

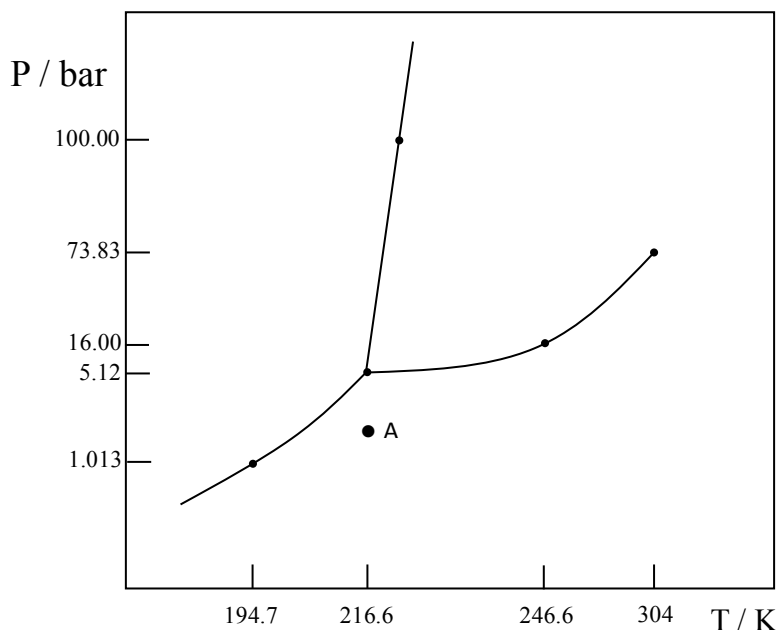


TERMODINÂMICA QUÍMICA

2º exame (perguntas 1 - 4) | 2º teste (perguntas 2 - 4)

2 de Julho de 2019

1. Considere uma mole de CO₂ gasoso a 216.6 K e 2 bar (ponto A).



1.1 Calcule o volume molar do CO₂ gasoso nestas condições.

1.2 Suponha que o sistema é aquecido até 246.6K e comprimido até 15 bar, simultânea e reversivelmente.

- Calcule o volume final do sistema. Assinale no gráfico o percurso da transformação.
- Supondo que o gás é ideal, calcule a variação de energia interna e de entalpia do processo.
- Calcule o trabalho e o calor do processo.
- Calcule a variação de entropia do sistema, da vizinhança e do universo.

$$B(\text{CO}_2) = -250 \text{ cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \quad (T = 216.6 \text{ K})$$

$$\alpha_p(\text{CO}_2) = 4.845 \times 10^{-3} \text{ K}^{-1}$$

$$\beta_T(\text{CO}_2) = 0.1672 \text{ bar}^{-1}$$

$$C_p(\text{CO}_2) = 35.65 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \quad (P = 2 \text{ bar} ; 216 \text{ K} < T < 250 \text{ K})$$

$$C_v(\text{CO}_2) = 29 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \quad (T = 246.6 \text{ K} ; 1 \text{ bar} < P < 16 \text{ bar})$$

2. Dissolveram-se 23.826 g de um sal X_nY_m de massa molar $M = 95.305 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ em 0.5 kg de água.

2.1 Sabendo que a solução começa a solidificar a 270.36 K calcule a molecularidade (n+m) do sal.

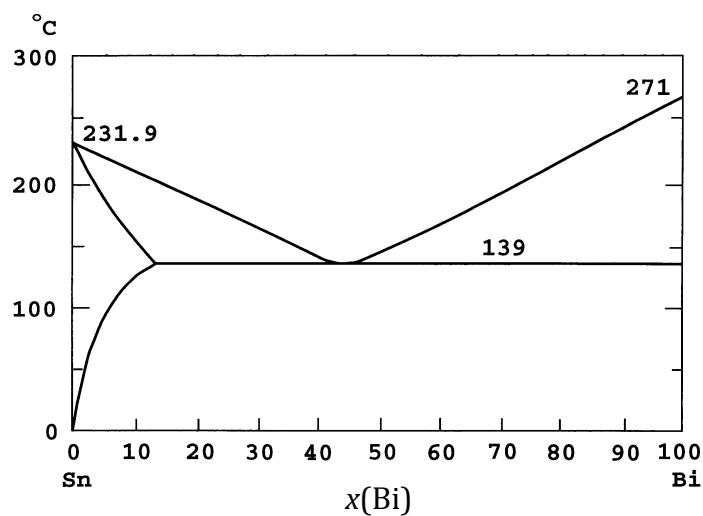
2.2 Calcule a temperatura de ebulição da solução.

2.3 Represente num diagrama potencial químico vs temperatura (μ vs T) a diminuição de T_{fus} e o aumento de T_{eb} da solução anterior.

2.4 Calcule a pressão osmótica a 298.15 K da solução anterior, diluída de 1/1000 (concentração 1000 menor). Calcule a altura da coluna de solução no osmómetro.

($\Delta H_{\text{fus}}=6.01 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{vap}}=40.656 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $g=9.8 \text{ m s}^{-2}$; $\rho(\text{solução})=1000 \text{ kgm}^{-3}$)

3. O seguinte diagrama $T-x$ (a pressão constante) descreve o equilíbrio sólido-líquido da mistura binária (Estanho + Bismuto).



