

Disoluciones

Contenido

1	ESTADOS DE LA MATERIA.....	2
2	PRESENTACIÓN DE LA MATERIA	2
3	DISOLUCIONES	2
4	CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN	3
5	UNIDADES FÍSICAS DE LA CONCENTRACIÓN.....	3
5.1	PORCENTAJE EN MASA	3
5.2	PORCENTAJE EN VOLUMEN.....	3
5.3	CONCENTRACIÓN EN MASA G/L.....	3
5.4	DENSIDAD DE UNA DISOLUCIÓN G/L.	3
6	UNIDADES QUÍMICAS DE LA CONCENTRACIÓN.....	6
6.1	CONCENTRACIÓN MOLAR, M (MOL/LITRO).....	6
6.2	CONCENTRACIÓN MOLAL O MOLALIDAD, M (MOL/KG).....	6
6.3	FACCIÓN MOLAR XS.....	6
7	PROPIEDADES COLIGATIVAS	11
7.1	PRESIÓN DE VAPOR.....	11
7.2	PUNTO DE EBULLICIÓN Y CONGELACIÓN	11
7.3	OSMOSIS	11

1 Estados de la materia

La materia independiente de su estado está formado por partículas muy pequeñas que están en continuo movimiento.

Estado sólido : Las partículas tienen un pequeño movimiento de vibración

Estado Líquido: Las partículas tienen mayor movimiento de vibración que en los sólidos

Estado gaseoso: Las partículas se mueven con total libertad.

2 Presentación de la materia

Mezclas: Están compuestas por varias sustancias puras. Los componentes se pueden separar por procedimientos físicos (mezcla de agua y aceite se puede separar por decantación)

Mezclas heterogéneas: Se distingue los componentes a simple vista (agua y arena)

Mezclas homogéneas: No se pueden distinguir los componentes a simple vista (agua con sal)

Una disolución es una mezcla homogénea a nivel molecular o iónico de dos o más sustancias puras que no reaccionan entre sí.

Sustancia pura: Sustancia homogénea que no puede cambiar de estado ni dividirse en otras sustancias, salvo por una reacción química. "los elementos químicos son sustancias puras"

Sustancias simples: sustancias puras formadas por átomos de un mismo elemento (H,S,P..)

Compuestos: sustancias puras formadas por elementos distintos. Se pueden descomponer en elementos simples mediante reacciones químicas (H₂O)

3 Disoluciones

Disoluciones son mezclas homogéneas de forma que cualquier muestra que tomemos tiene la misma composición y propiedades.

Los elementos que intervienen en una Disolución son:

Disolvente: es el componente que está presente en mayor cantidad o que determina el estado de la materia en que existe la disolución.(estado sólido, líquido o gaseoso)

Soluto: Componente o componentes) que intervienen en menor proporción.

Tipos de disoluciones

	Soluto	Disolvente	Ejemplos
Disoluciones gaseosas {	Gas	Gas	Aire (mezcla de gases)
	Líquido	Gas	Con gotas presentes es un sistema coloidal
	Sólido	Gas	Con partículas presentes es un sistema coloidal
Disoluciones líquidas {	Gas	Líquido	Gaseosa, ácido clorhídrico, amoníaco en agua
	Líquido	Líquido	Alcohol en agua, gasolina
	Sólido	Líquido	Sal en agua
Disoluciones sólidas {	Gas	Sólido	Aleación de hidrógeno en paladio
	Líquido	Sólido	Benceno en caucho
	Sólido	Sólido	Aleaciones metálicas

4 Concentración de una disolución

En química, la concentración de una solución es la proporción o relación que hay entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución o, a veces, de disolvente, donde el soluto es la sustancia que se disuelve, el solvente es la sustancia que disuelve al soluto. A menor proporción de soluto disuelto en el solvente, menos concentrada está la solución, y a mayor proporción más concentrada está.

5 Unidades físicas de la concentración

Las unidades físicas de concentración están expresadas en % en función de peso o el volumen

5.1 Porcentaje en masa

La masa de la disolución = masa de soluto + masa de disolvente

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute (g, kg. .)}}{\text{Masa de Disolucion (g, kg. .)}} * 100;$$

5.2 Porcentaje en Volumen

El volumen de la disolución = Volumen de soluto + Volumen de disolvente

$$\% = \frac{\text{Volumena de Solute (l, ml. .)}}{\text{Volumen de Disolucion (l, ml ...)}} * 100;$$

5.3 Concentración en masa g/l

$$\text{Concentracion en masa} = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Volumen de Disolucion}};$$

5.4 Densidad de una disolución g/l..

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa de soluto + masa de disolvente}}{\text{Volumen de Disolucion}}$$

1. Ejercicio

Los especialistas en nutrición recomiendan que tomemos 0,8 g de calcio al día. Suponiendo que solo tomamos calcio en la leche, ¿qué cantidad de leche deberíamos beber diariamente para llegar a la cantidad recomendada? Dato: la leche tiene, por término medio, un 0,12% de calcio.

