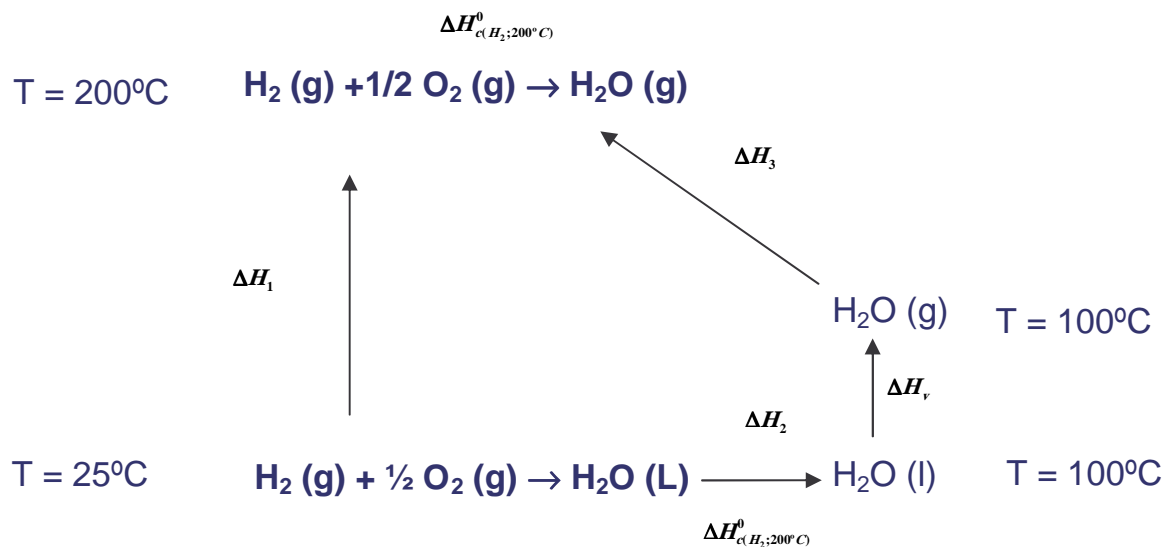




## Tema 13.- Termoquímica

### Problema 1

Calcule el calor de combustión estándar para el H<sub>2</sub> a 200°C, a partir de los siguientes datos:  $\Delta H^{\circ}_{\text{comb}}(\text{H}_2)_{25^{\circ}\text{C}} = -68320 \text{ cal mol}^{-1}$ ,  $\Delta H^{\circ}_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O})_{100^{\circ}\text{C}} = 9720 \text{ cal mol}^{-1}$ ,  $c_p(\text{H}_2) = 6,62 + 0,81 \cdot 10^{-3} T \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ,  $c_p(\text{O}_2) = 6,76 + 0,61 \cdot 10^{-3} T \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ,  $c_p(\text{H}_2\text{O})_{\text{l}} = 18 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ,  $c_p(\text{H}_2\text{O})_{\text{g}} = 8,22 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ .



Donde  $\Delta H^{\circ}_{\text{c}(\text{H}_2; 200^{\circ}\text{C})}$  y  $\Delta H^{\circ}_{\text{c}(\text{H}_2; 25^{\circ}\text{C})}$  son los cambios de entalpía estándar de combustión del hidrógeno a 200 y 25 °C respectivamente;  $\Delta H_1$ ,  $\Delta H_2$  y  $\Delta H_3$  son las variaciones de entalpía existentes en el aumento de temperatura de los reactivos de 25 a 200 °C, en el aumento de temperatura del agua líquida de 25 a 100°C, y en el aumento de temperatura del agua gas de 100 a 200°C y  $\Delta H_v$  la variación de entalpía que sufre el agua al pasar de líquido a gas (cambio de estado, entalpía de vaporización) a 100°C.

Teniendo en cuenta que la entalpía es una función de estado (Ley de Hess) podremos decir que:

$$\Delta H_{c(H_2;200^\circ C)}^0 = \Delta H_{c(H_2;25^\circ C)}^0 + \Delta H_2 + \Delta H_v + \Delta H_3 - \Delta H_1$$

$$\Delta H_2 = \int_{298}^{373} C_p(H_2O)_l \cdot dT = 18 \cdot (100 - 25) = 1350(\text{cal} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$\Delta H_v = 9720(\text{cal} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$\Delta H_3 = \int_{373}^{473} C_p(H_2O)_g \cdot dT = 8.22 \cdot (473 - 373) = 822(\text{cal} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$\begin{aligned} \Delta H_1 &= \int_{298}^{473} \left[ C_p(H_2) + \frac{1}{2} C_p(O_2) \right] \cdot dT = \int_{298}^{473} \left[ (6.62 + 0.81 \times 10^{-3} \cdot T) + \frac{1}{2} (6.76 + 0.61 \times 10^{-3} \cdot T) \right] \cdot dT \\ &= \int_{298}^{473} (6.62 + \frac{1}{2} \cdot 6.76) \cdot dT + \int_{298}^{473} (0.81 + \frac{1}{2} \cdot 0.61) \times 10^{-3} \cdot T \cdot dT = 10 \cdot (473 - 298) + 1.115 \times 10^{-3} (473^2 - 298^2) = 1900.44(\text{cal} \cdot \text{mol}^{-1}) \end{aligned}$$

$$\Delta H_{c(H_2;200^\circ C)}^0 = -68320 + 1350 + 9720 + 822 - 1900.44 = 58328 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

**-58.33 kcal/mol**