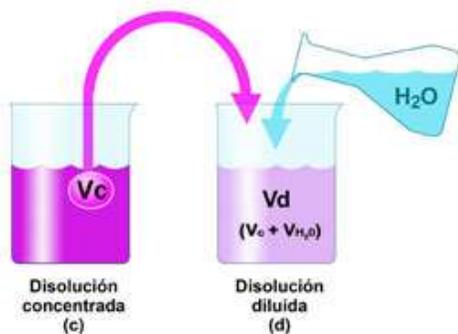
Por ejemplo, una

disolución acuosa saturada de NaCl es aquella que contiene 37,5g de esta sal disueltos en 100 g de agua a 0 °C.



**c.- Disolución sobre saturada:** representan un tipo de disolución inestable, ya que presenta disuelto más soluto que el permitido para la temperatura dada.

Para preparar este tipo de disoluciones se agrega soluto en exceso, a elevada temperatura y luego se enfría el sistema lentamente. Estas soluciones son inestables, ya que al añadir un cristal muy pequeño del soluto, el exceso existente precipita; de igual manera sucede con un cambio brusco de temperatura.

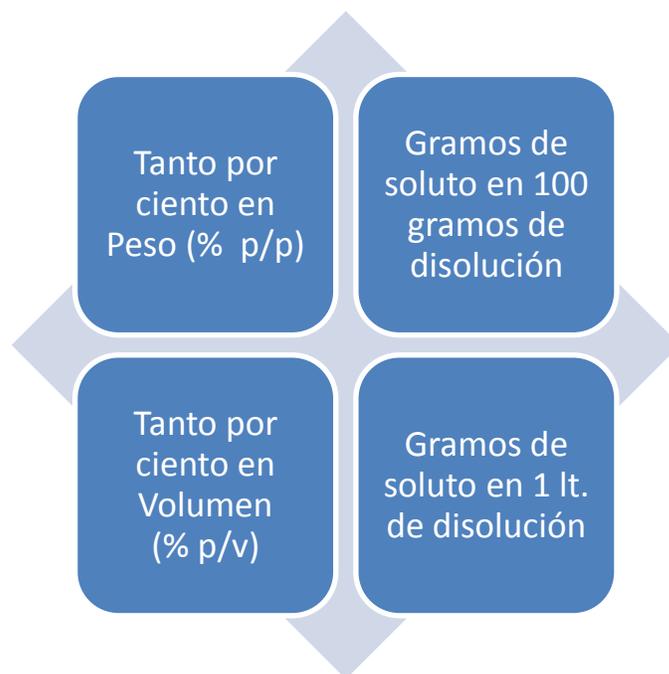


## 2.- Concentración de las Disoluciones

El trabajo de un Químico, en especial del Químico Analítico implica, en muchas ocasiones, el manejo de mezclas de dos o más componentes, esto es, soluciones o más comúnmente

llamadas, disoluciones. Las disoluciones pueden ser líquidas, sólidas o gaseosas. La cantidad de sustancia disuelta en un peso o volumen determinado de disolución, o incluso de disolvente, es lo que se conoce con el nombre de **“concentración”** de la disolución. Existen diferentes maneras de expresarla. La cantidad de sustancia disuelta, conocida en general como **“soluto”**, puede expresarse en unidades físicas (generalmente en gramos) o en unidades químicas (moles o equivalentes gramo). Esta cantidad de soluto debe referirse a un peso determinado de disolución o de disolvente (100 o 1000 g) o a un volumen de disolución (1 lt) y rara vez, de disolvente.

Las unidades físicas de concentración más utilizadas son las siguientes:



Existen otras unidades físicas de concentración como:

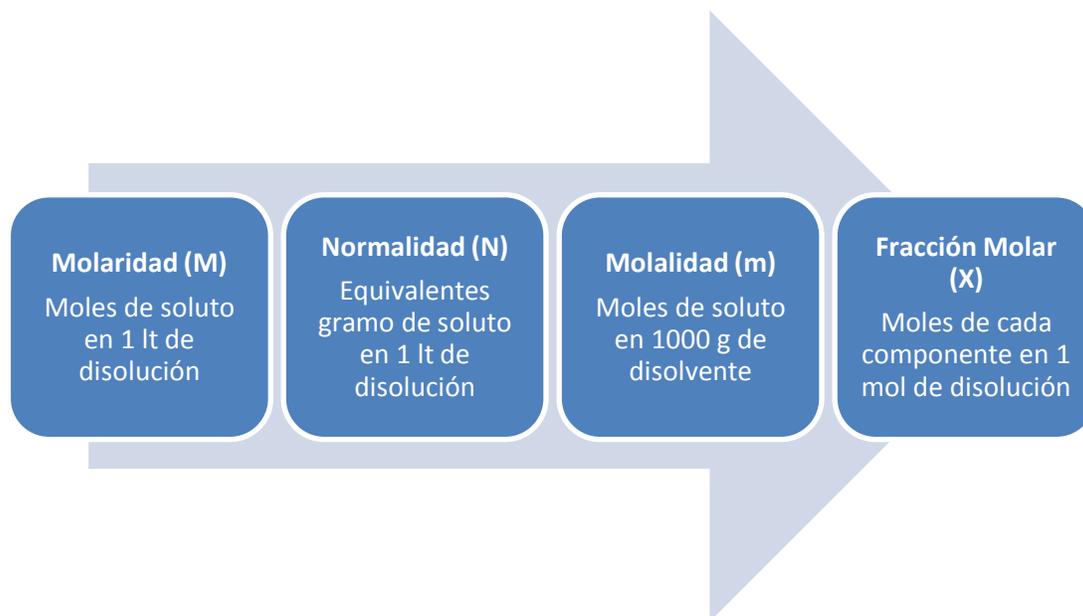
**% en Volumen (% V/V):** ml de soluto en 100 ml de disolución

**Peso de soluto en peso de disolvente:** gramos de soluto en 100 gramos de disolvente.

**Peso de soluto en volumen de disolvente:** gramos de soluto en 1 litro de disolvente.

Estas últimas son muy poco utilizadas pues la concentración siempre expresa una razón entre partes de soluto entre partes de disolución y no de disolvente.

Entre las unidades químicas de concentración tenemos: la Molaridad, la Normalidad, la Molalidad y la Fracción molar.



Para transformar unidades de concentración referidas a peso, a unidades de concentración referidas a volumen, o viceversa, es necesario conocer la densidad de la disolución.

No existe una relación matemática entre la concentración de una disolución y su densidad, sin embargo, es cierta la relación que establece que a cada concentración corresponde una densidad y a cada densidad corresponde una sola concentración.

Esta relación, aunque en forma algo distinta, se emplea aún en la actualidad en la industria, en especial en la industria de bebidas refrescantes, donde se suele trabajar la concentración de disoluciones de algunas sustancias, en especial las soluciones azucaradas,



en grados Baumé, según una escala establecida por el químico francés “**Antoine Baumé**” en 1768. La escala Baumé corresponde realmente a una escala de densidades tomando como puntos fijos de aquella, el agua pura y una solución de cloruro sódico al 10 %.

Para líquidos más densos que el agua, esta corresponde a 0 °Bé y la disolución al 10 % de NaCl a 10 °Bé, mientras que para líquidos menos densos que el agua, como por ejemplo las disoluciones de amoníaco, NH<sub>3</sub>, se toman estos valores invertidos, es decir, el agua pura corresponde a 10 °Bé y la disolución de cloruro sódico a 0 °Bé.

La relación entre °Bé y la densidad depende de la temperatura.

A 15,55° C o 60° F, se han establecido las siguientes relaciones:

Líquidos más densos que el agua:

$$^{\circ}Bé = 145 - \frac{145}{\rho}; \quad \rho = \frac{145}{145 - ^{\circ}Bé}$$

Los líquidos menos densos que el agua:

$$^{\circ}Bé = \frac{140}{\rho} - 130; \quad \rho = \frac{140}{130 + ^{\circ}Bé}$$

Los siguientes ejemplos muestran la forma de calcular la concentración de una disolución en cualquiera de las unidades establecidas:

## 2.1.- Unidades Físicas de Concentración

- a. **Porcentaje peso/peso (% p/p)**: el porcentaje de peso en peso, expresado como % p/p y frecuentemente llamado “porcentaje en peso”, se refiere a las partes en peso de un componente o soluto por cien partes en peso de la mezcla o solución. De esta forma, cuando se dice que una aleación binaria magnesio-aluminio es 12 % en peso en aluminio, quiere decir que la aleación contiene 12 partes en peso (mg, g, Kg, etc.) de aluminio en 100 partes en peso (mg, g, Kg, etc.) de aleación. Por tratarse de una aleación

binaria, debe ser 88 % en peso de magnesio. En contraste con otras unidades en las que interviene el volumen, el porcentaje en peso es independiente de la expansión o contracción térmica. El porcentaje de peso en peso se utiliza generalmente para expresar la composición de una aleación, la pureza de sustancias químicas y la concentración de ácidos y bases.

Cuando se conoce la densidad de una solución, esto es, su peso por unidad de volumen, un porcentaje de peso en peso puede transformarse en porcentaje de peso en volumen y viceversa.

1.- Preparar una disolución azucarada al 5 % p/p.

---

Ello indica que dicha disolución contiene:

- a) 5g de azúcar por cada 100 g de disolución.
- b) 5g de azúcar en 95 g de agua.
- c) 95 g de solvente por cada 100 g de disolución.

2.- Se disuelve 0,5 gramos de  $\text{AgNO}_3$  en 40 gramos de agua. Calcular la concentración de la disolución en % p/p.

---

Soluto = 0,5g  $\text{AgNO}_3$

Solvente = 40g  $\text{H}_2\text{O}$

Se calcula la masa de disolución:

$$\text{masa disolución} = \text{m soluto} + \text{m solvente}$$

$$\text{m disolución} = 0,5\text{g} + 40\text{g} = 40,5 \text{ g disolución}$$

Se aplica una regla de tres:

$$40,5 \text{ g disolución} \text{ — } 0,5 \text{ g soluto}$$

$$100,0 \text{ g disolución} \text{ — } X$$

$$X = 1,23 \text{ \% p/p}$$

**b. % peso / volumen (% p/v):** el porcentaje de peso en volumen, expresado como % p/v y también llamado “porcentaje de peso por volumen”, se refiere a las partes en peso de un componente en 100 partes en volumen de la mezcla. Las unidades de peso y volumen que se empleen deben ser compatibles. De esta forma, una solución al 10% p/v de cloruro de sodio, contiene 10 g de cloruro de sodio en 100 ml de solución (no en 100 ml de disolvente). Puesto que el volumen depende de la temperatura, ésta debe especificarse. Si se conoce la densidad de una solución a una determinada temperatura, el porcentaje de peso en volumen puede transformarse en porcentaje de peso en peso y viceversa. Por ejemplo, la densidad de una solución acuosa de cloruro de sodio al 10 % p/p a 20 °C, es 1,07 g/ml; por consiguiente, % p/v=10 x 1,07 = 10,7. En los casos de soluciones acuosas muy diluidas, los porcentajes p/p y p/v difieren muy poco, pues la densidad está cercana a 1 g/ml y para la mayoría de los casos, estos porcentajes pueden considerarse iguales.

**c. Partes por millar y por millón:** Todas las expresiones de concentración de porcentaje pueden transformarse a partes por millar o por millón. Sin embargo, casi siempre se parte de una relación de pesos y se supone que siempre es así, a menos que se especifique lo contrario. Como se indicó con anterioridad, en el caso de soluciones muy diluidas, la diferencia entre p/p y p/v es insignificante. Una aleación de 1 parte/1000 de plata, contiene una parte de plata en 1000 partes en peso de la aleación. Una muestra de solución acuosa de 2 partes/1000 de sulfato contiene 2 g de sulfato por 1000 g de solución o, por tratarse de una solución diluida, por 1000 ml (esto es, 1 lt) de solución. Los valores de partes por millón (ppm) son equivalentes a mg por kilogramo y en el caso de soluciones diluidas, mg/lt.

3.- Se tienen 400 cm<sup>3</sup> de una disolución alcalina al 10% p/v. Calcule la cantidad de soluto.

---

Concentración = 10 % p/v

$V_{\text{disolución}} = 400 \text{ cm}^3$ .

- a. el 10% p/v expresa que por cada  $100 \text{ cm}^3$  de disolución hay 10 gramos de álcalis.

10 g soluto

10 g soluto —  $100 \text{ cm}^3$

X g de soluto —  $400 \text{ cm}^3$

X = 40 g de soluto

- d. Porcentaje volumen / volumen (% v/v):** expresa la cantidad de  $\text{cm}^3$  de soluto que hay por cada  $100 \text{ cm}^3$  de disolución.

4.- ¿Qué cantidad de agua se ha de agregar a  $60 \text{ cm}^3$  de alcohol etílico para que la disolución resultante sea 2,5 % v/v?

---

Concentración = 2,5 % v/v

Solvente = ?

Soluto =  $60 \text{ cm}^3$

La concentración del 2,5 % v/v expresa que existen  $2,5 \text{ cm}^3$  de alcohol por cada  $100 \text{ cm}^3$  de disolución; ó  $2,5 \text{ cm}^3$  de alcohol por cada  $97,5 \text{ cm}^3$  de disolvente.

$2,5 \text{ cm}^3$  alcohol —  $97,5 \text{ cm}^3$  disolvente

$60 \text{ cm}^3$  — X disolvente

X =  $2\ 340 \text{ cm}^3$  disolvente.

- e. Concentración en gramos por litro (g/l):** expresa la cantidad en gramos de soluto que hay por cada litro de disolución.

5.- Se disuelven 4,5 gramos de  $\text{CuSO}_4$  en agua hasta obtener  $700 \text{ cm}^3$  de solución. Calcular la concentración en g/lit.