Solución

Porcentaje en masa (g, kg..)

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Masa de Disolucion}} * 100; 0,12 = \frac{0,8g}{x \text{ (gramos de leche)}} * 100;$$

$$x = \frac{0,8 * 100}{0,12} = 666,67 \text{ gr de leche al dia}$$

2. Ejercicio

Nos preparamos un refresco poniendo en un vaso grande: 4 g de café soluble descafeinado, 20 g de azúcar y agua fría hasta completar 200 mL. Calcula la concentración en masa de las sustancias que forman este refresco.

Solución

$$\text{Concentración en masa} = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Volumen de Disolución}};$$

$$\text{café} = \frac{4\text{g}}{0,2\text{l}} = 20 \frac{\text{g}}{\text{l}}; \text{azúcar} = \frac{20\text{g}}{0,2\text{l}} = 100 \frac{\text{g}}{\text{l}};$$

3. Ejercicio

Disolvemos 45 gramos de amoníaco NH_3 en 500 gramos de agua. Calcula el porcentaje en masa de la disolución.

Solución

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

Porcentaje en masa (g, kg..)

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Masa de Disolución}} * 100; \% = \frac{45\text{g}}{545\text{g de disolución}} * 100 = 8,26\%$$

4. Ejercicio

Queremos preparar 250 cm^3 de disolución de sal en agua, con una concentración de 5 g/l. ¿Qué cantidad de sal debemos disolver en agua?

Solución

$$\text{Concentración en masa} = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Volumen de Disolución}};$$

$$\text{Si he de expresarlo en } \frac{\text{g}}{\text{l}} \Rightarrow 250\text{cm}^3 = 0,250\text{dm}^3 = 0,250 \text{ l};$$

$$5 \frac{\text{g}}{\text{l}} (\text{de la disolución}) = \frac{x \text{ g de sal}}{0,250 \text{ l}}; x = 5 \frac{\text{g}}{\text{l}} * 0,250 \text{ l} = 1,25 \text{ g de sal};$$

5. Ejercicio

La leche tiene una densidad de 1,03 g/cm^3 y 2,9 g de proteínas en 100 mL. Expresa la concentración de proteínas en g/L y en tanto por ciento en masa

Solución

$$\text{ml} = \text{cm}^3; 100\text{cm}^3 = 0,1 \text{ litro}$$

$$\text{densidad de la leche} = \frac{M}{V} = \frac{M \text{ de la leche}}{V \text{ de la leche}}; 1,03 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = \frac{x \text{ g}}{100 \text{ cm}^3};$$

$$x = 1,03 * 100 = 103 \text{ gr};$$

$$\text{Concentración en masa} = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Volumen de Disolución}} = \frac{2,9 \text{ g}}{0,1\text{l}} = 29 \frac{\text{g}}{\text{l}};$$

% en masa

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Masa de Disolución}} * 100; \% = \frac{2,9 \text{ g}}{103 \text{ g}} * 100 = 2,82\%;$$

6. Ejercicio

En 200 ml de una disolución acuosa hay 12,0 g de sal y la densidad de dicha disolución es de 1,2 g/ml, ¿cuál es la concentración de ésta en g/L y en tanto por ciento en masa ?

Solución

$$\text{densidad de la concentración} = \frac{M}{V}; 1,2 \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{x \text{ g}}{200 \text{ cm}^3}; x = 240 \text{ g de disolución}$$

$$\text{Concentración en masa} = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Volumen de Disolucion}} = \frac{12 \text{ g}}{0,200 \text{ l}} = 60 \frac{\text{g}}{\text{l}};$$

% en masa

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Masa de Disolucion}} * 100; \% = \frac{12 \text{ g}}{240 \text{ g}} * 100 = 5\%;$$

7. Ejercicio

Una disolución acuosa de hidróxido de potasio tiene una riqueza del 30% en masa . Sabiendo que la densidad de la disolución es de 1,3 g/ml calcula la masa de soluto que hay en 100 ml de disolución

Solución

$$\text{Densidad de la concentración} = \frac{M}{V}; 1,3 \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{x \text{ g}}{100 \text{ ml}}; x = 130 \text{ g de disolución}$$

% en masa

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Masa de Disolucion}} * 100; \%; 30\% = \frac{x \text{ g}}{130 \text{ g}} * 100; x = \frac{30 * 130}{100} = 39 \text{ g de soluto}$$

8. Ejercicio

Se disuelven 180 g de sal en 800 g de agua. La densidad de la disolución es de 1,34 g/cm³ . Calcula la concentración de la disolución en: a) Tanto por ciento en masa b) Gramos por litro.

