

ENSAYOS SOBRE EJERCICIOS RESUELTOS SOBRE LAS DISOLUCIONES QUIMICAS

Departamento de Física y Química

EJERCICIOS RESUELTOS DISOLUCIONES:

1.- Se disuelven 20 g de NaOH en 560 g de agua. Calcula a) la concentración de la disolución en % en masa y b) su molalidad.

Ar(Na) 23. Ar(O)=16. Ar(H)=1.

$$a) \% NaOH = \frac{m(g)NaOH}{m(g)disolución} \cdot 100; \% NaOH = \frac{20}{580} \cdot 100; \% NaOH = 3,45.$$

b) Primeramente calculamos los moles que son los 20 g de soluto:

$$\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g}} = \frac{X}{20 \text{ g}}; X = 0,5 \text{ moles.} \quad m = \frac{\text{moles(soluto)}}{m(\text{kg}) \text{ de disolvente}}; \quad m = \frac{0,5 \text{ moles}}{0,56 \text{ kg}} = 0,89 \text{ m;}$$

2.- ¿Qué cantidad de glucosa, $C_6H_{12}O_6$ (Mm = 180 g/mol), se necesita para preparar 100 cm³ de disolución 0,2 molar?

$$M = \frac{\text{moles(soluto)}}{V(l) \text{ de disolución}}; \text{ moles } C_6H_{12}O_6 = M \cdot V = 0,2M \cdot 0,1l; \text{ moles } C_6H_{12}O_6 = 0,02.$$

$$\frac{1 \text{ mol glu cosa}}{180 \text{ g}} = \frac{0,02 \text{ moles}}{X}; X = 36 \text{ g.}$$

3.- Se dispone de un ácido nítrico comercial concentrado al 96,73 % en peso y densidad 1,5 g/ml. ¿Cuántos ml del ácido concentrado serán necesarios para preparar 0,2 l. de disolución 1,5 M de dicho ácido? Mm (HNO_3) = 63g/mol.

Primeramente calcularemos los moles de ácido puro que necesitamos:

$$M = \frac{\text{moles(soluto)}}{V(l) \text{ de disolución}}; \text{ moles}(HNO_3) = M \cdot V = 1,5M \cdot 0,2l = 0,3.$$

Ahora calculamos la masa en g correspondiente:

$$0,3 \text{ moles} \times \frac{63 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 18,9 \text{ g de } HNO_3.$$

Como el ácido comercial del que disponemos no es puro, sino del 96,73 % necesitaremos pesar:

$$\frac{100 \text{ g del ácido comercial}}{\text{contienen } 96,73 \text{ g ácido puro}} = \frac{X}{18,9 \text{ g ácido puro}}; \quad X = 19,54 \text{ g ácido comercial.}$$

Como necesitamos averiguar el volumen en ml que hemos de coger, utilizamos la densidad del ácido comercial:

$$d(g/ml) = \frac{m(g)}{V(ml)}; \quad V(ml) = \frac{19,54 \text{ g}}{1,5 \text{ g/ml}} = 13 \text{ ml.}$$

4.- Calcula la masa de nitrato de hierro (II), $Fe(NO_3)_2$, que hay en 100 ml de disolución acuosa al 6 %. Densidad de la disolución 1,16 g/ml.



De la densidad sabemos que los 100 ml de disolución tienen de masa 116 g. Como es al 6 %, la masa de soluto existente será:

$$\frac{\text{En } 100\text{g disolución}}{\text{hay } 6\text{g Fe(NO}_3)_2} = \frac{\text{En } 116\text{g disolución}}{X}; \quad X = 6,96\text{g Fe(NO}_3)_2.$$

5.- Indica de qué modo prepararías $\frac{1}{2}$ l de disolución 0,1 M de HCl si disponemos de un HCl concentrado del 36 % y densidad 1,19 g/ml.

Calculamos la masa de HCl que necesitamos. Para ello, utilizando el concepto de molaridad, averiguamos primeramente los moles de HCl que va a tener la disolución que queremos preparar:

$$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,1\text{M} \cdot 0,5\text{l} = 0,05\text{moles}.$$

$$\text{Como } M_m(\text{HCl}) = 36,5\text{g/mol}. \text{ Los } 0,05 \text{ moles serán: } 0,05\text{moles} \cdot \frac{36,5\text{g}}{1\text{mol}} = 1,83\text{g HCl}.$$

Esa masa de HCl la tenemos que coger del HCl concentrado del que se dispone (36 % y densidad 1,19 g/ml.). Al no ser puro, sino del 36 % tendremos que coger más cantidad de gramos:

$$\frac{100\text{g del HCl concentrado}}{\text{contienen } 36\text{g HCl puro}} = \frac{X}{1,83\text{g HCl puro}}; \quad X = 5,08\text{g HCl puro}.$$

Como se trata de un líquido del que conocemos su densidad, determinamos el volumen de esos 5,08 g:

$$V = \frac{m}{\rho}; \quad V = \frac{5,08\text{g}}{1,19\text{g/ml}} = 4,27\text{ ml HCl del } 36\%.$$

Preparación: En un matraz aforado de $\frac{1}{2}$ l que contenga algo de agua destilada, se introducen 4,27 ml del HCl concentrado del 36 %, utilizando una pipeta. No absorber el ácido con la boca porque es tóxico.

