

Ejercicios:

I. Calcule la entalpía del metanol a 200°C, relativa a la del metanol a 20°C a presión atmosférica.

Considere la siguiente información para el metanol:

 $T_{\text{ebullición}} : 338\text{K}$  (aproximadamente) $\Delta H_{\text{IV}}^{\circ} : 35270\text{ J/mol}$  $C_{p,l} = -300 + 2.4 \times T$  (J/mol K) (aproximado) $C_{p,g} = 30.5 - 0.3 \times T$  (J/mol K) (aproximado)

II. El benceno tiene un calor de vaporización de 30763 J/mol en su punto normal de ebullición de 353K (aproximado).

Calcule el calor de vaporización del benceno a 50°C, suponiendo que pueden despreciarse los efectos de la presión en la entalpía de fases.

Para el benceno puede considerar capacidades caloríficas promedio:

 $C_{p,l} = 136,74\text{ J mol}^{-1} / \text{K}$  $C_{p,g} = 106,06\text{ J mol}^{-1} / \text{K}$ 

$$\begin{aligned}
 \text{I. } \Delta \hat{H}(200^{\circ}\text{C}) &= \int_{293.15}^{338} C_{p,l} dT + \Delta \hat{H}_{\text{IV}}^{\circ} + \int_{338}^{473.15} C_{p,g} dT \\
 &= \int_{293.15}^{338} (-300 + 2.4T) dT + 35270 + \int_{338}^{473.15} (30.5 - 0.3 \cdot T) dT \\
 &= -300(338 - 293.15) + \frac{2.4}{2}(338^2 - 293.15^2) + 35270 + 30.5(473.15 - 338) - \frac{0.3}{2}(473.15^2 - 338^2) \\
 &= 76349.6 \text{ J/mol}
 \end{aligned}$$

$$\text{II. Benceno} \rightarrow \Delta \hat{H}_{\text{lv}}^{\circ} = 30763 \text{ J/mol a } 353\text{K} (1 \text{ atm})$$

$$\begin{aligned}
 \Delta \hat{H}_{\text{lv}}(50^{\circ}\text{C}) &= \int_{323.15}^{353} C_{p,l} dT + 30763 + \int_{353}^{323.15} C_{p,g} dT \\
 &= 30763 + \int_{323.15}^{353} 136.74 dT + \int_{353}^{323.15} 106.06 dT \\
 &= 31678.798 \text{ J/mol}
 \end{aligned}$$