Solución

$$\text{Densidad} \frac{M \text{ disolucion}}{V \text{ disolucion}}; 1,34 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = \frac{180 \text{ g} + 800 \text{ g}}{x \text{ l}}; x = \frac{980}{1,34} = 731,34 \text{ cm}^3 \text{ de disolucion}$$

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Masa de Disolucion}} * 100; \%; x = \frac{180 \text{ g}}{980 \text{ g}} * 100; x = 18,37\%$$

$$\text{concentracion en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Volumen de Disolucion}} = \frac{180 \text{ g}}{0,73134 \text{ l}} = 246,12 \frac{\text{g}}{\text{l}};$$

9. Ejercicio

Para preparar un licor se añaden 200g de azúcar a un litro de aguardiente de densidad 1,05 Kg/l. la disolución resultante tiene un volumen de 1050 ml. Calcula el % de azúcar en el licor resultante, su concentración en g/l y su densidad.

Solución

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}; 1,05 \frac{\text{Kg}}{\text{l}} = \frac{\text{masa}}{1 \text{ l}}; \text{masa} = 1,05 \text{ Kg}$$

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Masa de Disolucion}} * 100; \% = \frac{0,200 \text{ g}}{1,050 \text{ g} + 0,200} * 100 = 16\%; \% \text{ en masa} = 16\%$$

$$\text{concentraci3n en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Volumen de Disolucion}} = \frac{200 \text{ g}}{1,050 \text{ l}} = 190,47 \frac{\text{g}}{\text{l}};$$

$$\text{Densidad licor resultante} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}; D = \frac{1,050 \text{ Kg} + 0,200 \text{ Kg}}{1,05 \text{ l}}; D = 1,62 \text{ Kg/l}$$

6 Unidades químicas de la concentración

Se tiene en cuenta la composición química de la sustancia disuelta

6.1 Concentración Molar, M (mol/litro)

$$\text{Concentraci3n molar de soluto} = \frac{\text{Cantidad de soluto en moles}}{\text{Volumen de disolucion en litros}};$$

6.2 Concentración molal o molalidad, m (mol/Kg)

$$\text{Concentraci3n molal (m)} = \frac{\text{Cantidad de soluto en moles}}{\text{masa de disolvente (Kg)}};$$

6.3 Facción molar Xs

$$\text{Facci3n molar Xs} = \frac{\text{Cantidad de soluto en moles}}{\text{Cantidad de disolucion en moles}};$$

La suma de las fracciones molares de todos los competentes de una disolución es 1

10. Ejercicio

Una muestra de 40 ml de disolución de hidróxido de sodio NaOH , contiene 5 gr de soluto . Calcula su molaridad.

Solución

Obtenemos de la tabla periódica la masa atómica Na=23; O = 16; H=1

$$\text{masas molecular NaOH} = 23 + 16 + 1 = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{NaOH} \begin{cases} 40\text{g} - \text{un mol} \\ 5\text{g} - x \text{ moles} \end{cases} \quad x = \frac{5}{40} = 0,125 \text{ moles}$$

$$M = \frac{0,125 \text{ moles}}{0,040 \text{ litros}} = 3,125 \frac{\text{moles}}{\text{litro}}; M = 3,125 \frac{\text{moles}}{\text{litro}};$$

11. Ejercicio

La etiqueta de un frasco de laboratorio de medio litro indica que tiene una concentración 0,8 M de ácido clorhídrico . Calcula los gramos de HCl que hay en el frasco.

Solución

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{l de disolucion}}; 0,8M = \frac{\text{moles}}{0,5l}; \text{moles} = 0,8 * 0,5 = 0,4 \text{ moles}$$

Obtenemos de la tabla periódica la masa atómica Cl=35,5; H=1

$$\text{masas molecular HCl} = 35 + 1 = 36 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{HCl} \begin{cases} 1 \text{ mol} & - & 36\text{g} \\ 0,4 \text{ moles} & - & x \text{ gramos} \end{cases} \quad x = 36 * 0,4 = 14,4 \text{ g de HCl}$$

12. Ejercicio

Disponemos de 120 gr de NaOH , calcular el volumen de disolución 0,5 M de este compuesto que se puede preparar.

Solución

Obtenemos de la tabla periódica la masa atómica Na=23; O = 16; H=1

$$\text{masas molecular NaOH} = 23 + 16 + 1 = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{NaOH} \begin{cases} 40\text{g} & - & \text{un mol} \\ 120\text{g} & - & x \text{ moles} \end{cases} \quad x = \frac{120}{40} = 3 \text{ moles}$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolucion}}; 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = \frac{3 \text{ moles}}{x \text{ litro}}; \text{Litros} = \frac{3}{0,5} = 6 \text{ litros};$$

$$\text{Litros disolucion} = 6 \text{ litros}$$

13. Ejercicio

La etiqueta de una botella de litro, de una disolución de ácido nítrico HNO₃ indica que tiene una molaridad 10 M y una densidad 1,20 gr/ml . Calcula su porcentaje en masa .