Se agita con cuidado el matraz hasta que se disuelva el soluto.

Se añade agua destilada al matraz hasta alcanzar exactamente la señal de 500 ml.

6.- Se disuelven en agua 30,5 g de cloruro amónico (NH_4Cl) hasta obtener 0,5 l de disolución. Sabiendo que la densidad de la misma es 1027 kg/m^3 , calcula:

a) La concentración de la misma en porcentaje en masa.

b) La molaridad.

c) La molalidad.

d) Las fracciones molares del soluto y del disolvente.

$M_m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5\text{g/mol}$.

Primeramente $1027\text{kg/m}^3 = 1,027\text{ g/cm}^3$. Luego la masa de 1 l de disolución será de 1027 g y la de medio litro 513,8 g. De ellos 30,5 g son de soluto (cloruro amónico) y el resto 483,3 g son de agua.

$$\text{a) } \% \text{ masa } \text{NH}_4\text{Cl} = \frac{\text{masa(g) soluto}}{\text{masa(g) disolución}} \times 100 = \frac{30,5\text{g}}{513,8\text{g}} \times 100 = 5,94\%.$$

$$\text{b) } M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen(l) disolución}} = \frac{30,5\text{g} / 53,5\text{g/mol}}{0,5\text{l}} = \frac{0,57\text{moles}}{0,5\text{l}} = 1,14\text{M}.$$

$$\text{c) } m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{masa(kg) disolvente}} = \frac{0,57\text{moles}}{0,483\text{kg}} = 1,18\text{m}.$$

$$\text{d) Calculamos los moles de agua: } n(\text{H}_2\text{O}) = 483,3\text{g} \times \frac{1\text{mol}}{18\text{g}} = 26,85\text{moles}.$$

$$X_s = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{n^\circ \text{ moles totales}} = \frac{0,57}{0,57 + 26,85} = 0,02;$$

$$X_D = \frac{n^\circ \text{ moles disolvente}}{n^\circ \text{ moles totales}} = \frac{26,85}{0,57 + 26,85} = 0,98.$$

7.- Un ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,8 g/ml tiene una pureza del 90,5 %. Calcula;

- Su concentración en g/l.
 - Su molaridad.
 - El volumen necesario para preparar $\frac{1}{4}$ de litro de disolución 0,2 M.
- Mm(H₂SO₄)=98g/mol.



$$a) \text{ g/l} = \frac{\text{masa(g)ácido puro}}{\text{volumen(l)disolución}}$$

SUPONEMOS que tomamos 1 l de ácido (1000 ml) luego su masa será de 1800 g, de los cuales el 90,5 % son de ácido puro:

$$1800 \text{ g} \times \frac{90,5}{100} = 1629 \text{ g ácido puro}; \quad \text{g/l} = \frac{1629 \text{ g}}{1 \text{ l}} = 1629 \text{ g/l}.$$

$$b) M = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{V(l) \text{ disolución}};$$

Como conocemos los gramos de ácido puro que hay en 1l de disolución, únicamente tenemos que expresarlos en moles:

$$1629 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} = 16,62 \text{ moles}; \quad M = \frac{16,62 \text{ moles}}{1 \text{ l}} = 16,62 \text{ M}.$$

$$c) \frac{1}{4} \text{ de litro de disolución } 0,2 \text{ M. son: } n^\circ \text{ moles} = M.V; \quad n^\circ \text{ moles} = 0,2 \text{ M} \cdot \frac{1}{4} \text{ l} = 0,05 \text{ moles};$$

$$\text{En gramos serán: } 0,05 \text{ moles} \times \frac{98 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 4,9 \text{ g de ácido puro}.$$

$$\text{La masa de ácido sulfúrico del } 90,5 \% \text{ será: } m = 4,9 \text{ g} \times \frac{100}{90,5} = 5,4 \text{ g}.$$

$$\text{El volumen que se ha de coger del ácido será: } V = \frac{m}{\rho}; \quad V = \frac{5,4 \text{ g}}{1,8 \text{ g/cm}^3} = 3 \text{ cm}^3.$$