---

Soluto = 4,5 g  $\text{CuSO}_4$

V. solución =  $700 \text{ cm}^3$

4,5 g  $\text{CuSO}_4$  — 0,700 lt disolución

X — 1,0 lt

X = 6,43 g/L

6.- En 90 g de agua se disuelven 20 g de sal. Calcular la concentración de la solución.

---

Solución = Soluto + Solvente

110 g = 20 g + 90 g

110 g solución — 20 g soluto

100 g solución — X

X = 18,18 g

Concentración: 18,18 % p/p

7.- A 40 cc de agua se le añaden 10 cc de glicerina. Calcular la concentración de la solución.

---

Solución = Soluto + Solvente

50 cc = 10 cc + 40 cc

50 cc solución — 10 cc soluto

100 cc solución — X

X = 20 cc

Concentración: 20 % v/v

8.- A 5 g de sulfato cúprico se le añada agua hasta llegar a 250 cc de solución. Calcular la concentración de la solución.

---

---

250 cc solución — 5 g soluto

100 cc solución — X

X = 2 g                      Concentración: 2 % p/v

9.- Se tienen 150 g de solución al 20 % p/p. ¿Cuántos gramos de soluto deben disolverse para que su concentración suba a 40 % p/p ?

---

a.- Solución inicial: 150 g al 20 % p/p

La solución al 20 % indica que hay 20 g de soluto en 100 g de solución, por tanto en 150 g de solución tendremos:

20 g — 100 g

X — 150 g      X = 30 g.

Solución = Solute + Solvente

150 g = 30 g + 120 g

b.- La solución al 40 % debe contener 40 g de soluto en 60 g de solvente, luego:

60 g solvente — 40 g de soluto

120 g solvente — X                      X = 80 g

Como la solución inicial ya contiene 30 g de soluto:

80 – 30 g = 50 g

Deben disolverse 50 g de soluto en la solución original para que esta tenga una concentración del 40 % p/p

10.- En 200 g de agua se disuelven 20,3 g de  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Calcule la concentración de la sal.

---

Por tratarse de una sal hidratada, una parte de los 20,3 g de la sal corresponden a agua:

$$PM \text{ MgCl}_2 \left\{ \begin{array}{l} Mg = 24,312 \times 1 = 24,312 \\ Cl = 35,453 \times 2 = 70,91 \end{array} \right\} 95 \text{ g}$$

$$PM \text{ H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} H = 1,008 \times 2 = 2,016 \\ O = 16 \times 1 = 16,0 \end{array} \right\} 18 \text{ g}$$

Por tanto, el PM del  $\text{MgCl}_2 = 95 \text{ g} + (18 \times 6)\text{g} = 95 \text{ g} + 108 \text{ g} = 203 \text{ g}$

El agua contenida en los 20,3 g de  $\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$  será:

$$203 \text{ g MgCl}_2 \text{ — } 108 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$20,3 \text{ g MgCl}_2 \text{ — } X$$

$$X = 10,8 \text{ g H}_2\text{O}; \quad 20,3\text{g} - 10,8 \text{ g} = 9,5 \text{ g MgCl}_2$$

La solución contendrá entonces, 200 g de  $\text{H}_2\text{O} + 10,8 \text{ g} = 210,8 \text{ g H}_2\text{O}$ , y su concentración será:

$$210,8 \text{ g H}_2\text{O} \text{ — } 9,5 \text{ g MgCl}_2$$

$$100 \text{ g H}_2\text{O} \text{ — } X$$

$$X = 4,5 \% \text{ p/p}$$

11.- Una solución de carbonato sódico ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) tiene una densidad de 1,15 g/cc y una concentración del 14 % p/p. Calcule cuántos gramos de sal se obtienen por evaporación a sequedad de 60 cc de dicha solución.

La densidad nos indica que 1 cc de dicha solución pesa 1,15 g, luego 60 cc pesan:  $1,15 \times 60 = 69 \text{ g}$

Luego:

$$100 \text{ g solución — } 14 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3$$

$$69 \text{ g solución — } X$$

$$X = 9,66 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3$$

12.- 120 g de alcohol se disuelven en agua suficiente para obtener 1 lt de solución. Si la densidad de la solución es 1,2 g/cc, calcule la concentración.

---

$$1 \text{ lt} = 1000 \text{ cc} \times 1,2 \text{ g/lt} = 1200 \text{ g de solución}$$

$$1200 \text{ g solución} \text{ — } 120 \text{ g alcohol}$$

$$100 \text{ g solución} \text{ — } X \qquad X = 10 \% \text{ p/p}$$

13.- Una solución de ácido clorhídrico, HCl, tiene una concentración del 30 % p/v. ¿Qué volumen de ella se necesita para preparar 200 cc al 20 %?

---

La solución de HCl 30 % p/v contiene 30 g HCl en 100 cc de solución.

La solución al 20 % tiene 20 g HCl en 100 cc por lo que 200 cc deben contener 40 g HCl.

$$30 \text{ g soluto} \text{ — } 100 \text{ cc solución}$$

$$40 \text{ g soluto} \text{ — } X \qquad X = 133,3 \text{ cc de solución}$$

Se toman 133,33 cc de la solución al 30 % y se llevan a 200 cc con agua destilada.

14.- Calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar 2 lt de una solución al 20 % p/p cuya densidad es de 1,219 g/cc.

---

$$2000 \text{ cc} \times 1,219 \text{ g/cc} = 2438 \text{ g}$$

$$20 \text{ g soluto} \text{ — } 100 \text{ g solución}$$

$$X \text{ — } 2438 \text{ g solución} \qquad X = 487,6 \text{ g soluto}$$

Cantidad de agua:  $2438 \text{ g solución} - 487,6 \text{ g} = 1950,4 \text{ g de Agua}$

15.- 20 cc de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de  $\delta = 1,84 \text{ g/cc}$  (densidad) y 98 % p/p de concentración se mezclan con 80 cc de agua. Calcule la densidad y la concentración de la solución resultante.

---

$$20 \text{ cc} \times 1,84 \text{ g/cc} = 36,8 \text{ g}$$

$$\text{Solución: } 36,8 \text{ g} + 80 \text{ g H}_2\text{O} = 116,8 \text{ g}$$

$$100 \text{ cc solución} \text{ — } 116,8 \text{ g}$$

$$1 \text{ cc solución} \text{ — } X \qquad X = \delta = 1,168 \text{ g/cc}$$

$$98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ — } 100 \text{ g solución}$$

$$X \text{ — } 36,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \qquad X = 36,064 \text{ g}$$

$$116,8 \text{ g solución} \text{ — } 36,064 \text{ g soluto}$$

$$100 \text{ g solución} \text{ — } X \qquad X = 30,8 \%$$

16.- Se tiene HCl,  $\delta = 1,2 \text{ g/cc}$  y se quiere preparar a partir de el, 200 cc de solución  $\delta = 1,1 \text{ g/cc}$ . ¿Qué cantidad se necesita de cada uno de ellos cuando se diluye en agua?

---

a.- Peso de la solución resultante:

$$1 \text{ cc pesa} \text{ — } 1,1 \text{ g}$$

$$200 \text{ c pesan} \text{ — } X \qquad X = 220 \text{ g}$$

b.- Cantidad de ácido:

$$X = \text{ácido}$$

$$Y = \text{agua}$$

$$\begin{cases} X + Y = 200 \\ 1,2X + Y = 220 \end{cases} \quad \begin{cases} -X - Y = -200 \\ 1,2X + Y = 220 \end{cases}$$

$$\begin{array}{r} -X - Y = -200 \\ 1,2X + Y = 220 \\ \hline 0,2X = 20 \end{array}$$

$$X = \frac{20}{0,2} = 100 \text{ cc}$$

c.- Cantidad de agua:  $200 - 100 = 100 \text{ cc}$

17.- Se mezclan 200 cc de HCl  $\delta=1,2 \text{ g/cc}$  y 30 % p/p con 500 cc del mismo ácido  $\delta=1,1 \text{ g/cc}$  y 20 % p/p. Calcular la densidad y concentración de la solución resultante.

---

a.- Solución A

$$200 \text{ cc} \times 1,2 \text{ g/cc} = 240 \text{ g}$$

$$100 \text{ g} \text{ — } 30 \text{ g}$$

$$240 \text{ g} \text{ — } X \quad X = 72 \text{ g}$$

b.- Solución B:

$$500 \text{ cc} \times 1,1 \text{ g/cc} = 550 \text{ g}$$

$$100 \text{ g} \text{ — } 20 \text{ g}$$

$$550 \text{ g} \text{ — } X \quad X = 110 \text{ g}$$

c.- Concentración solución final:

$$\text{Solute: } 72 \text{ g (Sol A)} + 110 \text{ g (Sol B)} = 182 \text{ g}$$

$$\text{Solución: } 240 \text{ g (Sol A)} + 550 \text{ g (Sol B)} = 790 \text{ g}$$

$$790 \text{ g Solución — } 182 \text{ g soluto}$$

$$100 \text{ g solución — } X \quad X = 23,03 \%$$

d.- Densidad:

$$\delta = \frac{790 \text{ g}}{700 \text{ cc}} = 1,128 \text{ g/cc}$$

## ACTIVIDAD:

### 1.- Calcular la cantidad de soluto y solvente que hay en:

- a. 400 gramos de disolución al 6 % p/p.  
R: 24 g soluto y 376 g solvente
- b. 56 gramos de disolución al 30 % p/p.  
R: 45 g y 405 g
- c. 200 gramos de disolución al 5 % p/p.  
R: 10 g y 190 g
- d. 450 gramos de disolución al 20 % v/v.  
R: 90 ml y 360 ml
- e. 980 ml de disolución al 25 % v/v.  
R: 245 ml y 735 ml.
- f. 50 ml de disolución al 30 % v/v.  
R: 15 ml y 35 ml

### 2.- Calcular la concentración de las disoluciones que se han preparado disolviendo:

- a. 20 gramos de azúcar en 300 gramos de agua.  
R: 6,25 % p/p
- b. 6 gramos de sal en 80 gramos de agua.  
R: 6,98 % p/p
- c. 50 gramos de naftaleno en 500 gramos de benceno.  
R: 9,1 % p/p
- d. 20 ml de alcohol en 40 ml de agua (vol. aditivo).  
R: 33,33 % v/v
- e. 5 ml de éter en 60 ml de alcohol (vol. aditivo).  
R: 7,7 % v/v
- f. 60 gramos de glucosa en 800 ml de disolución.  
R: 7,5 % p/v
- g. 3 gramos de nitrato de plata en 60 ml de disolución.  
R: 5 % p/v
- h. 15 gramos de urea en 750 ml de disolución.  
R: 2 % p/v

### 3.- Calcular:

a.- ¿Cuántos g de soluto hay que disolver en 50 cc de solución al 20 % p/p para que su concentración sea del 50 % p/p?

**R: 30 g**

b.- Calcule el peso de sulfato cúprico penta hidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) que debe añadirse a 1000 g de agua para obtener una solución al 20 % p/p.

**R: 340,93 g**

c.- ¿Cuántos gramos de sal se obtienen por evaporación a sequedad de 50 cc de solución de densidad 1,5 g/cc y 20 % de concentración?

**R: 15 g**

d.- 200 g de un ácido comercial se disuelven en agua destilada hasta llegar a 800 cc de solución. Si la densidad de la solución resultante es de 1,4 g/cc, ¿cuál es la concentración de dicha solución?

**R: 17,8 %**

e.- ¿Qué cantidad de agua y de NaOH comercial  $\delta = 1,37$ , deberá mezclarse para obtener 500 cc de solución de  $\delta = 1,18$ ?

**R:  $\text{H}_2\text{O} = 256,7 \text{ cc}$ ;  $\text{NaOH} = 243,2 \text{ g}$**

f.- Se mezclan 200 cc de solución de ácido sulfúrico de  $\delta = 1,84$  y 98 % de concentración, con 300 cc del mismo ácido y  $\delta = 1,8$  y 90 % de concentración. Calcule la densidad y concentración de la solución resultante.

**R:  $\delta = 1,816 \text{ g/cc}$ ; 93,2 %**

### **3. Solubilidad:**

Como se ha visto, para indicar la composición de una disolución se utiliza el término concentración de la disolución, que indica la cantidad de soluto que hay disuelta en una cantidad dada de disolvente.

De forma cualitativa, una disolución que contiene una cantidad de soluto relativamente pequeña se dice que es diluida. Cuando la cantidad de soluto es grande se dice que la disolución es concentrada.

La cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de disolvente es limitada.

Si a una temperatura dada se va disolviendo azúcar en agua mediante agitación llega un momento en que no se disuelve más azúcar. Una disolución que contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolverse a una temperatura dada se dice que está saturada.

Los términos diluido y concentrado no deben confundirse con no saturado y saturado, ya que indican propiedades muy distintas de la disolución. Por ejemplo, una disolución acuosa saturada de sulfato de bario es extremadamente diluida (0,002 g de soluto por litro de agua a 18 °C), pero una disolución saturada de tiosulfato de sodio es muy concentrada (500 g de soluto por litro de agua a 25 °C).

Una vez que se ha preparado una disolución saturada a una temperatura dada ya no se disolverá más soluto. No importa que se siga añadiendo mucho o poco soluto adicional ni cuánto tiempo se mantenga éste en la disolución: la concentración del soluto permanecerá inalterada. No obstante, el hecho de que la concentración se mantenga constante no significa que no esté ocurriendo nada en la disolución. De hecho, el soluto continúa disolviéndose pero la cantidad que se disuelve por segundo es exactamente igual a la cantidad que se separa simultáneamente de la disolución en forma de sólido, es decir, a la cantidad que cristaliza.

En otras palabras, son dos los procesos que se están produciendo: el proceso de disolución y su inverso, que es denominado cristalización. El soluto se disuelve y cristaliza a la misma velocidad, es decir, el número de moléculas de soluto que se incorpora a la disolución compensa exactamente, en todo momento, al número de moléculas que deja la disolución para formar el sólido.