Solución

Obtenemos de la tabla periódica la masa atómica N=14; O = 16; H=1

$$\text{masas molecular HNO}_3 = 1 + 14 + 16 * 3 = 63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolucion}}; 10 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = \frac{x \text{ moles}}{1 \text{ litro}}; \text{moles} = 10 \text{ mol};$$

$$\text{HNO}_3 \begin{cases} 63\text{g} & - & \text{un mol} \\ x\text{g} & - & 10\text{moles} \end{cases} \quad x = 63 * 10 = 630\text{g de soluto}$$

$$\text{Dendidad} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}; 1,20 \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{\text{masa}}{1000\text{ml}}; \text{Masa} = 1,2 * 1000 = 1200 \text{ g de disolucion}$$

$$\% = \frac{\text{Masa de Soluta}}{\text{Masa de Disolucion}} * 100; \% = \frac{630 \text{ g}}{1200 \text{ g}} * 100 = 52,5\%;$$

14. Ejercicio

Queremos preparar 250 ml de una disolución acuosa de cloruro de potasio 1,5 M. Calcula la cantidad de soluto que necesitamos

Solución

Obtenemos de la tabla periódica la masa atómica Cl=35,5, K=39,1

$$\text{masas molecular KCl} = 35,5 + 39,1 = 74,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolucion}}; 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = \frac{x \text{ moles}}{0,250 \text{ litro}}; \text{moles} = 0,375 \text{ moles de soluto};$$

$$\text{KCl} \begin{cases} 74,6 \text{ g} - \text{un mol} \\ x \text{ g} - 0,375 \text{ moles} \end{cases} x = 74,6 * 0,375 = 27,975 \text{ g de Solutio.}$$

15. Ejercicio

¿Cuál será la concentración de una disolución que se prepara añadiendo agua a 50ml de una disolución 1,5 M de HNO₃ hasta tener un volumen de 250ml ¿

Solución

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolucion}}; 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = \frac{x \text{ moles}}{0,050 \text{ litro}}; \text{moles} = 0,075 \text{ moles de soluto};$$

Después de añadir el agua (moles de soluto son los mismos)

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolucion}}; x \frac{\text{mol}}{\text{l}} = \frac{0,075 \text{ moles}}{0,250 \text{ litro}} = 0,3 \frac{\text{m}}{\text{l}}; M = 0,3 \frac{\text{m}}{\text{l}};$$

16. Ejercicio

Calcular la molaridad de la disolución que resulta de añadir 3g de Mg(OH)₂ a 150 ml de disolución Mg(OH)₂ de M=0,5. Se supone que el volumen total no varia

Solución

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolucion}}; 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = \frac{x \text{ moles}}{0,150 \text{ litro}}; \text{moles} = 0,075 \text{ moles de soluto};$$

Si añadimos 3 g añadiremos x moles de soluto

Obtenemos de la tabla periódica la masa atómica Mg=24,3; O=16; H=1

$$\text{masas molecular Mg(OH)}_2 = 24,3 + 2(16 + 1) = 58,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Mg(OH)}_2 \begin{cases} 58,3 \text{ g} - \text{un mol} \\ 3 \text{ g} - x \text{ moles} \end{cases} x = \frac{3}{58,3} = 0,0515 \text{ moles.}$$

Moles de la concentracion final

$$M = \frac{(0,075 + 0,0515) \text{ moles de soluto}}{0,150 \text{ l volumen de disolucion}} = 0,843; M = 0,843;$$

17. Ejercicio

¿Cuál es la molaridad del ácido sulfúrico SO₄H₂ comercial del 96% de riqueza y 1,85g/ml de densidad?

Solución

Obtenemos de la tabla periódica la masa atómica S=32, O=16, H=1;

$$M(\text{SO}_4\text{H}_2) = 32 + 4 * 16 + 2 * 1 = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

96% => en 100g de producto hay 96g de SO₄H₂

$$\text{SO}_4\text{H}_2 \begin{cases} 98 \text{ g} - \text{un mol} \\ 96 \text{ g} - x \text{ moles} \end{cases} x = \frac{96}{98} = 0,98 \text{ moles.}$$

$$D = \frac{m}{V}; 1,85 \frac{g}{ml} = \frac{100g}{V}; V = \frac{100}{1,85} = 55,05ml$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolucion}}; M = \frac{0,98}{0,05505l} = 0,018; M = 17,8 \text{ moles/litro};$$

18. Ejercicio

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

Solución

Tabla periódica la masa atómica C=12; H=1; O=16

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6 * 12 + 12 * 1 + 6 * 16 = 180 \frac{g}{mol};$$

$$M(H_2O) = 2 * 1 + 16 = 18 \frac{g}{mol}; \begin{cases} 18g - \text{un mol} \\ 500g - x \text{ moles} \end{cases} x = \frac{500}{18} = 27,8 \text{ moles.}$$

$$X_{glucos} = \frac{x \text{ moles de soluto}(C_6H_{12}O_6)}{x \text{ moles de soluto}(C_6H_{12}O_6) + 27,8 \text{ moles } H_2O}; 0,2 = \frac{x}{x + 27,8}$$

$$0,2(x + 27,8) = x; 0,2x + 5,56 = x; x - 0,2x = 5,56; 0,8x = 5,56; x = \frac{5,56}{0,8} = 6,95;$$

moles de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) = 6,95 moles;

$$\begin{cases} 180g - \text{un mol} \\ xg - 6,95 \text{ moles} \end{cases} x = \frac{180g * 6,95 \text{ moles}}{1 \text{ mol}} = 1251g \text{ de glucosa}$$