3.1 Identifique as várias zonas, linhas e pontos característicos do diagrama. O Estanho e o Bismuto sólidos são miscíveis ou imiscíveis?

3.2 A que temperatura começa a solidificar a mistura líquida com $x(\text{Bi})=0.35$? Qual a composição do sólido que precipita?

3.3 Trace as curvas de arrefecimento das misturas de composição $x(\text{Bi})=0$, $x(\text{Bi})=0.44$ e $x(\text{Bi})=0.8$.

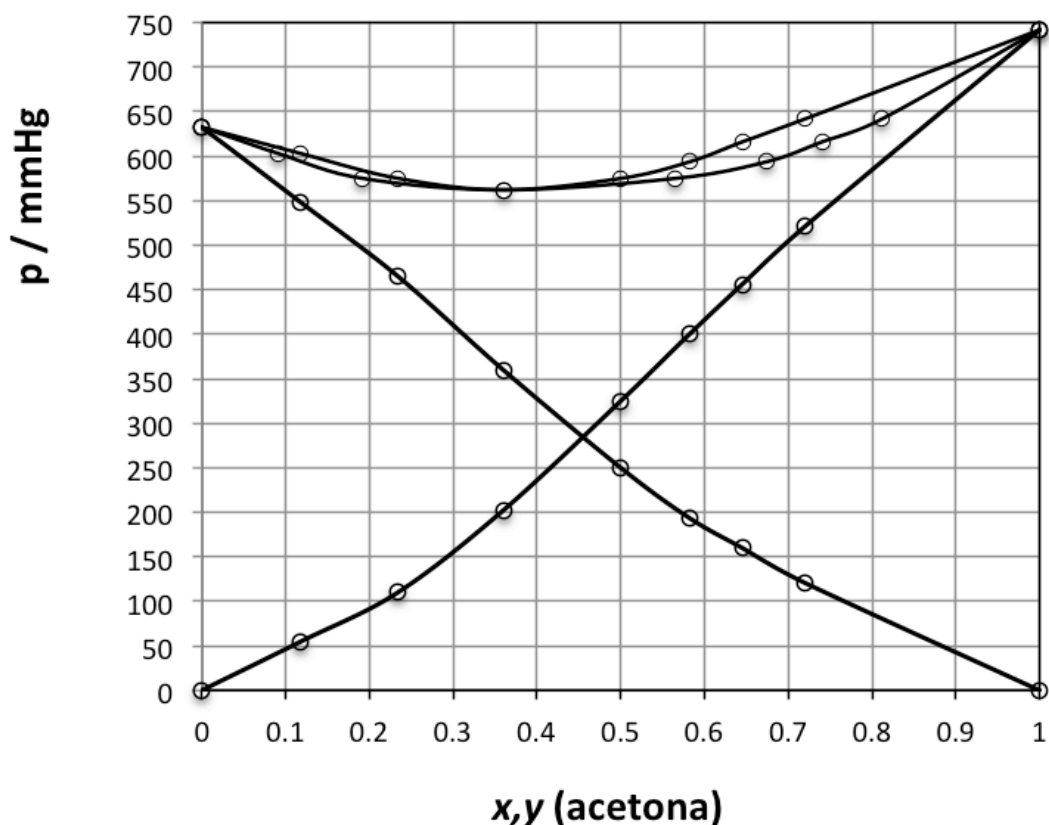
3.4 Uma mistura com 80% de Bismuto é colocada a 200°C. Quantas fases apresenta o sistema nestas condições, quais as suas composições e quantidades relativas.

3.5 Sabendo que a temperatura de fusão da mistura anterior é 220°C, e que na fase líquida a mistura se comporta como ideal, calcule ΔH_{fus} (Bismuto).

3.6 Mostre que para o equilíbrio sólido-líquido de uma mistura ideal

$$\ln x_A = \frac{\Delta_{fus} H^*}{R} \left(\frac{1}{T_{fus}^*} - \frac{1}{T_{fus}} \right)$$

4. A figura seguinte representa o diagrama de fases $p(x,y)$ da mistura (acetona + clorofórmio) a 328 K. As pressões parciais de cada componente também estão representadas. A esta temperatura as pressões de vapor da acetona e do clorofórmio são 741.8 mmHg e 632.8 mmHg, respectivamente.



4.1 Sem realizar cálculos, represente no diagrama as linhas que traduziriam o comportamento da mistura se esta fosse ideal. Calcule a pressão parcial de cada componente da mistura líquida equimolar ideal, a pressão da mistura e a composição da fase gasosa em equilíbrio.

- 4.2 Calcule a pressão real da mistura líquida equimolar e a composição da fase gasosa em equilíbrio? Assinale estes pontos no diagrama de fases.
- 4.3 Calcule os coeficientes de atividade dos dois componentes da mistura equimolar. Calcule a energia de Gibbs de excesso molar, G_m^E .
- 4.4 Assinale no diagrama as zonas em que a mistura obedece à Lei de Raoult.
- 4.5 Assinale no diagrama as zonas em que a mistura obedece à Lei de Henry. Calcule a constante de Henry da acetona.