

## 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

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:

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

2.- ¿Qué cantidad de glucosa,  $C_6H_{12}O_6$  (Mm = 180 g/mol), se necesita para preparar 100 cm<sup>3</sup> de disolución 0,2 molar?

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

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

3.- Se dispone de un ácido nítrico comercial concentrado al 96,73 % en masa 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:

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

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

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



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:

$$\frac{\text{En 100g disolución}}{\text{hay 6g } Fe(NO_3)_2} = \frac{\text{En 116g disolución}}{X}; \quad X = 6,96g \text{ } Fe(NO_3)_2.$$

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:

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

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

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:

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

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

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

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  $1027 \text{ kg/m}^3$ , calcula:

- La concentración de la misma en porcentaje en masa.
- La molaridad.
- La molalidad.
- Las fracciones molares del soluto y del disolvente.

$$M_m(NH_4Cl) = 53,5g/mol.$$

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.

$$a) \% \text{masa } NH_4Cl = \frac{\text{masa}(g)\text{soluto}}{\text{masa}(g)\text{disolución}} \times 100 = \frac{30,5g}{513,8g} \times 100 = 5,94\%.$$

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

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

$$d) \text{Calculamos los moles de agua: } n(H_2O) = 483,3g \times \frac{1\text{mol}}{18g} = 26,85\text{moles}.$$

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

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

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

a) Su concentración en g/L

b) Su molaridad.

c) El volumen necesario para preparar ¼ de litro de disolución 0,2 M.

Mm(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)=98g/mol.

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

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:

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

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

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

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

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

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

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

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

8.- En 40 g de agua se disuelven 5 g de ácido sulfhídrico,  $M_m(\text{H}_2\text{S})=34 \text{ g/mol}$ . La densidad de la disolución formada es  $1,08 \text{ g/cm}^3$ . Calcula:

- a) el porcentaje en masa;
- b) la molalidad;
- c) la molaridad

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

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

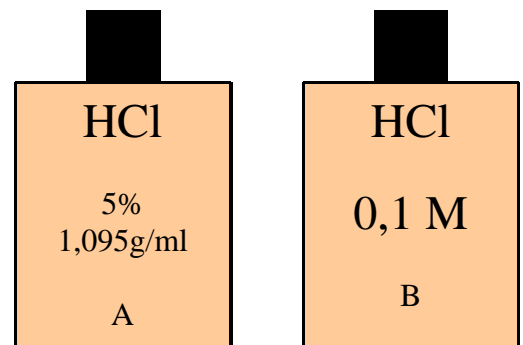
c) Para calcular la molaridad necesitamos conocer el volumen de la disolución:

$$\rho = \frac{m}{V}; \quad V = \frac{m}{\rho} = \frac{45 \text{ g}}{1,08 \text{ g/cm}^3} = 41,66 \text{ cm}^3;$$

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

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:



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

$$m = 1095 \text{ g}.$$

1 l, su 5% serán de HCl:

Como es del 5%, de los 1095 g que tiene de masa

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

La molaridad será:

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

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:

$$n^{\circ} \text{ moles} = V.M = 1 \cdot 0,5 \text{ M} = 0,5 \text{ moles.}$$

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:

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