19. Ejercicio

Tenemos una disolución de ácido clorhídrico (HCl) 9 molal y densidad 1,15 g/ml. Calcular su concentración en g/l, molaridad y fracción molar.

Solución

Disolución = HCL+ agua; soluto (HCL) + disolvente(H_2O)

Tabla periódica la masa atómica Cl=35,5; H=1;

$$M(HCl) = 35,5 + 1 = 36,5 \frac{g}{mol};$$

$$M(H_2O) = 2 * 1 + 16 = 18 \frac{g}{mol};$$

Partimos de una disolución de 1 litro

$$D(\text{disolucion}) = \frac{m}{v}; 1,15 \frac{g}{ml} = \frac{m}{1000ml}; m = 1,15 * 1000 = 1150g \text{ de disolución};$$

$$M(\text{molalidad}) = \frac{\text{moles de soluto}(HCl)}{\text{kg disolvente}}; 9 = \frac{\frac{xg \text{ de soluto}}{36,5 \frac{g}{mol}}}{1,150Kg \text{ disolucion} - x \text{ kg soluto}}$$

$$9 = \frac{\frac{xg}{36,5g}}{\text{mol} \left(1,15Kg - \frac{x}{1000} kg \right)}; x = 9 * 36,5 \left(1,15Kg - \frac{x}{1000} Kg \right);$$

$$x = 377,78 - 0,32815x; x + 0,32815x = 377,78; xg \text{ de soluto} = \frac{377,78}{1,328} = 284,47g$$

284,47 g de soluto

$$\text{Moles de soluto} = \frac{x \text{ g de soluto}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{284,47 \text{ g de soluto}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,79 \text{ moles de soluto}$$

$$\text{Concentración} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{l de disolución}} = \frac{284,47 \text{ g soluto}}{1 \text{ l disolución}} = 284,47 \frac{\text{g}}{\text{l}};$$

$$\text{concentración} = 284,47 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

$$M(\text{molaridad}) = \frac{7,79 \text{ moles de soluto (HCl)}}{1 \text{ l de disolución}} = 7,79 \frac{\text{moles}}{\text{l}}; M = 7,79 \frac{\text{moles}}{\text{l}};$$

$$X_{(\text{HCl})} = \frac{\text{moles de soluto (HCl)}}{\text{moles de soluto} + \text{moles disolvente}}; X_{(\text{HCl})} = \frac{7,79 \text{ moles}}{7,79 + \frac{1150 - 284,47}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}};$$

$$= \frac{7,79}{55,88}; X_{(\text{HCl})} = 0,139;$$

7 Propiedades Coligativas

En química se llaman propiedades coligativas de una disolución a aquellas propiedades que dependen únicamente del número de moléculas de soluto no volátil en relación al número de moléculas de solvente y no de su naturaleza

7.1 Presión de vapor

La presión de vapor es la presión que ejerce la fase gaseosa o vapor sobre la fase líquida en un sistema cerrado a una temperatura determinada, en la que la fase líquida y el vapor se encuentran en equilibrio dinámico

En el equilibrio el número de partículas que pasan al estado gaseoso son las mismas que pasan a la fase líquida

La disminución de presión de vapor de un líquido cuando se disuelve en él un soluto, no volátil es igual a la presión de vapor del disolvente, a esa temperatura, por la fracción molar del soluto

$$\Delta P = P_0 - P = P_0 \cdot X_s;$$

P_0 = Presión de vapor del disolvente;

P = Presión de vapor de la disolución

X_s = fracción molar del soluto;

7.2 Punto de ebullición y congelación

La elevación del punto de ebullición es el aumento del punto de ebullición de un disolvente debido a la adición de un soluto.

$$\text{Incremento del punto de ebullición } \Delta T = T - T_0 = K_e \cdot m;$$

T_0 = Temperatura de ebullición del disolvente;

T = temperatura de ebullición de la disolución

m = concentración molar del soluto;

K_e = Constante ebulloscópica (del disolvente)

La disminución del punto de fusión (Congelación) es la disminución del punto de congelación de un disolvente debido a la adición de un soluto.

$$\text{Disminución del punto de congelación } \Delta T = T_0 - T = K_c \cdot m;$$

T_0 = Temperatura de congelación del disolvente;

T = temperatura de congelación de la disolución

m = concentración molar del soluto;

K_c = Constante crioscópica (del disolvente)

7.3 Osmosis

Difusión que tiene lugar entre dos líquidos o gases capaces de mezclarse a través de un tabique o membrana semipermeable.