Esta situación es un ejemplo de equilibrio dinámico que implica dos procesos opuestos que se producen a la misma velocidad, con lo que no hay ningún cambio neto. Utilizando el concepto de equilibrio se puede redefinir

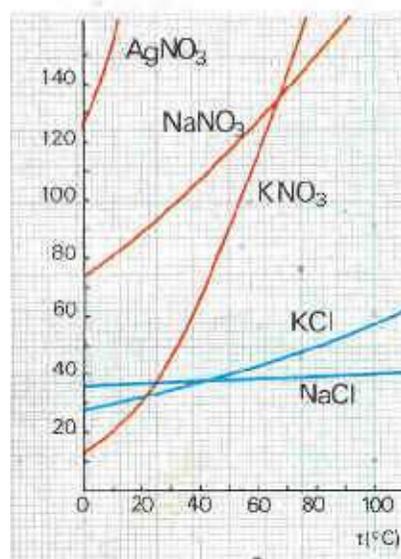
una disolución saturada como aquella que se encuentra en equilibrio con un exceso de soluto sin disolver.



Se define como solubilidad de un soluto en un disolvente a la concentración de la disolución saturada, es decir, a la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de disolvente o de disolución. Las solubilidades se expresan frecuentemente en gramos de soluto por cada 100 gramos de disolvente, o alternativamente, en gramos de soluto por litro de disolución. Por ejemplo, la solubilidad del azúcar en agua es de 1.311 g/l a 20 °C.

La solubilidad de una sustancia en un disolvente dado depende de la temperatura. Si sobre un sistema de ejes coordenados representamos la solubilidad en ordenadas y la temperatura en abscisas, obtenemos la llamada curva de solubilidad.

En general, la solubilidad de la mayoría de las sustancias en agua aumenta con la temperatura, aunque en algunas sustancias permanece prácticamente constante y, en ocasiones, puede incluso disminuir. Como se observa en la gráfica, hay sustancias, como el nitrato de potasio, cuya solubilidad aumenta mucho con la temperatura, mientras que otras, como el cloruro de sodio, aumentan muy poco su solubilidad, e incluso hay alguna, como el sulfato de sodio, cuya solubilidad disminuye al aumentar la temperatura.



La solubilidad en agua de muchos gases tales como el dióxido de carbono y el oxígeno también decrece al aumentar la temperatura.

La solubilidad expresa la cantidad de gramos de soluto disueltos por cada 100 g de disolvente a una determinada temperatura. Para calcularla, se utiliza la siguiente relación.

$$\text{Solubilidad} = \frac{\text{masa del soluto en g}}{\text{masa del solvente en g}} \times 100$$

Para que una sustancia se disuelva en otra debe existir semejanza en las polaridades de sus moléculas. Por ejemplo el agua es un compuesto polar, por ello disuelve con facilidad a las sustancias polares como los ácidos, hidróxidos y sales inorgánicas y a los compuestos orgánicos polares. Esta no es regla, ya que existen compuestos inorgánicos altamente polares que son insolubles en agua como son los carbonatos, fosfatos (exceptuando a los del grupo IA y del  $\text{NH}_4^+$ ), los hidróxidos (exceptuando los del grupo IA y el  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ) y los sulfuros (exceptuando a los del grupo IA, IIA, del  $\text{NH}_4^+$ ) esta situación está relacionada con el tamaño de la molécula y las fuerzas inter iónicas.

Las sustancias se consideran insolubles cuando la solubilidad es menor a 0,1 mg de soluto por cada 100 g de disolvente. Y cuando un líquido no se disuelve en otro líquido se dice que no son miscibles.

#### 4.- Unidades Químicas de Concentración

##### 4.1.- Molaridad (M)

Se define la molaridad de una disolución como el número de moles de soluto que hay en un litro de disolución, sin embargo debe indicarse que el Sistema Internacional de Pesos y Medidas (SI), no acepta el término molaridad, el cual debe sustituirse por concentración en mol/dm<sup>3</sup> (1 dm<sup>3</sup> = 1 litro).

Un mol se refiere al peso molecular gramo también conocido como “Peso Formula”.

Los siguientes ejemplos muestran la forma de calcular la concentración de una disolución utilizando esta unidad.

18.- ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio (NaOH) se necesitan para preparar 200 cc de solución 0,4 molar?

---

Primero determinamos el peso formula gramo del hidróxido de sodio:

$$\text{PM}_{\text{NaOH}} \begin{cases} \text{Na} = 1 \text{ átomo} \times \text{peso atómico del Na} = 1 \times 22,98 = 22,98 \\ \text{O} = 1 \text{ átomo} \times \text{peso atómico del O}_2 = 1 \times 15,99 = 15,99 \\ \text{H} = 1 \text{ átomo} \times \text{peso atómico del H}_2 = 1 \times 1,008 = 1,008 \end{cases}$$

$$\text{PM}_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$$

Una solución molar de NaOH contiene 1 mol (40 g) de NaOH por litro de solución.

La solución 0,4 M de NaOH contiene 0,4 moles  $\times$  40 g/mol = 16 g por litro de solución.

1 lt (1000 cc) — 16 g NaOH

$$200 \text{ cc} \text{ — } X \qquad X = 3,2 \text{ g}$$

19.- ¿Cuál será la molaridad de una disolución que contiene disueltos 2 g de KOH en 500 cc de solución?  $PM_{KOH} = 56 \text{ g/mol}$ .

---

$$\frac{2 \text{ g KOH}}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,04 \text{ moles}$$

$$\frac{0,04 \text{ moles}}{0,5 \text{ lt}} = 0,07 \text{ M}$$

20.- ¿En qué volumen de solución hay que disolver 20 gramos de hidróxido de calcio ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) para que la solución sea 0,8 M?

$$PM_{\text{Ca(OH)}_2} = 74 \text{ g}$$

---

La solución 0,8 M de  $\text{Ca(OH)}_2$  contiene  $0,8 \text{ moles} \times 74 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 59,2 \text{ g}$  de hidróxido de calcio por lt de disolución.

59,2 g  $\text{Ca(OH)}_2$  — 1 lt

20 g  $\text{Ca(OH)}_2$  — X            X = 0,338 lt = 338 cc

21.- Se disuelven 127 g de alcohol etílico,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , en agua suficiente para hacer 1,35 lt de disolución. ¿Cuál es su molaridad?

$$PM_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 46,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

---

$$\frac{127 \text{ g}}{46,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,76 \text{ moles}$$

$$\frac{2,76 \text{ moles}}{1,35 \text{ lt}} = 2,04 \text{ M}$$

22.- Se tiene una disolución 0,693 M de HCl. Para una determinada reacción se necesitan 0,0525 moles de HCl. ¿Cuánta disolución se debe tomar?

---

0,693 moles HCl — 1lt disolución

0,0525 moles HCl — X

$$X = 0,076 \text{ lt} = 76 \text{ ml}$$

23.- Se mezclan 3,65 lt de NaCl 0,105 M con 5,11 lt de NaCl 0,162 M. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, es decir, que el volumen final sea 8,76 lt, ¿Cuál será la concentración de la disolución final?

---

$$3,65 \text{ lt} \times 0,105 \frac{\text{moles}}{\text{lt}} = 0,383 \text{ moles}$$

$$5,11 \text{ lt} \times 0,162 \frac{\text{moles}}{\text{lt}} = 0,828 \text{ moles}$$

$$\text{moles totales} = 0,383 \text{ moles} + 0,828 \text{ moles} = 1,211 \text{ moles}$$

$$\text{Concentración final} = \frac{1,211 \text{ moles}}{8,76 \text{ lt}} = 0,138 \text{ M}$$

24.- Se tiene permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$  0,100 M y se desea tener 40 ml de  $\text{KMnO}_4$  de  $1,95 \cdot 10^{-3}$  M diluyendo con agua.

---

$$0,040 \text{ lt} \times 1,95 \cdot 10^{-3} \frac{\text{moles}}{\text{lt}} = 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ moles}$$

$$\frac{7,8 \cdot 10^{-5} \text{ moles}}{0,100 \frac{\text{moles}}{\text{lt}}} = 7,8 \cdot 10^{-4} \text{ lt} = 0,780 \text{ ml}$$

Se toman 0,780 ml de la solución 0,100 M y se llevan a 40 ml adicionando agua destilada.

### ACTIVIDAD

a.- Se disuelven 8,96 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en agua suficiente para hacer 396 ml. Calcule su molaridad. **R: 0,231 M**

b.- ¿Qué volumen de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,231 M es necesario para tener  $1,50 \cdot 10^{-3}$  moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? **R: 6,49 ml**

c.- Se desea preparar 0,150 lt de solución de  $\text{CuSO}_4$  0,240 M. ¿Cuántos gramos de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$  cristalizado, son necesarios?

---

**R: 8,99 g**

d.- Si se mezclan 10,0 ml de HCl 0,10 M con 23,5 ml de HCl 0,25 M y 8,6 ml de HCl 0,32 M. ¿Cuál será la concentración molar de la solución resultante, suponiendo volúmenes aditivos? **R: 0,23 M**

#### 4.2.- Normalidad (N)

La Normalidad de una disolución, representado por “N”, se define como el número de equivalentes gramo de soluto disueltos en un litro de disolución. Así, el HCl 6N se lee “ácido clorhídrico seis normal” y significa una disolución que posee 6 equivalentes gramo de HCl por litro de disolución.

La normalidad es una medida muy útil para trabajar con ácidos, bases, agentes reductores y oxidantes.

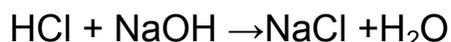
El término equivalente gramo tiene dos significados importantes. En la teoría de los ácidos y bases, significa la cantidad de sustancia que produce o consume un mol de hidrogeniones ( $6,02 \cdot 10^{23} \text{ H}^+$ ); en la teoría de la oxido-reducción, significa la cantidad de sustancia que produce o consume un mol de electrones ( $6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-$ ).

#### Equivalentes gramo

Se define un equivalente gramo de ácido como el peso de este que puede producir un mol de  $\text{H}^+$ ; se define un equivalente gramo de una base como el peso en gramos de esta que puede consumir un mol de  $\text{H}^+$ . Como el agente normal para reaccionar con  $\text{H}^+$  es  $\text{OH}^-$ , otra definición de equivalente gramo es, el peso en gramos de base que puede producir un mol de  $\text{OH}^-$ . Por la misma naturaleza de las definiciones, un equivalente gramo de cualquier ácido puede neutralizar un equivalente gramo de cualquier base.

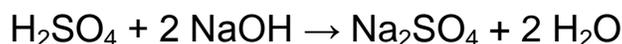


En la reacción de neutralización:



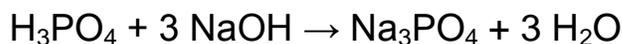
Un mol de HCl reacciona con un mol de NaOH, por lo que podemos considerar esto como un mol de  $H^+$  (aportados por el HCl) que reacciona con un mol de  $OH^-$  (aportado por el NaOH). Por tanto, en lo que se refiere a la neutralización, lo que interesa es que un mol de HCl neutraliza un mol de NaOH debido a la reacción entre un mol de protones ( $H^+$ ) con un mol de hidroxilos ( $OH^-$ ).

En la reacción:

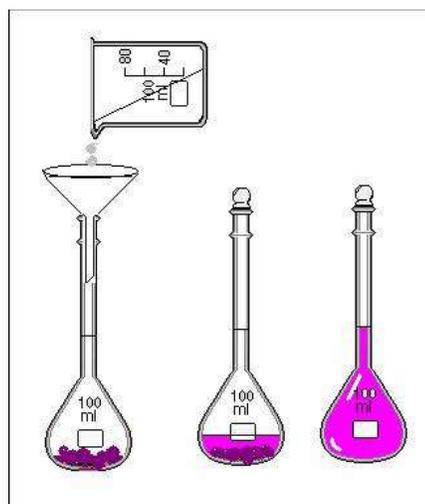


Son necesarios dos moles de base por cada mol del ácido por lo que son necesarios dos equivalentes gramo de ácido para neutralizarlos.

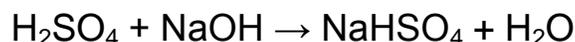
En la reacción:



Se neutraliza un mol de ácido fosfórico con tres moles de hidróxido de sodio. Tres moles de NaOH es igual a 3 equivalentes gramo de base, por lo que se necesitan 3 equivalentes gramo de ácido para neutralizarlos. Estos tres equivalentes gramo de ácido son aportados por un mol del ácido fosfórico.



El truco para determinar los equivalentes gramo de ácido o base, es saber qué cantidad de protones ( $H^+$ ) o de hidroxilos ( $OH^-$ ) aporta la molécula dada. En la gran mayoría de los casos, esto se deduce de la fórmula química: el HCl aporta un solo  $H^+$ , el  $H_2SO_4$  aporta dos; el  $H_3PO_4$  aporta  $3H^+$ . En estos casos, suponemos que se utiliza todo el  $H^+$  disponible. Sin embargo, no siempre es así. Por ejemplo, en la reacción:



Solamente se consume uno de los protones aportados por el ácido sulfúrico. Hablando en términos de equivalentes gramo, en esta reacción concreta, el ácido sulfúrico tiene la mitad del valor que si se utilizaran los dos protones. En el caso de esta reacción en particular, debemos decir que un mol de ácido sulfúrico equivale a un equivalente gramo.

Otra dificultad se presenta por el hecho que, incluso para una neutralización completa, la fórmula química puede ser engañosa. Por ejemplo, un mol de  $\text{H}_3\text{PO}_2$  parece ser capaz de producir tres moles de  $\text{H}^+$ , pero en práctica, solo puede arrancarse un mol de  $\text{H}^+$  en esta reacción. Dos de los tres hidrógenos están enlazados de manera distinta y no pueden ser neutralizados por una reacción ácido-base convencional. Esto puede indicarse, como se hace efectivamente, escribiendo la fórmula  $\text{H}(\text{H}_2\text{PO}_2)$  en lugar de  $\text{H}_3\text{PO}_2$ . Afortunadamente este es un caso especial y la mayoría de los ácidos y bases corrientes no presentan estas complicaciones pudiéndose deducir sus equivalentes gramos, directamente de su fórmula química, al menos, para una reacción completa.

