

Entalpías de enlace

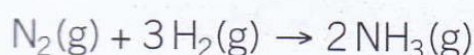
25. Datos:

$$\Delta H^0[\text{H} - \text{H}] = 436,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta H^0[\text{N} - \text{H}] = 389 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$\Delta H^0[\text{N} \equiv \text{N}] = 945 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas: $\Delta H_f^0[\text{NH}_3(\text{g})]$

— Escribimos la ecuación química ajustada:



— Determinamos la entalpía estándar de reacción mediante la siguiente expresión:

$$\Delta H_r^0 = \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}}^0 - \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces formados}}^0$$

$$\Delta H_r^0 = 1 \cdot \Delta H[\text{N} \equiv \text{N}] + 3 \cdot \Delta H[\text{H} - \text{H}] - 6 \cdot \Delta H^0[\text{N} - \text{H}];$$

$$\Delta H_r^0 = 1 \cancel{\text{mol}} \cdot 945 \text{ kJ} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} + 3 \cancel{\text{mol}} \cdot 436,4 \text{ kJ} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} - 6 \cancel{\text{mol}} \cdot 389 \text{ kJ} \cdot \cancel{\text{mol}^{-1}} = -80 \text{ kJ}$$

— La variación de entalpía de formación del amoníaco será:

$$\Delta H_f^0[\text{NH}_3(\text{g})] = \frac{\Delta H_r^0}{2 \text{ mol NH}_3(\text{g})} = \frac{-80 \text{ kJ}}{2 \text{ mol NH}_3(\text{g})}$$

$$\Delta H_f^0[\text{NH}_3(\text{g})] = -40 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— No podríamos calcular la entalpía de formación del amoníaco en estado líquido con los datos que facilita el problema, ya que deberíamos tener en cuenta la entalpía de vaporización. (Las entalpías de enlace están referidas a las sustancias en estado gaseoso).

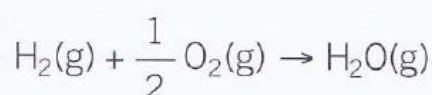
26. Datos:

$$\Delta H[\text{H} - \text{H}] = 436,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta H[\text{O} = \text{O}] = 498,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$\Delta H[\text{O} - \text{H}] = 460,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas: $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{g})]$

— Escribimos la ecuación química ajustada:



— Determinamos la entalpía estándar de reacción mediante la siguiente expresión:

$$\Delta H_r^0 = \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}}^0 - \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces formados}}^0$$

$$\Delta H_r^0 = 1 \cdot \Delta H[\text{H} - \text{H}] + \frac{1}{2} \cdot \Delta H[\text{O} = \text{O}] - 2 \cdot \Delta H^0[\text{O} - \text{H}];$$

$$\Delta H_r^0 = 1 \cancel{\text{ mol}} \cdot 436,4 \text{ kJ} \cdot \cancel{\text{ mol}^{-1}} + \frac{1}{2} \cancel{\text{ mol}} \cdot 498,7 \text{ kJ} \cdot \cancel{\text{ mol}^{-1}} -$$

$$- 2 \cancel{\text{ mol}} \cdot 460,0 \text{ kJ} \cdot \cancel{\text{ mol}^{-1}} = -234,2 \text{ kJ}$$

— La variación de entalpía de formación del agua será:

$$\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = \frac{\Delta H_r^0}{1 \text{ mol H}_2\text{O}(\text{g})} = \frac{-234,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -234,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Comparamos el valor obtenido con el que aparece en la tabla de entalpías estándar de formación del apartado 1.2 de la unidad.

El valor de la entalpía de formación del agua tabulado es de $-285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, mientras que nosotros hemos obtenido $-234,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Esta diferencia se debe a que las entalpías de enlace que nos ofrece el problema como datos son valores promedio.