Membrana semipermeable es un filtro que contiene poros o agujeros de tamaño molecular. El tamaño de los poros es tan minúsculo que deja pasar las moléculas pequeñas pero no las grandes, normalmente del tamaño de micrómetros. Por ejemplo, deja pasar las moléculas de agua, que son pequeñas, pero no las de azúcar, que son más grandes.

Presión osmótica (π) es la presión que ejercen sobre el tabique semipermeable las sustancias entre las cuales se produce la ósmosis.

"el agua y las sales minerales entran en la raíz por la fuerza de succión de la planta, conocida como presión osmótica"

$$(\pi) = M * R * T;$$

π = Presion osmotica;

T = temperatura de la disolucion, en grados Kelvin

$$M = \text{Molaridad del soluto}; M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de la disolucion}};$$

$$R = \text{Constante de la ecuacion de los gases perfectos } R = 0,0821 \frac{\text{litros} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

20. Ejercicio

¿ A que temperatura podemos enfriar una mezcla de 150 g de azucar $C_{12}H_{22}O_{11}$ y 250g de agua sin que llege a congelar. ?

$$K_c = 1,86 \frac{^{\circ}C * Kg}{mol}$$

Solución

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 * 12 + 1,008 * 22 + 16 * 11 = 342,176 \frac{g}{mol};$$

$$\text{Moles en 150g de azucar} = \frac{\text{masa de azuca}}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} = \frac{150}{342,176} = 0,438 \text{ moles}$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente}(Kg)} = \frac{0,438 \text{ moles}}{0,250 kg} = 1,752 \text{ moles/Kg}$$

$$\text{Disminucion del punto de congelacion } \Delta T = T_0 - T = K_c * m;$$

$$T = T_0 - K_c * m; T = 0^{\circ} - 1,86 \frac{^{\circ}C * Kg}{mol} * 1,752 \frac{\text{moles}}{Kg} = -3,259^{\circ}C$$

21. Ejercicio

Hallar el punto de ebullicion de una mezcla de 150 g de azucar $C_{12}H_{22}O_{11}$ y 250g de agua sin que llege a congelar. ?

$$K_e = 0,51 \frac{^{\circ}C * Kg}{mol}$$

Solución

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 * 12 + 1,008 * 22 + 16 * 11 = 342,176 \frac{g}{mol};$$

$$\text{Moles en 150g de azucar} = \frac{\text{masa de azuca}}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} = \frac{150}{342,176} = 0,438 \text{ moles}$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente}(Kg)} = \frac{0,438 \text{ moles}}{0,250 kg} = 1,752 \text{ moles/Kg}$$

$$\text{Incremento del punto de ebullición } \Delta T = T - T_0 = K_e * m;$$

$$T = T_0 + K_e * m; T = 100^{\circ} + 0,51 \frac{^{\circ}C * Kg}{mol} * 1,752 \frac{\text{moles}}{Kg} = 100,89^{\circ}C$$

22. Ejercicio

Hallar la masa molar de una sustancia si al disolver 150 g de la misma en 0,250 g de agua, se obtienen una disolución que hierve a 102° C

$$K_e = 0,51 \frac{^{\circ}\text{C} * \text{Kg}}{\text{mol}}$$

Solución

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente(Kg)}} = \frac{x \text{ moles}}{0,250 \text{ kg}}$$

Incremento del punto de ebullición $\Delta T = T - T_0 = K_e * m$;

$$T = T_0 + K_e * m; 102 = 100^{\circ} + 0,51 \frac{^{\circ}\text{C} * \text{Kg}}{\text{mol}} * \frac{x}{0,250} \frac{\text{moles}}{\text{Kg}};$$

$$102 - 100 = \frac{0,51}{0,250} * x; x = \frac{2 * 0,250}{0,51} = 0,98 \text{ moles};$$

$$\text{masa molar} \left\{ \begin{array}{l} x \text{ g} - 1 \text{ mol} \\ 150 - 0,98 \text{ moles} \end{array} \right. x = \frac{150 \text{ g}}{0,98 \text{ moles}} = 153,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

23. Ejercicio

Hallar la presión osmótica de una disolución que se obtiene al disolver 150 g de glucosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ en agua hasta obtener 0,5 l de mezcla a 25°C.