25.- ¿Cuántos gramos de HCl habrá en 1 equivalente gramo de HCl?

Por definición, 1 equivalente gramo de HCl produce 1 mol de  $\text{H}^+$ .

Para obtener 1 mol de  $\text{H}^+$  a partir de HCl se requiere 1 mol de HCl.

1 mol de HCl pesa 36,461 g, luego:

1 equivalente gramo de HCl = 36,461 g de HCl

26.- Se tienen 0,15 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . ¿Cuántos equivalentes gramo se tiene? (para reacción completa)

1 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  produce 2 moles de  $\text{H}^+$  (2 equivalentes gramo)

1 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — 2 equivalentes gramo

0,15 moles  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — X                      X = 0,30 equivalentes gramo

27.- Se tienen 0,15 equivalentes gramo de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (para reacción completa) ¿Cuántos gramos de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  se tiene?

---

1 mol  $\text{H}_3\text{PO}_4$  = 3 equivalentes gramo, luego:

$$0,15 \text{ equivalentes gramo} \times \frac{1 \text{ mol}}{3 \text{ equivalentes gramo}} = 0,050 \text{ moles}$$

1 mol  $\text{H}_3\text{PO}_4$  = 98 g;

$$0,050 \text{ moles} \times \frac{98 \text{ g}}{\text{mol}} = 4,9 \text{ g}$$

28.- Se tienen 2 gramos de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . ¿Cuántos equivalentes gramo de base representa?

---

1 mol  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  = 2 moles  $\text{OH}^-$  (2 equivalentes gramo de base)

1 mol  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  = 74,09 g

2 equivalentes gramo de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  — 74,09 g

1 equivalente gramo de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  — X                      X = 37 g

37,04 g — 1 eq.-g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

$$2 \text{ g} \text{ — } X \qquad X = \frac{2}{37,04} = 0,0540 \text{ eq. -g}$$

29.- Una base desconocida produce 0,030 moles de  $\text{OH}^-$  por cada 0,78 g de base. ¿Cuál es el peso equivalente gramo de la base?

---

0,030 moles de  $\text{OH}^-$  deben producir 0,030 equivalentes gramo de la base, luego:

$$\frac{0,78 \text{ g de base}}{0,030 \text{ eq - g}} = 26 \text{ g}$$

30.- ¿Cuál es el peso equivalente gramo de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  en cada una de las reacciones siguientes?  $\text{PM}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 97,99 \text{ g/mol}$

1.  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  2.  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
  3.  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 

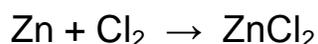
1. En esta reacción solo se neutraliza un protón de los tres disponibles, luego: 1 eq-g en la reacción 1 = 97,99 g
2. En esta reacción se consumen dos moles de NaOH por lo que han de producirse dos moles de protones, luego:  
1 eq-g =  $97,99/2 = 48,99$  g
3. Al igual que en los casos anteriores, 1 eq-g =  $97,99/3 = 32,66$  g

### **Equivalentes gramo en Oxido-Reducción**

Un agente oxidante acepta electrones y un agente reductor, los produce. Un equivalente gramo de agente oxidante es el peso en gramos necesario para reaccionar con un mol de electrones. De la misma manera, un equivalente gramo de un agente reductor, es el peso en gramos necesario para producir un mol de electrones.

Un equivalente gramo de cualquier oxidante reacciona exactamente con un equivalente gramo de cualquier reductor, en lo que se refiere a la transferencia de electrones.

Considere la reacción:



Un mol de cinc reacciona con una molécula de cloro. En esta reacción, el cinc pasa de estado de oxidación "0" a "+2" al entregar dos electrones. Un mol de átomos de cinc ( $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos) entrega dos moles de electrones ( $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$  electrones). Ya que se ha definido el equivalente gramo como el peso del elemento que produce un mol de electrones, en esta reacción, un mol de cinc representa dos equivalentes gramo de agente reductor.

Al mismo tiempo, en esta reacción, el cloro pasa de estado de oxidación "0" a "-1". Esto significa, ganancia de un electrón. Como hay

dos átomos de cloro por molécula, cada una de estas acepta, en defecto, 2 electrones. Un mol de moléculas de cloro debe aceptar dos moles de electrones y por definición, esto es lo mismo que dos equivalentes gramo de oxidante. Por tanto, al reaccionar un mol de Zn con un mol de cloro, reaccionan dos equivalentes gramo de agente reductor con dos equivalentes gramo de agente oxidante.

Un ejemplo un poco más complicado sería la reacción del cinc con el ión permanganato ( $MnO_4^-$ ) dando  $Zn^{2+}$  y  $Mn^{2+}$ . Aquí el cinc pasa de "0" a "+2" por lo que un mol de Zn es igual a 2 eq.-g. En el  $MnO_4^-$ , el manganeso pasa de "+7" a "+2" (acepta 5 electrones). En lo que se refiere al paso  $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$ , un mol de permanganato acepta 5 moles de electrones por lo que un mol de  $MnO_4^-$  es igual a 5 eq.-g de agente oxidante.

31.- Cuando se oxida el hierro elemental (Fe) a óxido ferroso (FeO).  
¿Cuál es el peso de un eq.-g de hierro?

---

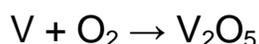
El hierro elemental pasa a "0" a +2 en FeO, al perder 2 electrones, lo que por definición es 2 eq.-g de agente reductor.

P.at Fe = 55,487 g, luego:

$$1 \text{ eq.-g Fe} = \frac{55,487}{2} = 27,923 \text{ g}$$

32.- El Vanadio puede reaccionar con el oxígeno formando  $V_2O_5$ .  
¿Qué peso de vanadio hará falta para reaccionar con un eq.-g de oxígeno y formar este producto?

---



Hace falta 1 eq.-g de agente reductor para reaccionar con 1 eq.-g de agente oxidante.

En esta reacción, el Vanadio pasa de "0" a "+5" al ceder 5 electrones, luego, 1 mol de V = 5 eq.-g. EL P. at. Del vanadio es 50,942 g, luego,  
1 eq.-g de Vanadio =  $50,942 \text{ g} / 5 = 10,188 \text{ g}$

33.- Cuando se reduce el ion  $Cr_2O_7^{=}$  en medio ácido, el cromo se convierte en  $Cr^{3+}$ . ¿Cuántos eq.-g de agente reductor se requieren para reducir un mol de  $Cr_2O_7^{=}$  ?

---

El cromo pasa de “+6” a “+3”, por lo que acepta 3 electrones pero como hay dos átomos de cromo en  $Cr_2O_7^{=}$ , se necesitarán  $2 \times 3 = 6$  electrones, lo que por definición son 6 eq.-g, luego, 6 eq.-g de  $Cr_2O_7^{=}$  requieren **6 eq.- g de reductor.**

Equivalente gramo de un elemento	Equivalente gramo de un ácido	Equivalente gramo de una base	Equivalente gramo de una sal
•Peso atómico del elemento entre su valencia	•Peso molecular del ácido entre el número de protones	•Peso molecular de la base entre el número de oxidrilos	•Peso molecular de la sal entre hidrógenos reemplazados del ácido por los metales

Una vez aclarado el tema de los equivalentes gramo, estudiaremos los procedimientos para resolver los problemas de Normalidad.

34.- ¿Cuántos gramos de NaOH son necesarios para preparar 450 cc de solución 0,2 N?

---

$$PM_{NaOH} \begin{cases} Na = 1 \times 22,98 = 22,98 \\ O = 1 \times 15,99 = 15,99 \\ H = 1 \times 1,008 = 1,008 \end{cases} \quad PM_{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$$

$$P.E. = 40/1 = 40g \text{ (1 oxidrilo)}$$

$$1N \text{ — } 40 \text{ g}$$

$$0,2 N \text{ — } X \quad X = 8 \text{ g}$$

$$1 \text{ lt} \text{ — } 8\text{g}$$

$$0,450 \text{ lt} \text{ — } X \quad 3,6 \text{ g NaOH}$$

35.- ¿Cuántos gramos de  $\text{Ca(OH)}_2$  son necesarios para preparar 400 cc de solución 0,5 N?.  $\text{Ca(OH)}_2 = 74 \text{ g}$

---

$$PE_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{74 \text{ g}}{2 \text{ oxidrilos}} = 37 \text{ g}$$

$$1N \text{ — } 37 \text{ g}$$

$$0,5N \text{ — } X \quad X = 18,5 \text{ g} \quad 18,5 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ lt}$$

$$X \text{ — } 0,4 \text{ lt} \quad X = 7,4 \text{ g Ca(OH)}_2$$

Puede deducirse una fórmula:  $g = N \times PE \times V$

$$g = 0,5 N \times 37 \times 0,4 = 7,4 \text{ g}$$

36.- ¿Cuál será la normalidad de una solución que contiene 30 g de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , (PM = 98), en 3 litros de solución?

---

$$PE \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98/2 \text{ (2 hidrógenos)} = 49 \text{ g}$$

$$3 \text{ lt} \text{ — } 30 \text{ g}$$

$$1 \text{ lt} \text{ — } X \quad X = 10 \text{ g} \quad 49 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ N}$$

$$10 \text{ g} \text{ — } X \quad X = 0,204 \text{ N}$$

$$\text{Usando la fórmula: } g = PE \times N \times V \Rightarrow N = \frac{g}{PE \times V} = \frac{30}{49 \times 3} = 0,204 \text{ N}$$

37.- Calcule la Normalidad y la molaridad de una solución de ácido nítrico de  $\delta = 1,42$  g/cc que contiene 70 % de ácido.  $PM_{HNO_3} = 63$

---

1cc pesa 1,42 g; luego, 1000 cc (1lt) pesan 1420 g

70 % quiere decir que hay 70 g en 100 g de disolución:

100 g — 70 g

1420 g — X      X = 994 g de HNO<sub>3</sub>

NORMALIDAD:  $HNO_3 = 63$  g

63 g — 1 N

994 g — X; X = 15,77 N según la fórmula:

$$N = \frac{g}{PE \times V} = \frac{994}{63 \times 1} = 15,77 N$$

MOLARIDAD: 1mol = 63 g; 994 g = 15,77 moles; luego, M = 15,77

**NOTA: Cuando el PE es la mitad igual al peso molecular, la Normalidad es igual a la molaridad; si el PE es la mitad de PM, la Normalidad es el doble de la Molaridad; si el PE es la tercera parte del PM, la Normalidad es el triple de Molaridad, y así, sucesivamente.**

En este problema también podemos deducir una fórmula:

$$N = \frac{1000 \times \% \times \delta}{PE}; \quad M = \frac{1000 \times \% \times \delta}{PM}$$

Aplicando la formula al problema anterior:

$$N = \frac{1000 \times 0,70 \times 1,42}{63} = 15,77 N; \quad M = \frac{1000 \times 0,70 \times 1,42}{63} = 15,77 M$$

38.- Con ácido clorhídrico concentrado, HCl, que contiene 32 % de ácido y  $\delta = 1,18$  g/cc, se preparan dos litros de solución 0,5 N. ¿Qué volumen de ácido concentrado son necesarios si  $PM_{HCl} = 36,5$ ?

---

$$1 \text{ cc HCl} = 1,18 \text{ g}; 1000 \text{ cc} = 1180 \text{ g}$$

$$100 \text{ g} — 32 \text{ g}$$

$$1180 \text{ g} — X; \quad X = 377,6 \text{ g por litro de solución}$$

$$1N — 36,5 \text{ g}$$

$$0,5 N — X; \quad X = 18,25 \text{ g de HCl por lt de solución}$$

$$1000 \text{ cc} — 18,25 \text{ g}$$

$$2000 \text{ cc} — X; \quad X = 36,5 \text{ g de ácido}$$

$$377,6 \text{ g HCl} — 1000 \text{ cc HCl conc}$$

$$36,5 \text{ g HCl} — X; \quad X = 96,66 \text{ cc de ácido concentrado.}$$

Aplicando las formulas:

$$N = \frac{1000 \times \% \times \delta}{PE} = \frac{1000 \times 0,32 \times 1,18}{36,5} = 10,34 N$$

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2 \Rightarrow V_1 = \frac{V_2 \times N_2}{N_1} = \frac{2000 \text{ cc} \times 0,5 N}{10,34 N} = 96,66 \text{ cc}$$

39.- ¿Qué volumen de NaOH 12 N se necesita para preparar 200 de solución 0,6 N?  $PM_{NaOH} = 40$

---

$$1N = 40 \text{ g NaOH/ lt de solución}$$

$$1N — 40 \text{ g}$$

$$12 N — X; \quad X = 480 \text{ g}$$

01N — 40 g

0,6 N — X;      X = 240 g

1000 cc — 240 g

200 cc — X;      X = 48,0 g en la solución final

480 g — 1000 cc

48 g — X;      X = 10 cc

Empleando las formulas:

$$g = PE \times N \times V \Rightarrow g = 40 \times 0,6 \times 0,2 = 4,8 \text{ g ( en la solución final)}$$

1 N — 40 g

12 N — X      X = 480 g

1000 cc — 480 g

X      — 4,8 g,      X = 10 cc de NaOH concentrado

40.- ¿Cuál será la concentración en % p/p de una solución de  $K_2SO_4$  concentrada, de  $\delta = 1,08 \text{ g/cc}$  y cuya molaridad es 0,62 M?  $PM K_2SO_4 = 174$

---

$$M = \frac{1000 \times \% \times \delta}{PM} \Rightarrow \% = \frac{M \times PM}{1000 \times \delta} = \frac{0,62 \times 174}{1000 \times 1,08} = 0,099 \cong 0,10 \%$$

41.- A 200 cc de solución de ácido sulfúrico 2 N se le añaden 300 cc de agua destilada. Calcule la molaridad y la normalidad de la solución resultante.

