



INSTITUTO POLITÉCNICO DE TOMAR
ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA

Licenciaturas em Engenharia Química e Engenharia do Ambiente

Frequência de **TERMODINÂMICA QUÍMICA** – 13 de Janeiro de 2006*

$R = 8.314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1} = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$

Duração máxima: 2H30m

1. Uma amostra de 1 mole de um gás perfeito ($C_p = 20.8 \text{ J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}$) encontra-se inicialmente a 3.25 atm e 310 K . Sofre uma expansão adiabática reversível até uma pressão final de 2.5 atm . Calcular o volume final, a temperatura e o trabalho realizado pelo gás.
2. Calcular a energia (em unidades SI), sob a forma de calor, que é necessário fornecer a 2 m^3 de propileno (C_3H_6) para o aquecer a pressão constante, de 300 a 600 K , sabendo que a capacidade calorífica molar do propileno varia com a temperatura de acordo com a equação: $C_p / \text{cal.mol}^{-1}\text{.K}^{-1} = 3.253 + 45.116 \times 10^{-3} T - 13.740 \times 10^{-6} T^2$.
3. Calcular a variação de entropia quando condensa 1 mol de vapor de água a $100 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1.013 bar ($= 1 \text{ atm}$) e, seguidamente, comprime isotermicamente a água até à pressão de 200 bar (Dica: atenção a uma das relações de Maxwell!). Dados: $\Delta H_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}, 373.15 \text{ K}) = 40.7 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $\alpha_p = 8 \times 10^{-4} \text{ K}^{-1}$; $V_m(\text{H}_2\text{O}, 373.15 \text{ K}, 1 \text{ atm}) = 18.77 \times 10^{-6} \text{ m}^3\text{.mol}^{-1}$.
4. O dióxido de azoto (NO_2) encontra-se em equilíbrio com o seu dímero à temperatura ambiente. Obtiveram-se os seguintes resultados para a pressão parcial dos dois gases a duas temperaturas:

T/K	$p(\text{NO}_2)/\text{mmHg}$	$p(\text{N}_2\text{O}_4)/\text{mmHg}$
298	46	23
305	68	30

- 4.1 Calcular, a 298 K , a constante de equilíbrio da reacção.
- 4.2. Calcular, à mesma temperatura, a energia de Gibbs, a entalpia e entropia padrão da reacção.
- 4.3. Verificar a lei de Le Chatelier.

5. Os pontos de ebulição normais do benzeno e do tolueno são, respectivamente, 80.1 °C e 110.6 °C. Ambos os líquidos obedecem relativamente bem à regra de Trouton (ΔS_{vap} à temperatura de ebulição é $85 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$).

5.1. Estimar a entalpia de vaporização de ambos os líquidos à temperatura de ebulição.

5.2. Estimar a pressão de vapor dos líquidos puros à temperatura de 120 °C

5.3. Para uma mistura dos dois líquidos (considerada ideal) estimar a pressão de vapor em equilíbrio com o líquido, àquela temperatura, quando a fracção molar do benzeno na fase líquida é 0.68

5.4. Estimar a energia de Gibbs de mistura para a mesma temperatura e composição.

*É Sexta-Feira dia 13, mas pode ser um dia de sorte!!