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{kg}}$$

Solución

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 * 12 + 1,008 * 22 + 16 * 11 = 342,176 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$\text{Moles en 150g de azúcar} = \frac{\text{masa de azúcar}}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})} = \frac{150}{342,176} = 0,438 \text{ moles}$$

$$M = \text{Molaridad del soluto}; M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de la disolución}}; M = \frac{0,438 \text{ moles}}{0,5 \text{ l}} = 0,876;$$

$$(\pi) = M * R * T; \pi = 0,876 \frac{\text{mol}}{\text{l}} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * (25^{\circ} + 273) \text{ K} = 21,41 \text{ atm}$$

24. Ejercicio

Tenemos 100g de alcohol de una concentración del 90% y queremos obtener una mezcla de alcohol al 70%

Solución

$$\text{Concentración} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{l de disolución}};$$

$$\frac{70 \text{ g de alcohol}}{100 \text{ g de disolución}} = \frac{90 \text{ g de alcohol}}{100 \text{ g de disolución} + x \text{ gramos de agua}};$$

$$70(100 + x) = 90 * 100; 7000 + 70x = 9000; 70x = 9000 - 7000 = 2000;$$

$$x = \frac{2000}{70} = 28,57 \text{ g de agua que hemos de añadir}$$

25. Ejercicio

Juntamos en un mismo recipiente 50 ml de una disolución de sal común en agua de concentración 20 g/l, y 100 ml de otra disolución de sal común en agua de concentración 30 g/l. a) ¿Qué cantidad de sal tenemos en total?. b) ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?

Solución

$$\text{Concentración} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{l de disolución}}$$

$$\text{Disolución 1.} - 20 \frac{\text{g}}{\text{l}} = \frac{x \text{ g de soluto}}{0,050 \text{ l}}; x = 1 \text{ g de sal};$$

$$\text{Disolución 2.} - 30 \frac{\text{g}}{\text{l}} = \frac{x \text{ g de soluto}}{0,100 \text{ l}}; x = 3 \text{ g de sal};$$

a) Cantidad de sal $1\text{g} + 3\text{g} = 4\text{ g}$

$$b) \text{Concentración} = \frac{4 \text{ g de soluto}}{0,05 + 0,1 \text{ l de disolución}} = \frac{4 \text{ g de soluto}}{0,15 \text{ l de disolución}} = 26,66 \text{ g/l}$$

26. Ejercicio

Juntamos en un mismo recipiente 60 g de una disolución de sal común en agua al 40 % en peso y 100 g de disolución de sal en agua al 25 % en peso. a) ¿Qué cantidad de sal tenemos en total?. b) ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?

Solución

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute(g, kg. .)}}{\text{Masa de Disolución(g, kg. .)}} * 100$$

$$\text{Disolución 1.} - 40 \% = \frac{x \text{ g}}{60 \text{ g}} * 100; x = \frac{60 * 40}{100} = 24 \text{ g};$$

$$\text{Disolución 2.} - 25 \% = \frac{x \text{ g}}{100 \text{ g}} * 100; x = \frac{100 * 25}{100} = 25 \text{ g};$$

a) Cantidad de sal $24\text{g} + 25\text{g} = 49 \text{ g}$

$$b) \% = \frac{49}{160} * 100 = 30,63\%$$

27. Ejercicio

La etiqueta de una botella de agua indica sodio: 50,5 mg/l, Flúor 0,4mg/l; calcio 9,2mg/l. Sabiendo que la cantidad diaria recomendada es: Sodio 200mg; flúor 2 mg y calcio 800 mg

a) ¿Qué cantidad de agua deberíamos tomar para conseguir la cantidad recomendada?.

b) Indicar si esta agua es una buena fuente de calcio

Solución

$$\text{Sodio} \begin{cases} 50,5\text{mg} \rightarrow 1\text{l} \\ 200\text{mg} \rightarrow x \text{ l} \end{cases} x = \frac{200 \text{ mg}}{50,5 \text{ mg}} = 3,96 \text{ litros de agua};$$

$$\text{Fluor} \begin{cases} 0,4\text{mg} \rightarrow 1\text{l} \\ 2\text{mg} \rightarrow x \text{ l} \end{cases} x = \frac{2 \text{ mg}}{0,4 \text{ mg}} = 5 \text{ litros de agua};$$

$$\text{Calcio} \begin{cases} 9,2\text{mg} \rightarrow 1\text{l} \\ 800\text{mg} \rightarrow x \text{ l} \end{cases} x = \frac{800 \text{ mg}}{9,2 \text{ mg}} = 86,96 \text{ litros de agua};$$

El agua no es buena fuente de calcio

28. Ejercicio

Necesitamos preparar 500ml de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) 2 M. a) Calcula que cantidad de soluto necesitas. B) indica como la prepararías si disponemos de un ácido comercial del 37% en peso y densidad 1,18 g/ml.