8.- En 40 g de agua se disuelven 5 g de ácido sulfhídrico, Mm (H₂S)=34 g/mol. La densidad de la disolución formada es 1,08 g/cm³. Calcula: a) el porcentaje en masa; b) la molalidad; c) la molaridad y d) la normalidad de la disolución.

$$a) \% \text{ masa} = \frac{\text{masa(soluto)}}{\text{masa(disolución)}} \times 100; \quad \% \text{ masa} = \frac{5}{5 + 40} \times 100 = 11,11\%;$$

$$b) m = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{n^\circ \text{ kg disolvente}}; \quad m = \frac{5 \text{ g} / 34 \text{ g/mol}}{0,04 \text{ kg}} = 3,67 \text{ m};$$

c) Para calcular la molaridad necesitamos conocer el volumen de la disolución:

$$\rho = \frac{m}{V}; \quad V = \frac{m}{\rho} = \frac{45g}{1,8g/cm^3} = 41,66 \text{ cm}^3;$$

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{V(l) \text{ disolución}} = \frac{5g/34g/mol}{0,04136l} = 3,53 \text{ M};$$

d) Para calcular la normalidad necesitamos conocer el número de equivalentes:
Como es un ácido diprótico (lleva dos hidrógenos la molécula) el Eq- gramo es la mitad del mol:

$$\text{Eq- gramo} = \frac{\text{mol}(g)}{2} = \frac{34g}{2} = 17g;$$

$$N = \frac{n^\circ \text{ equivalentes(soluto)}}{V(l) \text{ disolución}}; \quad N = \frac{5g/17g/ \text{Eq}}{0,04136l} = 7,11 \text{ N}; \quad \underline{\text{que es el doble que la molaridad.}}$$

9.-Se desea preparar 1 l de disolución de HCl 0,5 M. Para ello se dispone de las disoluciones A y B.
Calcular la M de la disolución A y el volumen necesario que hay que tomar de cada disolución para obtener la disolución deseada:

a) Para calcular la M de la disolución A, partimos de 1 l y averiguamos su masa:

$$\rho = \frac{m}{V}; \quad m = \rho.V; \quad m = 1,095g/cm^3 \cdot 1000cm^3;$$

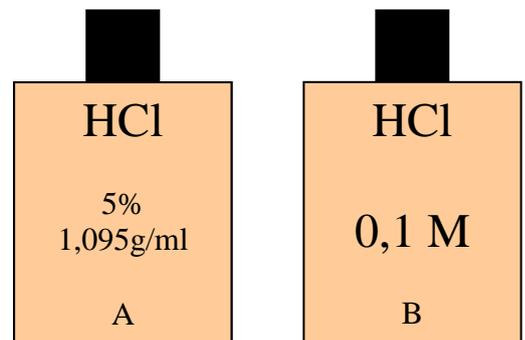
$$m = 1095g.$$

Como es del 5%, de los 1095 g que tiene de masa 1 l, su 5% serán de HCl:

$$\text{masa HCl} = 1095g \times \frac{5}{100} = 54,75 \text{ g HCl puro.}$$

La molaridad será

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{V(l) \text{ disolución}} = \frac{54,75g/36,5g/mol}{1l} = 1,5 \text{ M};$$



b) Para preparar 1 l de disolución 0,5 M mezclando volúmenes de los dos ácidos tenemos que tener presente que:

1º) Que el número de moles que habrá de cogerse entre la disolución A y la B ha de ser los que ha de tener la disolución que se va a preparar: $n^\circ \text{ moles} = V.M = 1l \cdot 0,5M = 0,5 \text{ moles.}$

2º) Que la suma de los volúmenes de las dos disoluciones ha de ser 1 l.

Al volumen que tomemos de la disolución A le llamamos V_A y al de la disolución B V_B , de manera que $V_B = 1 - V_A$
Planteamos la ecuación con los moles de manera que la suma de los que tomamos de la disolución A más los que tomamos de la disolución B sea igual a 0,5:

$$1,5.V_A + 0,1(1 - V_A) = 0,5; \quad V_A = 0,286l = 286 \text{ cm}^3. \quad V_B = 0,714l = 714 \text{ cm}^3.$$

10.- Calcula la presión de vapor de la disolución obtenida al mezclar 500 cm^3 de agua y 100 g de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, sacarosa). La P_v del agua a la temperatura de la mezcla es de 55,3 mm Hg.
 $M_m(\text{H}_2\text{O})=18g/mol.$ $M_m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})=342g/mol.$

Según la ley de Raoult, la presión de vapor de la disolución será inferior a 55,3 mm Hg.

