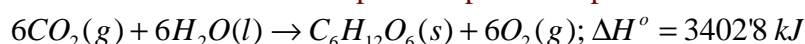


1.- El proceso de la fotosíntesis se puede representar por la ecuación



a)

$$\Delta H_R = \Sigma \Delta H_p - \Sigma \Delta H_r$$

$$\Delta H_R^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + 6\Delta H_f^\circ(\text{O}_2) - 6\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) - 6\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \Delta H_R^\circ + 6\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 6\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 6\Delta H_f^\circ(\text{O}_2) =$$

$$= 3402'8 + 6 \cdot (-285'5) + 6 \cdot (-393'5) - 0 = -671'2 \text{ kJ/mol}$$

b) 1 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ absorbe 3402'8 kJ Mr ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) = 180 g/mol

$$\left. \begin{array}{l} 180 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 3402'8 \text{ kJ} \\ 500 \text{ g} \quad \quad \quad \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 9452'22 \text{ kJ}$$

2.-

a) Reacción ajustada: $3\text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{NO}(\text{g})$

$$\Delta H_R = 2\Delta H_f^\circ[\text{HNO}_3] + \Delta H_f^\circ[\text{NO}] - 3\Delta H_f^\circ[\text{NO}_2] - \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}] = -138'65 \text{ kJ/mol}$$

b) $P \cdot V = n(\text{NO}_2)RT \rightarrow n(\text{NO}_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{3 \cdot 10}{0'082 \cdot 298} = 1'23 \text{ mol}$

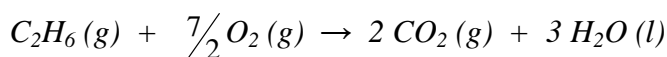
3 mol de NO_2 producen 2 mol de HNO_3

$$\left. \begin{array}{l} 3 \text{ mol } \text{NO}_2 \quad \quad 2 \text{ mol } \text{HNO}_3 \\ 1'23 \text{ mol} \quad \quad \quad x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'82 \text{ mol } \text{HNO}_3$$

$$M = \frac{n(\text{HNO}_3)}{V} = \frac{0'82}{4} = 0'205 \text{ mol/L}$$

3.-

a) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H_r = -394'0 \text{ kJ/mol}$



$$\Delta H_r = 2 \Delta H(\text{CO}_2) + 3 \Delta H(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H(\text{C}_2\text{H}_6) = -1561'3 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$\left. \begin{array}{l} 12 \text{ g } \text{C} \quad \rightarrow 394 \text{ kJ} \\ 1000 \text{ g } \text{C} \quad \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 32833'33 \text{ kJ / kg}$$

$$\left. \begin{array}{l} 30 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6 \quad \rightarrow 1561'3 \text{ kJ} \\ 1000 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6 \quad \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 52043'33 \text{ kJ / kg}$$

4 (Castilla-La Mancha, 2003).- En la combustión completa en condiciones estándar de 6 L de eteno, medidos a 25 °C y 740 mm de Hg, se desprenden 314'16 kJ, quedando el agua en estado gaseoso. Calcula:

a) La entalpía de combustión estándar del eteno.

b) La entalpía de formación del eteno, a 298 K.

c) La variación de entropía a 298 K para el proceso de combustión considerado (para los 6 L de eteno).

Datos: ΔG° para la combustión del eteno = -1314'15 kJ/mol