---

1000 cc — 2 eq. G

200 cc — X,      X = 0,4 eq-g

Solución final = 200 cc + 300 cc = 500 cc

0,4 eq.-g — 500 cc

X — 1000 cc      X = 0,8 eq-g = 0,8 N

La molaridad será la mitad (el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> tiene 2 protones) : 0,4 M

Aplicando la fórmula:

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2 \Rightarrow N_2 = \frac{200 \times 2}{500} = 0,8 N$$

42.- Se mezclan 400 cc de hidróxido de calcio 5 N, Ca(OH)<sub>2</sub>, con 300 cc del mismo hidróxido 0,8 M. Calcular la molaridad y normalidad de la solución resultante. PE del Ca (OH)<sub>2</sub> = 37 g

---

La normalidad de la segunda solución es el doble de su molaridad (1,6 N)

Solución A: 1000 cc — 5 eq-g

400 cc — X,    X = 2 eq-g

Solución B: 1000 cc — 1,6 eq-g

300 cc — X,    X = 0,48 eq-g

Volumen final: 400 cc + 300 cc = 700 cc

700 cc — 2,48 eq-g

1000 cc — X;    X = 3,54 eq-g = 3,54 N; la molaridad será la mitad: 1,77 M

43.- En 200 cc de agua destilada se añaden 10 cc de ácido sulfúrico de  $\delta = 1,84$  g/cc y 98 % de concentración. Calcular la normalidad de la solución resultante. PE H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 49 g

---

$$N = \frac{1000 \times \% \times \delta}{PE} = \frac{1000 \times 0,98 \times 1,84}{49} = 36,8 N$$

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2 \Rightarrow N_2 = \frac{10 \text{ cc} \times 36,8 N}{210 \text{ cc}} = 1,75 N$$

## 5.- Molalidad (m)

Una disolución 1 molal (que se indica por la letra “m” minúscula) es aquella que contiene un mol de soluto por kilogramo de disolvente. En disoluciones acuosas esto significa 1000 g de agua más un mol de soluto. Por ejemplo, NaCl 1 m, se lee “cloruro de sodio uno molal”, y significa una disolución constituida por un mol de cloruro de sodio disuelto en 1000 g de agua. La gran ventaja que ofrece la molalidad es que esta unidad no se modifica con la temperatura. No ocurre lo mismo con la molaridad, por ejemplo, ya que la dilatación que se genera al elevar la temperatura hace que cambie el volumen de la disolución y por lo tanto, el número de moles por litro.

Para transformar molaridad a molalidad o viceversa, es imprescindible conocer la densidad de la disolución.

44.- Se disuelve 1,68 g de NaCl en 869 g de H<sub>2</sub>O. Calcule su concentración molal.

PM<sub>NaCl</sub> = 58,44 g/mol

---

$$\frac{1,68 \text{ g}}{58,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0287 \text{ moles de NaCl}$$

$$\frac{0,0287 \text{ moles NaCl}}{0,869 \text{ Kg H}_2\text{O}} = 0,0330 \text{ m}$$



45.- ¿Cuántos gramos de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> se necesitan para preparar 87,62 g de disolución 0,0162 m sulfato? PM Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> = 342,15 g / mol

0,0162 moles de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> x 342 g/ mol = 5,54 g de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, luego se tienen:

5,54 g de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> por 1000 g de H<sub>2</sub>O, en otras palabras, se tienen:

5,54 + 1000 = 1005,54 g de disolución, luego:

1005,54 g disolución — 5,54 g de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>

87,62 g de disolución — X

X = 0,483 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

46.- Una disolución contiene 410,3 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  por litro de disolución a 20 °C. Si  $\delta = 1,243 \text{ g/ml}$  ¿Cuál es la molalidad y la molaridad de la disolución? PM  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$

---

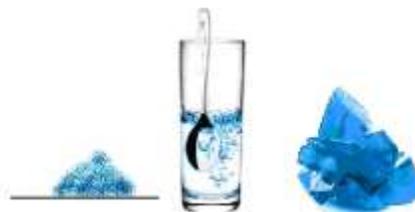
1ml de disolución pesa 1,243 g, luego 1000 ml (1 lt) pesa 1243 g

Tenemos entonces, 410,3 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y 853 g (1243 g – 410,3 g) de agua.

$$\frac{410,3 \text{ g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,187 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{4,187 \text{ moles}}{0,853 \text{ Kg de } \text{H}_2\text{O}} = 5,02 \text{ m}$$

$$\frac{4,187 \text{ moles}}{1 \text{ lt } \text{H}_2\text{O}} = 4,187 \text{ M}$$



### ACTIVIDAD:

a.- ¿Cuántos gramos de disolución de  $\text{CuSO}_4$  0,207 m se necesitan para obtener 1,45 g de  $\text{CuSO}_4$ ? **R: 45,3 g**

b.- Se mezclan volúmenes iguales de  $\text{HNO}_3$  4,55 m ( $\delta = 1,1294 \text{ g/ml}$ ) y  $\text{HNO}_3$ , 4,55 M ( $\delta = 1,1469 \text{ g/ml}$ ). Determine la molalidad de la disolución final. **R: 4,92 m**

### 6.- Fracción Molar

En algunas disoluciones, especialmente gaseosas y no acuosas, la forma más cómoda de expresar concentraciones es la “**Fracción Molar**”, que muestra la fracción de moléculas presentes que pertenecen a cada especie química. De esta manera, la Fracción Molar es el número de moles de una especie de una disolución dividido entre el número total de moles de la disolución.

Puesto que la fracción molar es el resultado de dividir moles entre moles, no tiene unidades. Además, si se conoce la fracción molar de todos los componentes de una disolución, menos uno, puede calcularse la fracción molar de este componente pues la suma de las fracciones molares debe ser igual a la unidad.

47.- Un recipiente contiene  $3,89 \cdot 10^{-3}$  moles de  $N_2$  gaseoso y  $1,54 \cdot 10^{-3}$  moles de  $H_2$  gaseoso. ¿Cuál es la fracción molar de cada componente?

---

$3,89 \cdot 10^{-3}$  moles  $N_2$  +  $1,54 \cdot 10^{-3}$  moles  $H_2$  =  $5,43 \cdot 10^{-3}$  moles presentes

$$N_2 = \frac{3,89 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } N_2}{5,43 \cdot 10^{-3} \text{ moles totales}} = 0,716$$

$$H_2 = \frac{1,54 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } H_2}{5,43 \cdot 10^{-3} \text{ moles totales}} = 0,284$$

48.- ¿Cuál es la fracción molar de  $C_2H_5OH$  en una disolución acuosa que al mismo tiempo es 3,86 m en  $C_2H_5OH$  y 2,14 m en  $CH_3OH$ ?

---

3,86 m de  $C_2H_5OH$  significa que hay 3,86 moles de  $C_2H_5OH$  por Kg de agua.

2,14 m de  $CH_3OH$  significa que se tienen 2,14 moles de  $CH_3OH$  por Kg de agua.

Si el PM del agua es 18,016 g/mol, tendremos:

$$1 \text{ Kg } H_2O = \frac{1000 \text{ g}}{18,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 55,51 \text{ moles de } H_2O$$

Moles totales:  $3,86 + 2,14 + 55,51 = 61,51$  moles

$$X_{C_2H_5OH} = \frac{3,86 \text{ moles de } C_2H_5OH}{61,51 \text{ moles totales}} = 0,0628$$

Se suele representar la fracción molar con una "X" mayúscula, como se ha hecho en el ejercicio anterior.

### ACTIVIDAD:

a.- Se disuelve 2,869 g de sodio en 48,96 g de amoníaco (NH<sub>3</sub>) líquido. Determine la fracción molar del sodio en la disolución final.

**R: 0,0416**

b.- Se tienen 6,08 g de una disolución de Na en NH<sub>3</sub>, donde la fracción molar de sodio es 0,0862. ¿Cuántos gramos de NH<sub>3</sub> deberán destilarse para que la fracción molar de sodio sea 0,1530?

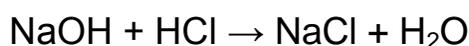
**R: 2,58 g**

### 7.- Neutralización:

49.- ¿Qué volumen de HCl 0,5 N será necesario para neutralizar 20 cc de NaOH 0,1 N?

---

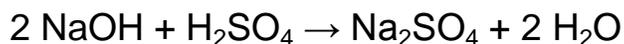
La reacción:



$$V_a \times N_a = V_b \times N_b \Rightarrow V_a = \frac{20 \text{ cc} \times 0,1 \text{ N}}{0,5 \text{ N}} = 4 \text{ cc}$$

50.- Con 30 cc de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,2 N se neutralizan 15 cc de solución de NaOH. Calcular la normalidad del hidróxido de sodio.

---

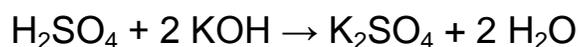


$$V_a \times N_a = V_b \times N_b \Rightarrow V_b = \frac{V_a \times N_a}{N_b} \Rightarrow \frac{30 \text{ cc} \times 0,2 \text{ N}}{15 \text{ cc}} = 0,4 \text{ N}$$

---

51.- ¿Cuántos g de KOH se necesitan para neutralizar 50 cc de solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,4 N?

---



Se requieren 2 eq-g de KOH para neutralizar 1 eq-g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

$$PM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = (2 \times 1 + 32 \times 1 + 16 \times 4) = 98 \text{ g/mol}; 50 \text{ cc} =$$

$$PE = 98 / 2 = 49 \text{ g}$$

$$g = N \times PE \times V = 0,4 \times 49 \times 0,050 = 0,98 \text{ g}$$

$$PM_{\text{KOH}} = (39 \times 1 + 16 \times 1 + 1) = 56 \text{ g/mol}$$

49 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — 56 g KOH

0,98 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — X      X = 1,12 g KOH

52.- 500 cc de solución de HCl son neutralizados por 10 g de NaOH. Calcule la normalidad de la solución.

---

$$PE \text{ HCl} = 36,5 \text{ g}$$

$$PE \text{ NaOH} = 40 \text{ g}$$

40 g NaOH neutralizan 36,5 g de HCl

10 g NaOH neutraliza X g. de HCl      X = 9,125 g

En 500 cc de solución de HCl hay 9,125 g, luego su normalidad será:

$$N = \frac{g}{PE \times V \text{ de solución}} = \frac{9,125}{36,5 \times 0,5} = 2 \text{ N}$$

53.- ¿Cuántos g de Ca (OH)<sub>2</sub> se necesitan para neutralizar 200 cc de solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> al 30 % p/v?

---

$$PE \text{ H}_2\text{SO}_4 = 49 \text{ g}$$

$$PE \text{ Ca (OH)}_2 = 37 \text{ g}$$

a. Peso de soluto en la solución:

100 cc — 30 g

200 cc — X      X = 60 g

b.- Cálculo de g. de Ca (OH)<sub>2</sub> :

49 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> neutralizan 37 g Ca (OH)<sub>2</sub>

60 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> neutralizan X g Ca (OH)<sub>2</sub>      X = 44,08 g

54.- ¿Cuántos g de ácido oxálico de 90 % de pureza se necesitan para neutralizar 100 cc de solución de NaOH 2 N?

---

PE ácido oxálico = 45 g

PE NaOH 40 g

a. g de NaOH en la solución 2 N: g = N x PE x V; g = 2 x 40 x 0,1 = 8 g

b.- g de ácido oxálico necesarios para la neutralización:

40 g neutralizan 45 g de ácido

8 g neutralizan X                      X = 9 g

c.- g de ácido oxálico al 90 % de pureza:

Si en 100 g hay 90 g

En X hay 9 gramos                      X = 10 g

55.- Se dispone de 20 cc de solución de ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de  $\delta = 1,84$  g/cc y de 98 % de concentración. ¿Cuántos g de NaOH neutraliza? PM H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98 g/mol; PM NaOH = 40 g/mol.

---

$20 \text{ cc} \times 1,84 \frac{\text{g}}{\text{cc}} = 36,8 \text{ g}$  de solución

100 g — 98 g

36,8 g — X      X = 36,064 g

$$PE_{H_2SO_4} = \frac{98}{2} = 49 \text{ g}$$

49 g de ácido neutralizan 40 g de NaOH

36,064 g de ácido neutralizan X            X = 29,44 g de NaOH

56.- Una solución de ácido nítrico tiene una densidad de 1,405 g/cc y una concentración del 68 % p/p. Calcular a) la normalidad; b) la molaridad; c) volumen necesario para preparar 500 cc de solución 0,1 N; d) volumen de NaOH 0,5 N necesario para neutralizar la solución ácida preparada. PE HNO<sub>3</sub> = 63 g.

---

a.- Normalidad:

$$N = \frac{1000 \times \delta \times \%}{PE} = \frac{1000 \times 1,405 \times 0,68}{63} = 15,18 N$$

b.- Molaridad:

$$M = \frac{N}{eq. g} = \frac{15,18}{1} = 15,18 M$$

c.- Volumen necesario para preparar 500 cc de solución 0,1 N:

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2 \Rightarrow V_1 = \frac{V_2 \times N_2}{N_1} = \frac{500 \times 0,1}{15,18} = 3,2 cc$$

d.- Volumen necesario de NaOH 0,5 N para neutralizar la solución ácida preparada:

$$N_b = \frac{N_a \times V_a}{V_b} = \frac{500 \times 0,1}{0,5} = 100 cc$$

## ACTIVIDAD

a.- Calcular la normalidad de una solución que contiene 8 g de NaOH en 250 cc de solución.