Solución

$$M = \frac{\text{Cantidad de soluto en moles}}{\text{Volumen de disolución en litros}}; 2 M = \frac{x \text{ moles de soluto}}{0,5 l}; x = 1 \text{ mol de soluto};$$

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \left\{ \begin{array}{l} 36,5 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol} \\ x \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol} \end{array} \right. x = 36,5 \text{ g de Solute}$$

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute (g, kg...)}}{\text{Masa de Disolución (g, kg...)}} * 100; 37\% = \frac{36,5 \text{ g}}{x \text{ Masa de Disolución}} * 100;$$

$$x = \frac{36,5}{37} * 100 = 98,65 \text{ g de disolución}$$

$$D = \frac{M}{V}; 1,18 \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{98,65 \text{ g}}{V}; V = \frac{98,65}{1,18} = 83,6 \text{ ml de ácido comercial del 37\%}$$

29. Ejercicio

Necesitamos preparar 500ml de una disolución de ácido sulfúrico SO_4H_2 y agua. Calcula la concentración de la disolución resultante si se han utilizado 15ml de un ácido sulfúrico del 96% en peso y 1,85 g/ml de densidad.

Solución

$$M(\text{SO}_4\text{H}_2) = 32 + 16 * 4 + 2 * 1 = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$D = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}; 1,85 \frac{\text{g}}{\text{ml}} = \frac{x \text{ g}}{15}; x = 15 * 1,85 = 27,75 \text{ g};$$

$$\% = \frac{\text{Masa de Solute (g, kg...)}}{\text{Masa de Disolución (g, kg...)}} * 100; 96 = \frac{x \text{ g de Solute}}{27,75 \text{ g}} * 100;$$

$$x = \frac{96 * 27,75}{100} = 26,64 \text{ g de soluto } \text{SO}_4\text{H}_2;$$

$$\text{Concentración en masa} = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Volumen de Disolución}}; \text{Concentración} = \frac{26,64 \text{ g}}{0,500 \text{ l}} = 53,28;$$

30. Ejercicio

¿Cuál es la cantidad máxima de NO_3H 5 M que se necesita para preparar 250ml de disolución NO_3H 0,5M?

Solución

Para preparar 0,250l al 0,5 M necesitaremos x moles de soluto.

$$0,5 M = \frac{x \text{ moles de soluto}}{0,250 \text{ l}}; x(\text{moles de soluto}) = 0,5 * 0,250 = 0,125 \text{ mol de soluto};$$

Si tengo una disolución de 5M sustituyo los moles que necesito

$$5 M = \frac{X \text{ Cantidad de soluto en moles}}{Y \text{ Volumen de disolución en litros}}; 5 = \frac{0,125}{Y}; Y = \frac{0,125}{5} = 25 \text{ mililitros}$$

Usaré 25 ml de disolución 5M y completare con agua hasta alcanzar 0,250l

31. Ejercicio

Calcular la molaridad de la disolución que resulta de añadir 10ml de NO_3H del 67% de riqueza y 1,4 g/ml de densidad a 80 ml de NO_3H ; 0,8 M. Se supone que los volúmenes son aditivos.

Solución

1ª disolución

$$D = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}; 1,4 = \frac{x \text{ g}}{10 \text{ ml}}; x = 1,4 * 10 = 14 \text{ g}; \text{al } 67\% \text{ de riqueza } x = 67 * \frac{14}{100} = 9,38 \text{ g}$$

$$M(\text{NO}_3\text{H}) = 14 + 16 * 3 + 1 = 63 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$\begin{cases} 63 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol} \\ 9,38 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \end{cases} x = \frac{9,38 \text{ g}}{63 \text{ g}} = 0,149 \text{ moles}$$

2ª disolución

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de disolucion (l)}}; 0,8 \text{ M} = \frac{x \text{ moles de soluto}}{0,080 \text{ l}}; x = 0,8 * 0,08 = 0,064 \text{ moles}$$

Mezcla resultante

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de disolucion (l)}}; M = \frac{0,149 + 0,064 \text{ moles}}{(0,010 + 0,080) \text{ l}}; M = 2,367 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

32. Ejercicio

Tenemos una disolución de SO_4Na_2 en agua de 2M. ¿Qué cantidad de disolución tendremos que coger para asegurarnos que tenemos 500mg de Na?

Solución

$$M(\text{SO}_4\text{Na}_2) = 32 + 16 * 4 + 2 * 23 = 142 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

En 142g (1 mol de SO_4Na_2) tenemos 46 g de Na 2 moles

$$\begin{cases} \text{si en } 142 \text{ g de } \text{SO}_4\text{Na}_2 \rightarrow 46 \text{ g de Na} \\ x \text{ g de } \text{SO}_4\text{Na}_2 \rightarrow 0,500 \text{ g de Na} \end{cases} x = \frac{142 \text{ g} * 0,5 \text{ g}}{46 \text{ g}} = 1,54 \text{ g de } \text{SO}_4\text{Na}_2$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de disolucion (l)}}; 2 \text{ M} = \frac{\frac{1,54 \text{ g de } \text{SO}_4\text{Na}_2}{142 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de } \text{SO}_4\text{Na}_2}}{x \text{ l}}; 2x = \frac{1,54}{142};$$

$$x = \frac{1,54}{142 * 2} = 0,0054 \text{ l} = 5,422; \text{ Tomaremos } 5,422 \text{ ml de disolucion}$$