

## EJERCICIOS RESUELTOS

1- Determina la molaridad, la molalidad y la fracción molar de soluto de una disolución formada al disolver 12 g de hidróxido de calcio,  $\text{Ca(OH)}_2$ , en 200 g de agua,  $\text{H}_2\text{O}$ , si la densidad de esta disolución es  $1050 \text{ kgm}^{-3}$ .

(Ar (Ca) = 40 u; Ar (O) = 16 u; Ar (H) = 1 u)

Soluto:  $\text{Ca(OH)}_2$  ; disolvente:  $\text{H}_2\text{O}$ .

$M(\text{Ca(OH)}_2) = 74 \text{ g.mol}^{-1}$  .

Moles de soluto:  $12 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{74 \text{ g}} = 0,162 \text{ moles de Ca(OH)}_2$

Masa total de Disolución = 12 g  $\text{Ca(OH)}_2$  + 200 g  $\text{H}_2\text{O}$  = 212 g Disolución.

Volumen de Disolución:  $1050 \text{ kgm}^{-3} = 1050 \text{ g.l}^{-1}$

$$212 \text{ g Disolución} \cdot \frac{1 \cdot \text{Disolución}}{1050 \text{ g}} = 0,202 \cdot \text{l}$$

$$\text{Molaridad: } M = \frac{\text{n.soluto}}{\text{l.Disolución}} = \frac{0,162 \text{ moles}}{0,202 \cdot \text{l}} = 0,80 \text{ M}$$

$$\text{Molalidad : } m = \frac{\text{n.soluto}}{\text{Kg.disolvente}} = \frac{0,162 \text{ moles}}{0,2 \text{ Kg}} = 0,81 \text{ m}$$

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g.mol}^{-1}$

Moles de disolvente:  $200 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 11,11 \text{ mol}$

Moles totales = 11,111 moles  $\text{H}_2\text{O}$  + 0,162 moles de soluto = 11,273 moles.

$$\text{Fracción molar de soluto: } X = \frac{\text{mol.soluto}}{\text{moles.totales}} = \frac{0,162}{11,273} = 0,014$$

2- Calcula el porcentaje en masa de cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ , en una disolución acuosa saturada a  $20^\circ\text{C}$  si su solubilidad a esta temperatura es de 36 g de  $\text{NaCl}$  por cada 100 g de agua.

Calcula la cantidad de cloruro de sodio necesaria para preparar una disolución saturada con 5 l de agua a  $20^\circ\text{C}$ .

Soluto:  $\text{NaCl}$ ; disolvente:  $\text{H}_2\text{O}$ .

$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g.mol}^{-1}$

Masa total = 36 g + 100 g = 136 g.

$$\% \text{masa.soluto} = \frac{\text{masa.soluto}}{\text{masa.total}} \cdot 100 = \frac{36 \text{ g.soluto}}{136 \text{ g.totales}} \cdot 100 = 26,47\%$$

$$5.1 \frac{1000.\text{g.agua}}{1.1} \cdot \frac{36\text{g.soluto}}{100.\text{g.agua}} = 1800.\text{g.soluto}$$

3- Calcula el número de átomos 17 g de hierro. La masa atómica del hierro es 55,8 u.

$$17\text{g} \frac{1\text{mol.átomos}}{55,8\text{g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1\text{mol.átomos}} = 1,835 \cdot 10^{23} \text{ átomos.hierro}$$

4- Un compuesto tiene la siguiente composición centesimal, 17,34 % de H y 82,66% de C, halla la formula del compuesto y su fórmula molecular sabiendo que su masa molecular es 58,12 u.

DATOS: Masas Atómicas C = 12 u; H = 1 u.

$$17,34\text{g.H} \frac{1\text{mol.átomos}}{1\text{g}} = 17,34.\text{mol.átomos.H}$$

$$82,66\text{g.C} \frac{1\text{mol.átomos}}{12\text{g}} = 6,88.\text{mol.átomos.C}$$

Relación de átomos en la fórmula empírica:

$$\frac{17,34}{6,88} = 2,5.\text{átomos.H}$$

$$\frac{6,88}{6,88} = 1.\text{átomo.C}$$

Por lo tanto por cada 2 átomos de Carbono habrá 5 de hidrógeno

Fórmula empírica C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>

M(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>) = 29 u

$$n = \frac{58,12}{29} = 2$$

Fórmula molecular: (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>2</sub> = C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>

5- Calcula la composición centesimal del ácido sulfúrico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Masas atómicas: S = 32 u; O = 16 u; H = 1 u.

Masa molecular del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98 u

$$\% \text{ S} = \frac{32}{98} \cdot 100 = 32,65\%$$

$$\% \text{ H} = \frac{2}{98} \cdot 100 = 2,04\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{64}{98} \cdot 100 = 65,31\%$$

6- Hacemos reaccionar totalmente 4 g de hidrógeno gas con 32 g de oxígeno gas y obtenemos agua. Calcula qué masa de agua conseguimos.

- a) Masa de agua obtenida.  
 b) ¿Qué masa de oxígeno reaccionará totalmente con 18 kg de hidrógeno?  
 c) Determina la masa de hidrógeno necesaria para reaccionar con 1,2 g de oxígeno y la masa de agua que se producirá.  
 d) Si disponemos de 30 g de hidrógeno y de 18 g de oxígeno, determina qué masa de agua podemos obtener e indica la masa del reactivo que sobrará.

- a) Como reaccionan totalmente ambos reactivos  
 $4 \text{ g} + 32 \text{ g} = 36 \text{ g agua}$

- b)  $18 \text{ Kg} = 18000 \text{ g de H}_2$

$$18000 \text{ g} \cdot \text{H}_2 \frac{32 \text{ g} \cdot \text{O}_2}{4 \text{ g} \text{O}_2} = 144000 \text{ g} \cdot \text{H}_2$$

c)  $1,2 \text{ g} \cdot \text{O}_2 \frac{4 \text{ g} \cdot \text{H}_2}{32 \text{ g} \text{O}_2} = 0,15 \text{ g} \cdot \text{H}_2$

Masa de agua =  $1,2 \text{ g O}_2 + 0,15 \text{ g H}_2$

- d) Calculemos la masa de hidrógeno que reacciona con 18 g de oxígeno:

$$18 \text{ g} \cdot \text{O}_2 \frac{4 \text{ g} \cdot \text{H}_2}{32 \text{ g} \text{O}_2} = 2,25 \text{ g} \cdot \text{H}_2, \text{ el resto hasta 30 g de hidrógeno no reacciona}$$

$$30 \text{ g} - 2,25 \text{ g} = 27,75 \text{ g de H}_2.$$

Masa de agua  $18 \text{ g O}_2 + 2,25 \text{ g H}_2 = 20,25 \text{ g de agua}$

7- Tenemos 700 mL de un gas a  $25^\circ\text{C}$  y 710 mm Hg de presión y los transvasamos a otro recipiente de 1 L. Determina la presión en el nuevo recipiente si aumentamos la temperatura a  $110^\circ\text{C}$

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$$

$$\frac{710 \text{ mmHg} \cdot 0,71}{298 \text{ K}} = \frac{P' \cdot 11}{383 \text{ K}}$$

$P' = 638,8 \text{ mmHg}$