**R: 0,8 N**

b.- ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para preparar 400 cc de solución 0,1 N?

**R: 1,46 g**

c.- ¿Cuántos gramos de hidróxido son necesarios para preparar 2 lt de solución 0,5 N de NaOH?

**R: 40 g**

d.- Calcular el peso de sustancia necesaria para preparar 500 cc de solución 0,1 N siguientes:  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ;  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{CO}_3$

**R:**  $\left\{ \begin{array}{l} \text{HNO}_3 = 3,15 \text{ g} \\ \text{CH}_3\text{COOH} = 3 \text{ g} \\ \text{H}_3\text{BO}_3 = 1,03 \text{ g} \\ \text{H}_2\text{CO}_3 = 1,55 \text{ g} \end{array} \right.$

e.- En 400 cc de solución hay disueltos 16 g de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Calcule la normalidad y la molaridad de la solución.

**R: N= 1,08**

**M= 0,54**

f.- ¿Qué volumen de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de  $\delta = 1,84$  y 98 % de concentración, es necesario para preparar 500 cc de solución 0,5 N?

**R: 6,7 cc**

g.- 250 cc de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  2 N se mezclan con 150 cc del mismo hidróxido 0,6 N. Calcule la normalidad y la molaridad de la solución.

**R: N = 1,479**

**M = 0,7395**

h.- ¿Qué cantidad de HCl 0,75 N será necesaria para neutralizar 18,7 cc de NaOH 2 N?

**R: 50 cc**

i.- ¿Cuántos gramos de KOH se necesitan para neutralizar 400 cc de solución de ácido sulfúrico?

**R: 11,15 g**

## 8.- Propiedades Coligativas de las Disoluciones

Al disolver un cuerpo en un disolvente se produce una modificación de algunas de sus propiedades, como por ejemplo, su conductividad eléctrica, densidad, índice de refracción, etc. Sin embargo, existen algunas propiedades que dependen solo del número de moléculas o moles en disolución y son independientes de la naturaleza del soluto a que pertenecen. Estas se conocen con el nombre de “**Propiedades Coligativas de las disoluciones**” y son la Presión de vapor, el punto de ebullición, el punto de congelación y la presión osmótica.



Todas estas propiedades derivan, teóricamente, del descenso de la presión de vapor de un disolvente volátil cuando en él se disuelve un soluto no volátil, estando el descenso regulado por la **Ley de Raoult**: “*La Presión de vapor de un disolvente en una disolución es igual a la presión de vapor del disolvente puro multiplicada por la fracción molar del mismo en la disolución*”.

Cuando se disuelve un mol de un soluto no electrolítico en agua, aparecen  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas, sin embargo, cuando el soluto es un electrolito, aparece un número mayor de partículas pues el electrolito se disocia en iones que ejercen un efecto coligativo en las propiedades como si se tratase de especies moleculares y por lo tanto, el valor encontrado para las propiedades coligativas es mayor que el de una solución de un no electrolito de la misma concentración molar. Este efecto condujo a **Van't Hoff** (Jacobus Henricus van 't Hoff, químico holandés ganador del Premio Nobel de Química del año 1901 por establecer los principios de la estequiometría y de la cinética química), a establecer un factor empírico “*i*” conocido como “factor de van't Hoff, que multiplica el valor teórico de la propiedad coligativa investigada para obtener el valor experimental.

$$i = \frac{\text{valor observado (experimentalmente)}}{\text{valor calculado (teórico)}}$$

## 8.1.- Presión de Vapor

Cuando se disuelve en un disolvente puro, un soluto no-volátil, la presión de vapor de la disolución disminuye.

Esto ocurre porque:

1. Las moléculas del soluto desplazan las moléculas del solvente en la superficie de la disolución, dificultando su pase a la fase gaseosa.
2. Las moléculas del soluto ejercen atracción sobre las moléculas del solvente, dificultando así, su pase a fase gaseosa.

Matemáticamente, la Ley de Raoult se expresa así:

$$P = P_0 \cdot X_d \quad \left\{ \begin{array}{l} P = \text{Presión de vapor de la disolución} \\ P_0 = \text{Presión de vapor del disolvente puro} \\ X_d = \text{Fracción molar de la disolución} \end{array} \right.$$

$$X_d = \frac{n_d}{n_d + n_s} \quad \left\{ \begin{array}{l} X_d = \text{Fracción molar de la disolución} \\ n_s = \text{moles de soluto} \\ n_s = \text{moles del disolvente} \end{array} \right.$$

$$\text{Luego: } P = P_0 \cdot \frac{n_d}{n_d + n_s}$$

De esta expresión se deduce fácilmente:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_d}{n_d + n_s} = X_d$$

$$n = \frac{g}{PM} \quad \left\{ \begin{array}{l} n = \text{número de moles} \\ g = \text{gramos de soluto} \\ PM = \text{Peso molecular} \end{array} \right.$$

A continuación se presenta una tabla de Presión de Vapor que será de gran utilidad para los cálculos que haremos:

### Presión de Vapor de Agua

T °C	P. mm Hg	T °C	P. mm Hg	T °C	P. mm Hg
<b>Hielo</b>		<b>Agua líquida</b>		<b>Agua líquida</b>	
- 10	1,95	19	16,48	64	179,31
- 9	2,13	20	17,53	66	196,09
- 8	2,33	21	18,65	68	214,17
- 7	2,54	22	19,83	70	233,7
- 6	2,76	23	21,07	72	254,6
- 5	3,01	24	22,38	74	277,2
- 4	3,28	25	23,76	76	301,4
- 3	3,57	26	25,21	78	327,3
- 2	3,88	27	26,74	80	355,1
- 1	4,22	28	28,35	82	384,9
0 P.f.	4,58	29	30,04	84	416,8
		30	31,82	86	450,9
	<b>Agua líquida</b>	31	33,69	88	487,1
		32	35,66	90	525,8
- 10	2,15	33	37,73	91	546,0
- 9	2,33	34	39,90	92	567,0
- 8	2,51	35	42,17	93	588,6
- 7	2,71	36	44,56	94	610,9
- 6	2,93	37	47,07	95	633,9
- 5	3,16	38	49,69	96	657,6
- 4	3,41	39	52,44	97	682,1
- 3	3,67	40	55,32	98	707,3
- 2	3,96	41	58,34	99	733,2
- 1	4,26	42	61,50	100 P. e.	760,0
0 P.c.	4,58	43	64,80	101	787,5
1	4,93	44	68,26	102	815,9
2	5,29	45	71,88	103	845,1
3	5,68	46	75,65	104	875,1
4	6,10	47	79,60	105	906,1
5	6,54	48	83,71	106	937,9
6	7,01	49	88,02	107	970,6
7	7,51	50	92,51	108	1004,4
8	8,04	51	97,20	109	1038,9
9	8,61	52	102,09	110	1074,6
10	9,21	53	107,20	120	1489,1
11	9,84	54	112,51	130	2026,2
12	10,52	55	118,04	140	2710,9
13	11,23	56	123,80	150	3570,5
14	11,99	57	129,82	200	11659
15	12,79	58	136,08	250	29818
16	13,63	59	142,60	300	64433
17	14,53	60	149,38	350	124002
18	15,48	62	163,77	374 T. c.	165467

Los siguientes ejemplos muestran la forma de calcular los distintos casos de aplicación de la Ley de Raoult.

57.- La presión de vapor de agua a 25 °C es 23,76 mm Hg. Calcule la presión de vapor de una disolución supuesta ideal, obtenida al agregar 1 mol de urea a 24 moles de agua.

---

La fracción molar de la disolución:

$$X_d = \frac{n_d}{n_d + n_s} = \frac{\text{moles de agua}}{\text{moles de agua} + \text{moles de úrea}} = \frac{24}{24 + 1} = 0,96$$

$$P = P_0 \cdot X_d = 23,76 \text{ mm Hg} \times 0,96 = 22,81 \text{ mm Hg}$$

58.- Calcular la presión de vapor de agua de una disolución obtenida al disolver 5 g de sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) en 100 g de agua a 100 °C.

---

$$PM_{C_{12}H_{22}O_{11}} = (12 \times 12) + (1 \times 22) + (11 \times 16) = 342 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{sacarosa}} = \frac{g}{PM} = \frac{5}{342} = 0,014 \text{ moles}$$

$$PM_{H_2O} = 18 \frac{g}{mol}; \quad n_{H_2O} = \frac{100}{18} = 5,5556 \text{ moles}$$

$$X_d = \frac{5,5556 \text{ moles}}{0,014 \text{ moles} + 5,5556 \text{ moles}} = 0,9975$$

$$P = 760 \text{ mm Hg} \times 0,9975 = 758,08 \text{ mm Hg}$$

59.- Se disuelven 10 gramos de urea en 200 g de agua. Calcule la presión de vapor de dicha disolución a 26 °C.  $PM_{\text{Urea}} = 60 \text{ g/mol}$

---

$$n_{\text{Urea}} = \frac{10 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 0,1667 \text{ moles}$$

$$n_{\text{agua}} = \frac{200}{18} = 11,1111 \text{ moles}$$

$$P = 25,21 \text{ mm Hg} \times \frac{11,1111}{11,1111 + 0,1667} = 24,84 \text{ mm Hg}$$

60.- Se disuelven 24,63 g de glucosa en 150 g de agua. A 23 °C la presión de vapor de agua de la disolución es 20,73 mm Hg y la del agua pura 21,07 mm Hg. Hallar el PM de la glucosa.

---

$$P = P_0 \cdot X_d \Rightarrow X_d = \frac{P}{P_0} = \frac{20,73}{21,07} = 0,9839$$

$$X_d = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_{glucosa}}$$

$$n_{H_2O} = \frac{150 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 8,3333$$

$$P = P_0 \cdot X_d \Rightarrow \frac{P}{P_0} = X_d \Rightarrow \frac{p}{P_0} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_{glucosa}}$$

$$0,9839 = \frac{8,3333}{8,3333 + \frac{24,63 \text{ g}}{PM_{Glucosa}}} \Rightarrow 0,9839 = \frac{8,3333}{\frac{8,3333 \cdot PM + 24,63}{PM}} \Rightarrow$$

$$0,9839 = \frac{8,3333 \cdot PM}{8,3333 \cdot PM + 24,63} \Rightarrow$$

$$0,9839 \times (8,3333PM + 24,63) = 8,3333PM \Rightarrow$$

$$8,1991PM + 24,2335 = 8,3333PM \Rightarrow 24,2335 = 0,1342PM \Rightarrow$$

$$PM_{Glucosa} = 180,57 \text{ g/mol}$$

El valor del peso molecular es tan solo aproximado, no solo porque la Ley de Raoult no es exacta (solo lo es en disoluciones ideales o muy diluidas) sino también porque los valores de las presiones de vapor deben conocerse con gran exactitud para poder obtener valores aceptables. Sin embargo, el peso molecular puede obtenerse de una manera directa a partir de una forma modificada de la Ley de Raoult:

$$\frac{P_0 - P}{P} = \frac{n_s}{n_d} \Rightarrow \frac{21,07 - 20,73}{20,73} = \frac{\frac{24,63}{PM}}{\frac{150}{18}} \Rightarrow$$

$$0,0164 = \frac{24,63}{PM} \Rightarrow 0,0164 = \frac{24,63}{8,3333PM} \Rightarrow 0,1367PM = 24,63 \Rightarrow$$

$$PM = 180,17 \text{ g/mol}$$

61.- Determinar el peso molecular de una sustancia sabiendo que la presión de vapor a 25 °C de una disolución de 6 g de sustancia no volátil en 100 g de agua es de 23,332 mm Hg. La presión de vapor de agua a 25 °C es 23,756 mm Hg.

---

$$P = P_0 \cdot X_d \Rightarrow P = P_0 \cdot \frac{n_d}{n_d + n_s}$$

$$0,9822 = \frac{\frac{100}{18}}{\frac{100}{18} + \frac{6}{PM}} \Rightarrow 0,9822 = \frac{5,5556}{5,5556 + \frac{6}{PM}} \Rightarrow$$

$$0,9822 = \frac{5,5556 PM}{5,5556PM + 6} \Rightarrow 5,4564PM + 5,8932 = 5,5556PM$$

$$PM = 59,40 \text{ g/mol}$$

### ACTIVIDAD

a.- Calcule la presión de vapor de una solución que contiene 30 g de soluto no volátil de peso molecular 91,2 g/mol disuelto en 200 g de agua a 20 °C.

**R: 17,02 mm Hg**

b.- Al disolver 18 g de una sustancia no volátil de peso molecular 181 en 100 g de agua a 20 °C ¿A cuánto desciende su presión de vapor?

**R: 17,22 mm Hg**

c.- Se disuelven 24,63 g de glucosa, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> en 150 g de agua a 23 °C. La presión de vapor de la disolución es 20,73 mm Hg y la del agua pura, 21,07 mm Hg. Hallar el PM de la glucosa?

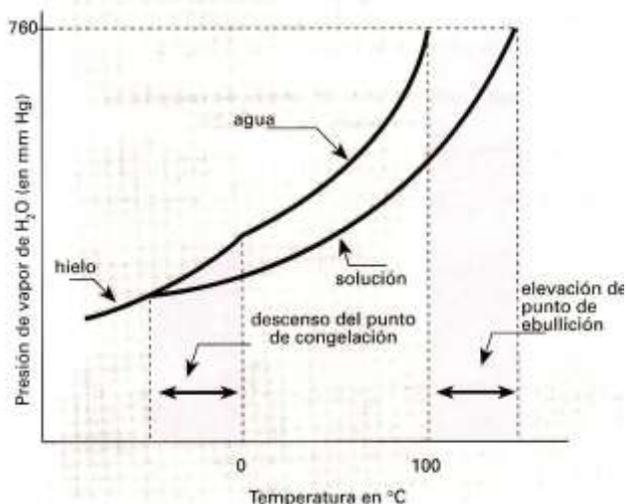
**R: 183,81 g/mol**

## 8.2.- Punto de Congelación y Ebullición:

El punto de congelación de una disolución, es la temperatura a la cuál son iguales, la presión de vapor del solvente sólido y la del solvente líquido.

