

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, Ca(OH)_2 , en 200 g de agua, H_2O , si la densidad de esta disolución es 1050 kgm^{-3} .

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

Soluto: Ca(OH)_2 ; disolvente: H_2O .

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

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

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

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

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

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

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, NaCl , en una disolución acuosa saturada a 20°C si su solubilidad a esta temperatura es de 36 g de 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°C .

Soluto: NaCl ; disolvente: H_2O .

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

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

Masa total = $36 \text{ g} + 100 \text{ g} = 136 \text{ g}$.

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

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

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 C₂H₅

M(C₂H₅) = 29 u

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

Fórmula molecular: (C₂H₅)₂ = C₄H₁₀

5- Calcula la composición centesimal del ácido sulfúrico H₂SO₄

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

Masa molecular del H₂SO₄ = 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

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

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

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:

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

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

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°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°C

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

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

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