$\Delta P = P_0 - P = X_s \cdot P_0$; Necesitamos averiguar el valor de la fracción molar del soluto:

$$X_s = \frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{n^\circ \text{ moles totales}} = \frac{100 \text{ g} / 342 \text{ g/mol}}{100 \text{ g} / 342 \text{ g/mol} + 500 \text{ g} / 18 \text{ g/mol}} = 0,01033.$$

$$\Delta P = P_0 - P = X_s \cdot P_0; \quad 55,3 \text{ mmHg} - P = 0,01033 \cdot 55,3 \text{ mmHg}; \quad P = 54,73 \text{ mmHg}.$$

11.-Calcula la masa molecular de un azúcar sabiendo que si se disuelven 87,3 g de este azúcar en medio litro de agua, la disolución se congela a $-1,8^\circ\text{C}$.

$$\rho_{\text{agua}} = 1000 \text{ Kg/m}^3 \quad K_c(\text{agua}) = 1,86^\circ \text{C.kg/mol}$$

Debemos utilizar la expresión que nos indica el descenso crioscópico que se produce en un líquido cuando con él se prepara una disolución; $\Delta t = K_c \cdot m$

$$\text{Utilizando la densidad del agua: } \rho_{\text{agua}} = 1000 \text{ Kg/m}^3 = \frac{m}{0,0005 \text{ m}^3}; \quad m = 0,5 \text{ kg}.$$

$$\Delta t = K_c \cdot m; \quad 0^\circ \text{C} - (-1,8^\circ \text{C}) = 1,86^\circ \text{C.kg/mol} \cdot \frac{n_s}{0,5 \text{ kg}}; \quad n_s = 0,484 \text{ moles azúcar};$$

Ahora establecemos una proporción con el concepto de mol:

$$\frac{0,484 \text{ moles}}{\text{son } 87,3 \text{ g}} = \frac{1 \text{ mol}}{X}; \quad X = 180 \text{ g}; \text{ luego la masa molecular del azúcar será } 180 \text{ g/mol}.$$

12.-Calcula la masa molecular de una enzima si 0,1 g de la misma disuelto en 20 ml de benceno (C_6H_6) produce una presión osmótica de 2,65 mm Hg, a 25°C . (Supón que el volumen de la disolución sigue siendo 20 ml).

Utilizando la ecuación de la presión osmótica: $\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$; calculamos el número de moles:

$$\frac{2,65 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/1atm}} \cdot 0,02 \text{ l} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{K.mol}} \cdot 298 \text{ K}; \quad n = 2,857 \cdot 10^{-6} \text{ mol}.$$

Ahora establecemos una proporción con el concepto de mol:

$$\frac{2,857 \cdot 10^{-6} \text{ moles}}{\text{son } 0,1 \text{ g}} = \frac{1 \text{ mol}}{X}; \quad X = 35.000 \text{ g}; \text{ luego la masa molecular de la enzima será } 35000 \text{ g/mol}.$$

13.- Calcula la disminución de la presión de vapor, la disminución del punto de congelación y el ascenso ebulloscópico de la disolución de la enzima del ejercicio anterior.

$$P_v \text{ del benceno a } 25^\circ \text{C} = 94,5 \text{ mmHg};$$

$$\text{densidad del benceno a } 25^\circ \text{C} = 0,88 \text{ g/cm}^3;$$

$$K_c \text{ benceno} = 5,12^\circ \text{C.kg/mol};$$

$$K_e \text{ benceno} = 2,53^\circ \text{C.kg/mol}.$$

Primeramente calculamos la masa de benceno y los moles que son:

$m = \rho.V$; $m = 0,88g/cm^3 \cdot 20cm^3 = 17,6g$; Teniendo en cuenta que la Mm del benceno son 78 g/mol:

$$17,6g \cdot \frac{1mol}{78g} = 0,226moles.$$

$$\Delta P = P_0 X_s = 94,5mmHg \cdot \frac{2,857 \cdot 10^{-6}}{2,857 \cdot 10^{-6} + 0,226} = 0,0012mmHg.$$

$$\Delta t_c = K_c \cdot m = 5,12^\circ C \cdot kg/mol \cdot \frac{2,857 \cdot 10^{-6} moles}{0,0176kg} = 0,00083^\circ C.$$

$$\Delta t_e = K_e \cdot m = 2,53^\circ C \cdot kg/mol \cdot \frac{2,857 \cdot 10^{-6} moles}{0,0176kg} = 0,00041^\circ C.$$

Enviado por:

Ing.+Lic. Yunior Andrés Castillo S.

“NO A LA CULTURA DEL SECRETO, SI A LA LIBERTAD DE INFORMACION”[®]

www.monografias.com/usuario/perfiles/ing_lic_yunior_andra_s_castillo_s/monografias

Santiago de los Caballeros,

República Dominicana,

2015.

“DIOS, JUAN PABLO DUARTE Y JUAN BOSCH – POR SIEMPRE”[®]