Al disolver una sustancia no volátil en un disolvente volátil, la presión de vapor del disolvente disminuye y por lo tanto, el punto de solidificación de la solución es más bajo que el del solvente puro. El descenso del punto de congelación es proporcional al número de moles disueltos y es una constante cuando se disuelve un mol de una sustancia (no electrolito) en 1000g de solvente (Constante Crioscópica).

El punto de ebullición de un líquido, por otra parte, es la temperatura a la cuál su presión de vapor es igual a 1 atmósfera. Así, por ejemplo, el agua hierve a 100 °C, lo que equivale a decir que la presión de vapor del agua a 100 °C es igual a 1 atmósfera que es igual a 760 mm Hg. Una disolución



acuosa de un soluto no volátil tiene, a 100 °C una presión de vapor inferior a 760 mm Hg (Ley de Raoult), por lo cual, para que hierva, hay que elevar la temperatura convenientemente por encima de los 100 °C. Puesto que en disoluciones diluidas el descenso de la presión de vapor depende del número de moles de soluto disueltos en una cantidad determinada de solvente, es natural que el aumento necesario de la temperatura para llegar a la presión de 1 atm, esto es, para que la disolución comience a hervir, sea también proporcional a dicho número de moles disueltos en una cantidad de disolvente, que se toma igual a 1000 g. Por consiguiente, **la elevación del punto de**

**ebullición del disolvente en disoluciones diluidas es proporcional a la “molalidad” de la disolución.** Matemáticamente:

$$\Delta_t = K_e \cdot m \begin{cases} \Delta_t = \text{elevación del punto de ebullición} \\ K_e = \text{constante ebulloscópica} \\ m = \text{molalidad de la disolución} \end{cases}$$

La constante ebulloscópica depende del calor latente de ebullición del disolvente y, aproximadamente igual a:

$$K_e = \frac{R \cdot T_e^2}{1000 \cdot l_e} \begin{cases} R = \text{constante universal de los gases} \\ T_e = \text{temperatura absoluta de ebullición} \\ l_e = \text{calor latente de ebullición} \end{cases}$$

R debe estar expresado en calorías y es igual, prácticamente a calorías.

$l_e$  es el calor latente de ebullición que se define como el calor absorbido por un gramo de disolvente para pasar del estado líquido al estado de vapor en el punto de ebullición.

Las mismas consideraciones son válidas para el punto de congelación. Un disolvente puro o una disolución congela a la temperatura en que las formas líquida y sólida tienen la misma presión de vapor. Así, por ejemplo, el agua y el hielo, a 0 °C, tienen una presión de vapor de 4,57 mm Hg. Si en el líquido se disuelve otro cuerpo, el punto de congelación tiene que disminuir, puesto que en el punto de congelación del disolvente puro el sólido tiene una presión de vapor mayor que el de la disolución (Ley de Raoult), y por lo tanto, sólo se formará el sólido a una temperatura más baja, tanto más, cuanto más concentrada sea la disolución.

$$\Delta_t = K_c \cdot m \begin{cases} \Delta_c = \text{descenso del punto de congelación} \\ K_c = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{molalidad de la disolución} \end{cases}$$

$$K_c = \frac{R \cdot T_c^2}{1000 \cdot l_c} \begin{cases} R = \text{constante universal de los gases} \\ T_c = \text{temperatura absoluta de congelación} \\ l_c = \text{calor latente de fusión} \end{cases}$$

Una fórmula que facilita enormemente los cálculos, válida tanto para el punto de ebullición como para el punto de congelación, es:

$$PM = \frac{1000 \times Sto \times K}{Ste \times \Delta_t} \begin{cases} Sto = g \text{ de soluto} \\ Ste = g \text{ de solvente} \\ \Delta_t = \text{variación de temperatura} \\ K = \text{constante respectiva} \end{cases}$$

### Constante Crioscópica

Solvente	$K_c$	Pto. Congelación °C
Agua, H <sub>2</sub> O	<b>1,86</b>	<b>0,0</b>
Benceno, C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	<b>5,12</b>	<b>5,5</b>
Ciclohexano, C <sub>6</sub> H <sub>12</sub>	<b>20,0</b>	<b>6,6</b>
Etanol, C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	<b>1,99</b>	<b>-117,3</b>
Ac. Acético, C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	<b>3,90</b>	<b>16,6</b>
Naftaleno	<b>7,0</b>	
Alcanfor	<b>40,0</b>	
Bromoformo	<b>14,3</b>	

### Constante Ebulloscópica

Solvente	$K_e$
Agua, H <sub>2</sub> O	<b>0,52</b>
Benceno, C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	<b>2,5</b>
Etter	<b>2,02</b>
Cloroformo	<b>3,86</b>
Alcohol etílico	<b>1,22</b>

62.- Al disolverse 20 g de urea en 200 g de agua se obtiene una solución cuyo punto de congelación es -3,1 °C. Calcular el PM de la urea.

$$PM = \frac{1000 \times 20 \times 1,86}{200 \times 3,1} = 60 \text{ g/mol}$$

63.- Se disuelven 5 g de urea,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  en 125 g de agua. Hallar el punto de congelación de la disolución.

---

$$PM_{\text{CO}(\text{NH}_2)_2} = 12 + 16 + (2 \times 14) + 4 = 60 \text{ g/mol}$$

$$m = \frac{5 \text{ g CO}(\text{NH}_2)_2}{125 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol CO}(\text{NH}_2)_2}{60 \text{ g CO}(\text{NH}_2)_2} \times \frac{1000}{1000} = 0,667 \text{ molal}$$

$$\Delta_c = m \times K_c = 0,667 \times 1,86 = 1,24 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Pto. congelación: } 0 \text{ }^\circ\text{C} - 1,24 \text{ }^\circ\text{C} = -1,24 \text{ }^\circ\text{C}$$

64.- Se disuelve 0,572 g de resorcina en 19,31 g de agua. Si la disolución hierve a  $100,14 \text{ }^\circ\text{C}$ , calcule el PM de la resorcina.

---

$$PM = \frac{1000 \times Sto \times K_e}{Ste \times \Delta_t} = \frac{1000 \times 0,572 \text{ g} \times 0,52}{19,31 \times 0,14} = 110 \text{ g/mol}$$

65.- ¿En cuántos gramos de agua hay que disolver 68,8 g de sacarosa para que la solución congele a  $-0,93 \text{ }^\circ\text{C}$ ?  $PM_{\text{sacarosa}} = 342 \text{ g/mol}$

---

$$PM = \frac{1000 \times Sto \times K_c}{Ste \times \Delta_c} \Rightarrow Ste = \frac{1000 \times 68,8 \times 1,86}{342 \times 0,93} = 402,34 \text{ g}$$

66.- Calcular el punto de congelación de una solución que contiene 6,4 g de una sustancia no volátil de peso molecular 118, en 75 g de Benceno. Pto de congelación del Benceno:  $5,5 \text{ }^\circ\text{C}$

---

$$PM = \frac{1000 \times Sto \times K_c}{Ste \times \Delta_t} \Rightarrow \Delta_t = \frac{1000 \times 6,4 \times 5,12}{75 \times 118} = 3,70 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$5,5 \text{ }^\circ\text{C} - 3,70 \text{ }^\circ\text{C} = 1,79 \text{ }^\circ\text{C}$$

## ACTIVIDAD

a.- ¿Cuántos gramos de glicerina hay que disolver en 1,5 lt de agua para obtener una solución que congele a  $-10 \text{ }^\circ\text{C}$ ?  $PM_{\text{glicerina}} = 92$

**R: 742 g**

b.- Al disolver 6,39 g de una sustancia no volátil en 75 g de benceno se obtiene un descenso en su punto de congelación de 3,72 °C. Calcular el PM de dicha sustancia.

**R: 118 g/mol**

c.- ¿En cuántos gramos de agua hay que disolver 68,46 g de azúcar para obtener una solución que congele a - 0,744 °C? PM = 342 g/mol

**R: 500 g**

67.- Al disolver 30 g de un no electrolito no volátil en 500 g de agua se obtiene una solución cuyo punto de ebullición es 100,3 °C. Calcule el PM de la sustancia disuelta.

---

$$PM = \frac{1000 \times Sto \times K_e}{Ste \times \Delta_t} = \frac{1000 \times 30 \times 0,52}{500 \times 0,3} = 104 \text{ g/mol}$$

68.- Calcular el punto de ebullición de una solución que contiene 10 g de urea en 200 g de agua. PM CO (NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> = 60

---

$$PM = \frac{1000 \times Sto \times K_e}{Ste \times \Delta_t} \Rightarrow \Delta_t = \frac{1000 \times 10 \times 0,52}{200 \times 60} = 0,43 \text{ °C}$$

$$100 \text{ °C} + 0,43 \text{ °C} = 100,43 \text{ °C}$$

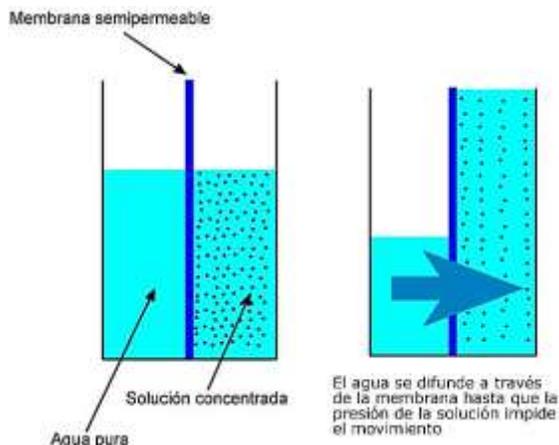
69.- Calcular el punto de ebullición de una solución que contiene 10 gramos de una sustancia no volátil en 300 g de benceno. Peso molecular de la sustancia disuelta es 90 g/mol. Punto de ebullición del Benceno = 80 °C

---

$$\Delta_t = \frac{1000 \times 10 \times 2,5}{300 \times 90} = 0,925 \text{ °C}; \quad 80 \text{ °C} + 0,925 = 80,925 \text{ °C}$$

### 8.3.- Presión Osmótica:

Si se deja reposar una disolución separada del solvente puro por medio de una membrana porosa, al cabo de cierto tiempo los dos líquidos tienen la misma concentración; pero si la separación es una membrana semipermeable, esto es, una membrana que solo deja pasar a



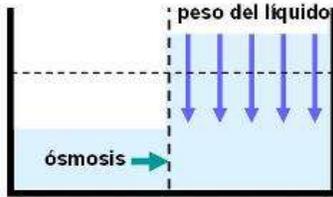
través de ella únicamente las moléculas del disolvente, el intercambio a través de la membrana en un sentido y el otro se hace más lento, con un flujo del disolvente hacia la disolución, que solo se contrarresta si se ejerce una presión adicional que al favorecer la salida del disolvente de la disolución hacia el disolvente puro, se iguale el flujo en ambos sentidos. Esta sobrepresión adicional se denomina "**Presión Osmótica**". La naturaleza de la presión osmótica es muy compleja y es muy difícil dar una idea sencilla sobre su mecanismo, sin embargo, como ella actúa tendiendo a diluir la disolución al estar en especial contacto con el disolvente, puede relacionarse con el movimiento de las moléculas de soluto que ocupan siempre todo el volumen de la disolución, de modo análogo a cómo se comportan las moléculas de un gas. Esta analogía se pone aún más en manifiesto al observar que en disoluciones muy diluidas, la presión osmótica depende de la concentración y de la temperatura, de manera análoga a como la presión gaseosa depende también de estos factores.

Si  $P$  es la presión gaseosa y  $\pi$  la presión osmótica, se cumple:

$$P \times V = n \times R \times T, \quad \text{o bien} \quad P = \frac{n}{V} \times R \times T = c \times R \times T$$

y

$$\pi \times V = n \times R \times T, \quad \text{o bien} \quad \pi = \frac{n}{V} \times R \times T = c \times R \times T$$



#### PRESIÓN OSMÓTICA

Cuando el peso del líquido iguala a la fuerza de la ósmosis, ésta se detiene. La presión osmótica es la fuerza necesaria para contrarrestar la ósmosis.

En estas expresiones  $V$ ,  $n$ ,  $R$  y  $T$  tienen el significado conocido y,  $c$  es la concentración en moles por litro.

No obstante, la ecuación para la presión osmótica es muy aproximada y solo puede utilizarse en disoluciones muy diluidas.

Puesto que las presiones osmóticas son, en general, muy altas, de muchas atmósferas, y puede medirse con facilidad presiones osmóticas pequeñas, se dispone de un método para la determinación del peso molecular de moléculas gigantes, tal como los altos polímeros y las proteínas.

Los siguientes ejemplos muestran la forma de operar en este tipo de cálculos:

70.- Calcular la presión osmótica a  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  de una solución que contiene 25 g de urea en 700 cc de solución. ( $PM_{\text{urea}} = 60\text{ g/mol}$ )

$$\pi = \frac{n \times R \times T}{V} = \frac{\frac{25}{60} \times 0,082 \times 273}{0,7} = 13,32\text{ atm}$$

71.- Calcular la presión osmótica a  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$  de una solución que contiene 10 g de glucosa en 500 cc de solución acuosa. ( $PM = 180$ ).

$$27\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 300\text{ }^{\circ}\text{K}$$

$$\pi = \frac{n \times R \times T}{V} = \frac{\frac{10}{180} \times 0,082 \times 300}{0,500} = 2,73\text{ atm}$$

72.- Al disolver 20 g de una sustancia no electrolítica y no volátil en 400 cc de agua, se obtiene una solución cuya presión osmótica a  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$  es de 5 atm. Determine el peso molecular de la sustancia.

$$\pi = \frac{n \times R \times T}{V} \Rightarrow PM = \frac{g \times R \times T}{\pi \times V} = \frac{20 \times 0,082 \times 300}{5 \times 0,400} = 246\text{ g/mol}$$

73.- Una solución tiene una  $\delta = 1,2$  y una concentración de 30 % p/p. Su presión osmótica es 20 atm a 0 °C. Calcule el PM del soluto disuelto.

