

Universidade de São Paulo  
Instituto de Química de São Carlos  
Departamento de Físico-Química  
Disciplina: Físico-Química I (SQF0324)

Professor Responsável: Dr. Frank Nelson Crespilho

Professor Colaborador: Dr. Rodrigo M Iost

Exercícios – Lista 05

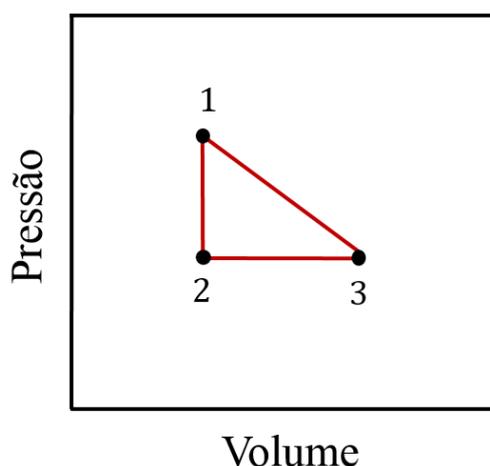
**01)** Descreva o enunciado da primeira, segunda e terceira leis da Termodinâmica. Explique o significado das equações da primeira e segunda leis.

**02)** Um mol de gás ideal passa pelos processos cíclicos da figura abaixo. Todos os processos ocorrem reversivelmente. Sendo  $C_v = 5 \text{ cal grau}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ , calcule  $Q$ ,  $W$  e  $\Delta U$  para cada processo e para o ciclo completo.

a) 4 atm, 11,2 L, 546 K

b) 2 atm, 11,2 L, 273 K

c) 2 atm, 22,4 L, 546 K



**03)** A entalpia de formação ( $\Delta H_f$ ) do hidrogênio atômico a partir do gás hidrogênio ( $H_2$ ) é  $217,97 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Calcule o valor da energia ( $\Delta U$ ) em eV (elétron-volt) necessária para dissociar a molécula de  $H_2$ . Considere para o cálculo  $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ .

Dados:

$$\Delta n = -\frac{1}{2} \text{ mols}$$

$$\Delta U = \Delta H_f + \Delta nRT$$

$$1 \text{ eV} = \frac{\text{Joules}}{1,6 \times 10^{-19} \text{ C}}$$

$$\text{Avogadro: } 6,022 \times 10^{23}$$

**04)** Mostre que  $C_p = C_v + R$ .

**05)** Mostre que:

$$\text{I) } \left( \frac{\partial G}{\partial T} \right)_P = -S$$

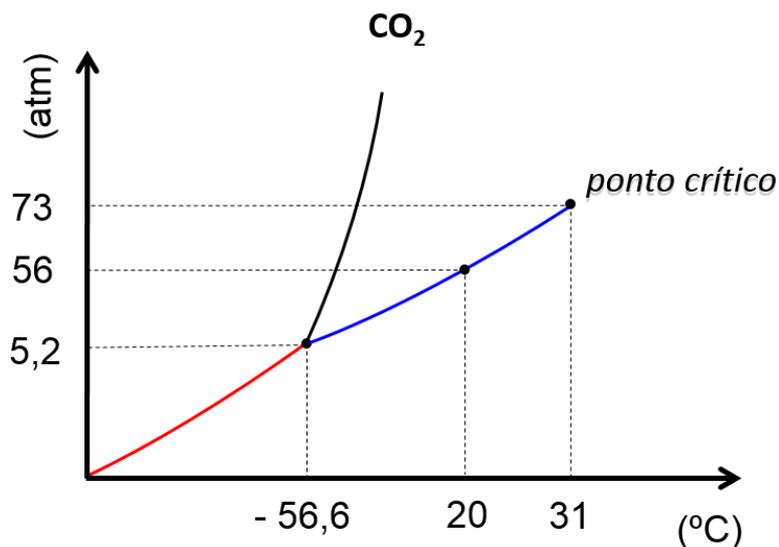
$$\text{II) } \left( \frac{\partial G}{\partial P} \right)_T = V$$

**06)** Uma das mais importantes consequências do formalismo matemático em termodinâmica está nas relações de Maxwell. Explique a importância das relações de Maxwell para mensurar as propriedades termodinâmicas tendo como base a entropia ( $S$ ).

**07)** Qual é a variação de entropia ( $\Delta S$ ) quando  $100 \text{ J}$  de energia na forma de calor ( $Q$ ) são transferidos para um frasco contendo água a  $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ ?

**08)** A partir das primeira e segunda leis da Termodinâmica, obtenha a equação fundamental da termodinâmica:  $dG = VdP - SdT$ . Obtenha a equação da relação entre a energia de Gibbs ( $G$ ) e o potencial químico ( $\mu$ ).

09) Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) abaixo e responda as perguntas de a) e b).



a) Na temperatura de -60 °C e pressão de 50 atm, qual o estado físico do CO<sub>2</sub>?

b) Um recipiente contém uma certa quantidade de CO<sub>2</sub> inicialmente na fase líquida. A pressão no recipiente é mantida constante a 56 atm. Quando o recipiente é aquecido, qual é o valor da temperatura na qual o CO<sub>2</sub> passará da fase líquida para a fase gasosa?

10) A pressão máxima de vapor de uma solução ( $P_{\text{solução}}$ ) será igual ao produto da fração molar do solvente ( $x_{\text{solvente}}$ ) e da pressão máxima de vapor do solvente puro ( $P_{\text{solvente}}$ ). Essa relação é conhecida como a Lei de Raoult e é expressa matematicamente por

$$P_{\text{solução}} = x_{\text{solvente}} \cdot P_{\text{solvente}}$$

Sabendo que a pressão de vapor da H<sub>2</sub>O pura é de 3,2 kPa na temperatura de 25 °C, qual será a pressão de vapor de uma solução (em kPa) contendo 0,40 mols de glicose e 2,0 mols de H<sub>2</sub>O?

Dados:

$$x_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{solvente}} + n_{\text{solute}}}$$