

Seminario 4

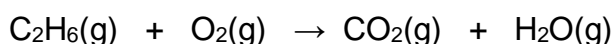
Temas:

- Cálculos estequiométricos, reactivo limitante y rendimiento de las reacciones
- Unidades de concentración
- Titulación

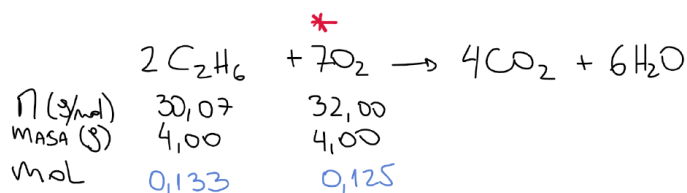
I. Cálculos estequiométricos, reactivo limitante y rendimiento de las reacciones.

1. Se tienen 4.00 g de C_2H_6 y 4.00 g de oxígeno, determine para la siguiente reacción:

Dato: M.M. (g/mol): H=1.008; C= 12.01; O=16.00



- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuál es la masa de CO_2 que se genera?
- ¿Cuál es la masa que queda del reactivo en exceso?
- Sí experimentalmente se obtienen 3.00 g de CO_2 , ¿cuál es el rendimiento de la reacción?



a) $C_2H_6 = \frac{0,133}{2} = 0,0665$ $O_2 = \frac{0,125}{7} = 0,0179$ **Reactivo Limitante**

b) $0,125 \text{ mol } O_2 \times \frac{4 \text{ mol } CO_2}{7 \text{ mol } O_2} = 0,0714 \text{ mol } CO_2 \times 44,01 \text{ g/mol} = 3,14 \text{ g } CO_2$ ✓

c) $MASA \text{ Queda} = MASA \text{ total} - MASA \text{ Reacciona}$

$MASA \text{ Reacciona: } 0,125 \text{ mol } O_2 \times \frac{2 \text{ mol } C_2H_6}{7 \text{ mol } O_2} \times 30,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,07 \text{ g } C_2H_6$

$MASA \text{ Queda} = 4,00 - 1,07 = 2,93 \text{ g de } C_2H_6$ ✓

d) $\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Experimental}}{\text{Teórico}} \times 100 \Rightarrow \frac{3,00 \text{ g}}{3,14 \text{ g}} \times 100 = 95,5\%$ ✓

II. Unidades de concentración

1. Se agregan 16.00 g de $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ (149.1 g/mol) a un recipiente para preparar una disolución de 200 mL. ¿Cuál es la concentración mol/L de una disolución y de sus respectivos iones?

$$\text{mol } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 = \frac{16,00 \text{ g}}{149,1 \text{ g/mol}} = 0,1073 \text{ mol } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$$

$$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 = \frac{0,1073 \text{ mol}}{0,200 \text{ L}} = 0,537 \text{ mol/L } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$$

$$0,537 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \times \frac{3 \text{ mol NH}_4^+}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4} = 1,61 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{NH}_4^+$$

$$0,537 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \times \frac{1 \text{ mol PO}_4^{3-}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4} = 0,537 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{PO}_4^{3-}$$

2. Calcule la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico cuya densidad es 1.198 g/mL y contiene 27.0 % m/m de H_2SO_4 (98.08 g/mol) en masa.

$$100 \text{ g} \begin{cases} \rightarrow 27,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \\ \rightarrow 73,0 \text{ g H}_2\text{O} \end{cases} \quad m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg disolvente}} = \frac{\text{mol H}_2\text{SO}_4}{\text{kg H}_2\text{O}}$$

$$\text{mol H}_2\text{SO}_4 = \frac{27,0 \text{ g}}{98,08 \text{ g/mol}} = 0,275 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \quad m = \frac{0,275 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{7,30 \times 10^{-2} \text{ kg}} = 3,77 \text{ m}$$

3. En el laboratorio se puede obtener CO_2 (44.01 g/mol) haciendo reaccionar carbonato de calcio, CaCO_3 (100.1 g/mol), con HCl (36.46 g/mol).



Si se desea obtener 166.0 g de CO_2 (g) a partir de una cantidad suficiente de CaCO_3 (s), calcule el volumen de disolución de HCl (ac) 40.00% m/m ($d = 1.198$ g/mL) que se necesitará.



$$\text{mol CO}_2 = \frac{166,0 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}} = 3,772 \text{ mol CO}_2 \quad \text{mol HCl} = 3,772 \text{ mol CO}_2 \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CO}_2} = 7,544 \text{ mol HCl}$$

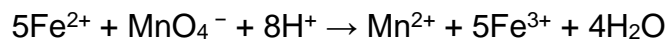
$$\text{HCl } 40,00\% \text{ m/m} \Rightarrow 100 \text{ g disolución} \begin{cases} \rightarrow 40,00 \text{ g HCl} \\ \rightarrow 60,00 \text{ g H}_2\text{O} \end{cases} \quad \text{mol HCl} = \frac{40,00 \text{ g HCl}}{36,46 \text{ g/mol}} = 1,097 \text{ mol HCl}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{d_{\text{disolución}}} = \frac{100 \text{ g}}{1,198 \text{ g/mL}} = 83,47 \text{ mL disolución}$$

$$7,544 \text{ mol HCl} \times \frac{83,47 \text{ mL disolución}}{1,097 \text{ mol HCl}} = 574 \text{ mL disolución}$$

III. Titulaciones

Se necesita un volumen de 16.42 mL de una disolución de KMnO_4 0.1327 mol/L para oxidar 20.00 mL de una disolución de FeSO_4 en medio ácido. ¿Cuál es la concentración de la disolución de FeSO_4 ? La ecuación iónica neta es:



$$\begin{aligned}
 &5\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O} \\
 \text{mol MnO}_4^- &= 0,1327 \frac{\text{mol MnO}_4^-}{\text{L}} \times 16,42 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 2,179 \times 10^{-3} \text{ mol MnO}_4^- \\
 \text{mol Fe}^{2+} &= 2,179 \times 10^{-3} \text{ mol MnO}_4^- \times \frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol MnO}_4^-} = 1,090 \times 10^{-2} \text{ mol Fe}^{2+} \\
 \frac{1,090 \times 10^{-2} \text{ mol Fe}^{2+}}{20,00 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} &= 0,5450 \frac{\text{mol Fe}^{2+}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol FeSO}_4} = \underline{0,5450 \frac{\text{mol FeSO}_4}{\text{L}}}
 \end{aligned}$$