---

1 cc pesa 1,2 g, luego 1000 cc pesan 1200 g

100 g de solución — 30 g

1200 g de solución — X      X = 360 g/ lt

$$PM = \frac{g \times R \times T}{\pi \times V} = \frac{360 \times 0,082 \times 273}{20 \times 1} = 402,94 \text{ g/mol}$$

74.- ¿Cuántos gramos de glucosa por litro debe contener una solución para que sea isotónica con una solución de urea al 2 % p/v? (PM<sub>Urea</sub> = 60; PM<sub>Glucosa</sub> = 180)

---

100 cc de solución — 2 g soluto

1000 cc de solución — X      X = 20 g

60 g — 1 mol

20 g — X      X = 0,333 moles

Las soluciones isotónicas tienen el mismo número de moles por litro:

1 mol — 180 g

0,333 moles — X      X = 60 g

### ACTIVIDAD

a.- Una solución de sacarosa tiene una densidad de 1,017 y una concentración del 5 %. Supresión osmótica a 30 °C es igual a 3,69 atm. Calcule el PM de la sacarosa.

**R: 342 g**

b.- ¿En qué volumen de solución hay que disolver 20 g de peróxido de hidrógeno para que su presión osmótica a 0 °C sea 131,7 atm? (PM = 34)

**R: 100 cc**

c.- Calcular la presión osmótica de una solución de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> al 20 % a 15 °C?

**R: 131,6 atm**

d.- Una solución tiene una densidad de 1,2 y una concentración del 30 %. El PM del soluto disuelto es 403,2 g/mol. Calcule su presión osmótica a 27 °C.

**R: 21,9 atm**

e.- ¿Cuántos gramos de sacarosa por 100 cc de solución deberá contener una disolución para que sea isotónica con una solución de urea que contiene 20 g/lit de solución?

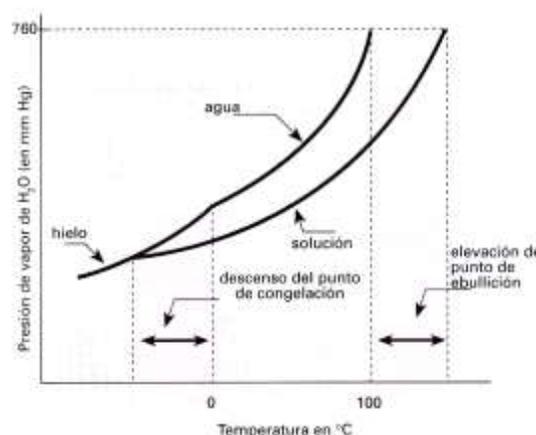
**R: 0,00048 g**

f.- ¿Cuántos gramos de urea hay que disolver en 250 cc de solución para que la presión osmótica de la disolución a 30 °C sea 377,7 mm Hg?

**R: 0,27 g**

## 9.- Propiedades Coligativas de los Electrolitos

Los electrolitos, al disolverse en agua se disocian en iones, bien por ser compuestos iónicos o electrovalentes (bases y sales en general) o bien por formarse previamente los iones al



reaccionar el compuesto con el agua (caso de los ácidos en que el hidrógeno sustituible está unido por enlace covalente, pero que al disolverse, el protón correspondiente salta a una molécula de agua para originar el ión hidronio,  $\text{H}_3\text{O}^+$  y el anión) y por lo tanto, el número de partículas por mol será el doble, el triple, etc., según el número de iones que origine la molécula al disociarse. De aquí se deduce que el aumento o descenso de la propiedad coligativa de la solución, con respecto al disolvente puro, debe ser el doble, triple, etc. De esta manera, una disolución formada al disolver 1 peso fórmula gramo de cloruro sódico en 1000 gramos de agua, contendrá 1 mol de iones de sodio y 1 mol de iones cloruro y al ser 2 molal respecto a estos iones, debería congelar a  $2 \times 1,86 = - 3,72$  °C. En la práctica, el valor encontrado es algo menor, y se explica esta conducta diciendo que al disolverse un electrolito en agua su ionización no es total, sino parcial y reversible, existiendo un equilibrio entre los iones y las moléculas no disociadas (teoría de Arrhenius) aunque también puede decirse que las fuerzas electrostáticas entre los iones, disminuyen la actividad de cada ión respecto a la que tendría una partícula neutra y, en consecuencia, el valor de cada propiedad coligativa no es tan elevado.

Como la ionización no es total sino parcial, el número de moléculas disociadas por cada ciento se denomina grado de ionización y se representa por la letra griega alfa, " $\alpha$ ".

El valor de  $\alpha$  se calcula por la fórmula:

$$i = 1 + \alpha (n - 1) \quad \alpha = \frac{i - 1}{n - 1} \quad \left\{ \begin{array}{l} i = \text{número de partículas por molécula} \\ n = \text{número de iones por moléculas} \end{array} \right.$$

75.- Calcular el punto de congelación de una solución 0,05 molal de KCl si su grado de disociación es 86 %

---


$$\Delta_t = m \times K_c = 0,05 \times 1,86 = 0,093 \text{ °C}$$



$$i = 1 + \alpha (n - 1) = 1 + 0,86 (2 - 1) = 1,86 \cong 1,9$$

$$0,093 \text{ } ^\circ\text{C} \times 1,9 = 0 \text{ } ^\circ\text{C} - 0,1767 \text{ } ^\circ\text{C} = -0,1767 \text{ } ^\circ\text{C}$$

76.- Calcule el punto de ebullición y el punto de congelación de una solución de HCl que contiene 0,9125 g de HCl en 50 g de agua, sabiendo que le corresponde un grado de disociación del 98 %. (PM<sub>HCl</sub> = 36,5 g/mol)

---



$$i = 1 + \alpha (n - 1) \Rightarrow 1 + 0,98(2 - 1) = 1,98$$

$$PM = \frac{1000 \times Sto \times K_e}{Ste \times \Delta_t} = \Delta_t = \frac{1000 \times 0,9125 \times 0,52}{50 \times 36,5} = 0,26 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$0,26 \text{ } ^\circ\text{C} \times 1,98 = 0,51 \text{ } ^\circ\text{C} + 100 \text{ } ^\circ\text{C} = 100,51 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Punto de congelación:

$$\Delta_c = \frac{1000 \times Sto \times K_c}{Ste \times PM} = \frac{1000 \times 0,9125 \times 1,86}{50 \times 36,5} = 0,93$$

$$0,93 \text{ } ^\circ\text{C} \times 1,98 = 1,84 \text{ } ^\circ\text{C}; \quad 0 \text{ } ^\circ\text{C} - 1,84 \text{ } ^\circ\text{C} = -1,84 \text{ } ^\circ\text{C}$$

77.- ¿Cuántos gramos de cloruro de cinc (ZnCl<sub>2</sub>) hay que disolver en 500 g de agua para que dicha solución hierva a 100,52 °C, sabiendo que el grado de disociación es 50 %. (PM = 136)

---



$$i = 1 + \alpha (n - 1) = 1 + 0,50 (3 - 1) = 1 + 1 = 2$$

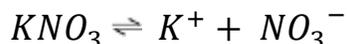
$$\text{valor calculado} = \frac{\text{valor observado}}{i} = \frac{0,52 \text{ } ^\circ\text{C}}{2} = 0,26 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$PM = \frac{1000 \times Sto \times K_e}{Ste \times \Delta_t} = Sto = \frac{PM \times Ste \times \Delta_e}{1000 \times K_e} = \frac{136 \times 500 \times 0,26}{1000 \times 0,52}$$

$$= 34 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

78.- Al disolver 7,3 g de  $KNO_3$  en 300 g de agua se obtiene una solución cuyo punto de congelación es  $-0,78\text{ }^\circ\text{C}$ . Calcular el grado de disociación. (PM = 101)

---



a.- Se calcula el punto de congelación de la solución como si fuese no electrolito:

$$\Delta_t = \frac{1000 \times Sto \times K_c}{Ste \times PM} = \frac{1000 \times 7,3 \times 1,86}{300 \times 101} = 0,44\text{ }^\circ\text{C}$$

b.- Se calcula el valor de  $i$ :

$$i = \frac{0,78\text{ }^\circ\text{C}}{0,44\text{ }^\circ\text{C}} = 1,77$$

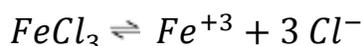
c.- Se calcula el valor de  $\alpha$ :

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1} = \frac{1,77 - 1}{2 - 1} = 0,77$$

$$\alpha = 77\%$$

79.- ¿En cuántos gramos de agua hay que disolver 10 gramos de  $FeCl_3$  para que la solución congele a  $-1,2\text{ }^\circ\text{C}$ , sabiendo que  $\alpha = 60\%$ ?

---



$$i = 1 + \alpha (n - 1) = 1 + 0,60 \times (4 - 1) = 2,8$$

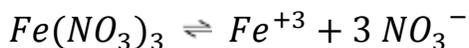
$$i = \frac{\text{valor observado}}{\text{valor calculado}} \Rightarrow \text{valor calculado} = \frac{\text{valor observado}}{i} \Rightarrow$$

$$\text{valor calculado} = \frac{1,2\text{ }^\circ\text{C}}{2,8} = 0,42\text{ }^\circ\text{C}$$

$$Ste = \frac{1000 \times Sto \times K_c}{PM \times \Delta_t} = \frac{1000 \times 10 \times 1,86}{162,3 \times 0,42} = 272,8\text{ g}$$

80.- Calcular la presión osmótica a 27 °C, de una solución de Fe (NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> que contiene 5 g de nitrato disueltos en 2 litros de solución, sabiendo que  $\alpha = 85 \%$  (PM = 141,8)

---



$$i = 1 + \alpha (n - 1) = 1 + 0,85 (4 - 1) = 3,55$$

$$\pi = \frac{n \times R \times T}{V} = \frac{5}{141,8} \times 0,082 \times 300 = 0,43 \text{ atm} \times 3,55 = 1,54 \text{ atm}$$

81.- Al disolver 0,5 g de Ca (OH)<sub>2</sub> en 300 cc de solución, se observó que la presión osmótica de dicha solución a 20 °C es de 1,52 atm. Si  $\alpha = 90 \%$ , ¿cuál será el PM del soluto?

---



$$i = 1 + \alpha (n - 1) = 1 + 0,90 \times (3 - 1) = 2,8$$

$$\text{valor calculado} = \frac{\text{valor observado}}{i} \Rightarrow i = \frac{1,52 \text{ atm}}{2,8} = 0,54 \text{ atm}$$

$$PM = \frac{g \times R \times T}{\pi \times V} = \frac{0,5 \times 0,082 \times 293}{0,54 \times 0,300} = 74,15 \text{ g/mol}$$

### ACTIVIDAD

a.- 10,2 g de ZnCl<sub>2</sub> se disuelven en 150 g de agua. Si el grado de disociación del cloruro de cinc es del 50 %, calcule el punto de congelación de la disolución.

**R: - 1,85 °C**

b.- Calcule el punto de congelación y el punto de ebullición de una solución de Ca (OH)<sub>2</sub> que contiene 1,5 g de hidróxido en 900 g de agua, sabiendo que  $\alpha = 90 \%$ .

**R: - 0,12 °C**

**100,03 °C**

c.- ¿Cuántos gramos de  $\text{NaNO}_3$  hay que disolver en 500 gramos de agua para que dicha solución hierva a  $100,25^\circ\text{C}$ , sabiendo que  $\alpha = 72\%$ ?

**R: 12 g**

d.- Al disolver 4,9 gramos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en 500 gramos de agua, se obtiene una solución cuyo punto de ebullición es  $100,12^\circ\text{C}$ . Calcular el grado de disociación.

**R: 65,00 %**

e.- ¿En cuántos gramos de agua hay que disolver 30,6 gramos de  $\text{NaCl}$  para obtener una solución que congele a  $-0,82^\circ\text{C}$  si el grado de disociación es del 68%?

**R: 2044,4 g**

f.- Calcular la presión osmótica a  $18^\circ\text{C}$  de una solución de  $\text{NaCl}$  que contiene 5 g de cloruro en 200 cc de solución si el grado de disociación es del 83 %?

**R: 18,77 atm**

g.- Una solución normal de ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ ,  $\delta = 1,017$ , congela a  $-3,53^\circ\text{C}$ . Calcular el grado de disociación de dicha solución.

**R: 87 %**

h.- Calcular la presión osmótica a  $37^\circ\text{C}$  de la solución anterior.

**R: 46 atm**

i.- Una solución acuosa de nitrato de plata que posee una concentración del 2 % hierve a  $100,097^\circ\text{C}$ . Si  $\alpha = 56,7\%$ . Calcule su peso molecular.

**R: 171,43 g/mol**

## Bibliografía

- .- “**630 Problemas de Química General**”: Irazabal A., Medina L. y Clavel R; (1971).Caracas, Venezuela.
- .- “**Química Analítica Cuantitativa Vol. 1**”: H.A. Flaschka, A.J. Barnard, Jr y P. E. Sturrock”:Compañía Editorial Continental S.A.; (1973). México.
- .- “**Problemas de Química**”: M.J. Sienko. Editorial Reverté S.A (1972). Madrid, España.
- .- “**Problemas de Química General**”: J. Ibars. Editorial Marín S.A. (1974). Barcelona, España.
- .- <http://www.udbquim.frba.utn.edu.ar/material/DISOLUCIONES.htm>
- .- <http://www.monografias.com/trabajos11/modisol/modisol.shtml>
- .- <http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-05.html>