

Reacciones químicas y disoluciones

13) Sabiendo que la composición de los gases mayoritarios del aire, expresada en porcentaje en volumen, es: 78,09% N₂, 20,95% O₂, 0,93% Ar y 0,03% CO₂:

- a) Calcula la composición del aire en fracción molar y en porcentaje en masa.
 b) Si la presión parcial del N₂ es 540 mmHg, calcula la presión parcial de cada uno de los restantes gases.

$$a) \quad X_{N_2} = 0,7809 \quad 0,7809 \text{ moles } N_2 \cdot \frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 21,8700 \text{ g } N_2$$

$$X_{O_2} = 0,2095 \quad 0,2095 \text{ moles } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 6,7000 \text{ g } O_2$$

$$X_{Ar} = 0,0093 \quad 0,0093 \text{ moles } Ar \cdot \frac{39,9 \text{ g } Ar}{1 \text{ mol } Ar} = 0,3700 \text{ g } Ar$$

$$X_{CO_2} = 0,0003 \quad 0,0003 \text{ moles } CO_2 \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 0,0132 \text{ g } CO_2$$

masa total: $m = 21,8700 + 6,7000 + 0,3700 + 0,0132 = 28,9500 \text{ g}$

$$\% N_2 = \frac{21,8700}{28,9500} \cdot 100 = 75,540\% \quad \% O_2 = \frac{6,7000}{28,9500} \cdot 100 = 23,140\%$$

$$\% Ar = \frac{0,3700}{28,9500} \cdot 100 = 1,280\% \quad \% CO_2 = \frac{0,0132}{28,950} \cdot 100 = 0,046\%$$

$$b) \quad P_{N_2} = 540 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,71 \text{ atm} \quad P_{N_2} = P \cdot X_{N_2}$$

$$0,71 = P \cdot 0,7809 \quad \implies \quad P = 0,91 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = 0,91 \cdot 0,2095 \quad \implies \quad P_{O_2} = 0,19 \text{ atm}$$

$$P_{Ar} = 0,91 \cdot 0,0093 \quad \implies \quad P_{Ar} = 8,5 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

$$P_{CO_2} = 0,91 \cdot 0,0003 \quad \implies \quad P_{CO_2} = 2,7 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$$

16) Determina la composición centesimal de la sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁. ¿Qué masa de sacarosa es necesaria para tener 10 g de C?

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot 12 + 22 + 11 \cdot 16 \quad \implies \quad M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ g / mol}$$

$$\% C = \frac{12 \cdot 12}{342} \cdot 100 = 42,11\%$$

$$\% H = \frac{22}{342} \cdot 100 = 6,43\%$$

Reacciones químicas y disoluciones

$$16) \%O = \frac{11 \cdot 16}{342} \cdot 100 = 51,46\%$$

$$10 \text{ g C} \cdot \frac{342 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{144 \text{ g C}} = 23,75 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

19) Determina la fórmula molecular de un compuesto que contiene C, H y O, sabiendo que:

- En estado de vapor 2 g del compuesto recogidos sobre agua a 715 mmHg y 40° C, ocupan un volumen de 800 ml.
- Al quemar completamente 5 g de compuesto, se obtienen 11,9 g de dióxido de carbono y 6,1 g de agua.

Dato: $P_{\text{vapor H}_2\text{O}}(40^\circ\text{C}) = 55 \text{ mmHg}$



$$\left. \begin{array}{l} 11,9 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 3,25 \text{ g C} \\ 6,1 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,68 \text{ g H} \end{array} \right\} \implies 5 - 3,25 - 0,68 = 1,07 \text{ g O}$$

$$3,25 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 0,27 \text{ moles C} \qquad 1,07 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,067 \text{ moles O}$$

$$0,68 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 0,68 \text{ moles H} \qquad \text{Al dividir entre el más pequeño sale: C}_4\text{H}_{10}\text{O}.$$

Esta sería la fórmula empírica, a la que corresponde una masa molecular de 74 g/mol. Para hallar la fórmula molecular tenemos que determinar la verdadera masa molecular:

$$P(\text{C, H, O}) = 715 - 55 = 660 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,87 \text{ atm}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,87 \cdot 0,8}{0,082 \cdot 313} = 0,0027 \text{ moles} \qquad 0,027 = \frac{2}{M} \implies M = 74 \text{ g/mol}$$

Coincide con la dada anteriormente, por lo que la fórmula molecular también: C₄H₁₀O.

Reacciones químicas y disoluciones

- 23) En 1 kg de agua se disuelven 727 L medidos a 20 °C y 744 mmHg. Si la densidad de la disolución resultante es 0,882 g/mL, calcula su concentración expresada en: a) g/L; b) molalidad; c) fracción molar del soluto.

$$1 \text{ kg H}_2\text{O} + 727 \text{ L NH}_3, \text{ con } d = 882 \text{ g/L} \quad 293 \text{ K} \quad 744 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,98 \text{ atm}$$

$$\text{a) } n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,98 \cdot 727}{0,082 \cdot 293} \implies n = 29,65 \text{ moles NH}_3$$

$$\left. \begin{array}{l} 29,65 \text{ moles NH}_3 \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 504 \text{ g NH}_3 \\ 1504 \text{ g dión} \cdot \frac{1 \text{ l dión}}{882 \text{ g dión}} = 1,705 \text{ l dión} \end{array} \right\} \implies [\text{NH}_3] = \frac{504 \text{ g NH}_3}{1,705 \text{ L}} = 295,6 \text{ g/L}$$

$$\text{b) } m = \frac{29,65 \text{ moles NH}_3}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 29,65 \text{ moles/kg}$$

$$\text{c) } 1000 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 55,56 \text{ moles H}_2\text{O} \quad 55,56 + 29,65 = 85,2 \text{ moles dión}$$

$$X_{\text{NH}_3} = \frac{29,65 \text{ moles NH}_3}{85,2 \text{ moles dión}} = 0,35$$

- 25) Se dispone de una disolución acuosa de hidróxido de potasio al 26% en masa y densidad 1,25 g/cm³. Calcula el volumen de esta disolución necesario para preparar 100 mL de disolución de hidróxido potásico 0,01 M.

$$26\% \text{ KOH } d = 1250 \text{ g/L} \implies 0,1 \text{ L KOH } 0,01 \text{ M}$$

$$0,1 \text{ L dión} \cdot \frac{0,01 \text{ moles KOH}}{1 \text{ L dión}} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} \cdot \frac{100 \text{ g dión}}{26 \text{ g KOH}} \cdot \frac{1 \text{ L dión}}{1250 \text{ g dión}} = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ L dión}$$