



**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  $3.25 \text{ atm}$  e  $310 \text{ K}$ . Sofre uma expansão adiabática reversível até uma pressão final de  $2.5 \text{ atm}$ . 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  $2 \text{ m}^3$  de propileno ( $\text{C}_3\text{H}_6$ ) para o aquecer a pressão constante, de  $300$  a  $600 \text{ K}$ , 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  $1 \text{ mol}$  de vapor de água a  $100 \text{ }^\circ\text{C}$  e  $1.013 \text{ bar}$  ( $= 1 \text{ atm}$ ) e, seguidamente, comprime isotermicamente a água até à pressão de  $200 \text{ bar}$  (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 ( $\text{NO}_2$ ) 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  $298 \text{ K}$ , 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 ( $\Delta S_{\text{vap}}$  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!!