



# Pró-Ensino De Físico-Química



# Pró-Ensino

**EXERCÍCIOS RESOLVIDOS  
MISTURAS SIMPLES**

**Físico-Química**

2024



## Exercícios resolvidos - Misturas simples

Material feito pela aluna do curso de Farmácia: Jéssica Giacomini Suprani.

1. Considere um xarope de glicose ( $C_6H_{12}O_6$ ) feito pela diluição de 60g de glicose em 200mL.

a) Qual a molaridade do xarope?

A molaridade é dada pelo quociente de número de mol do soluto e volume da solução em L, ou seja, 0,200L. Assim, primeiro vamos encontrar o número de mols de glicose.

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{60g}{(12 \times 6) + (1 \times 12) + (16 \times 6)}$$

$$n = \frac{60g}{180 g/mol}$$

$$n = 0,333 \text{ mol de glicose}$$

A molaridade é dada por:

$$[J] = \frac{n}{V}$$

$$[J] = \frac{0,333 \text{ mol}}{0,200L}$$

$$[J] = 1,6666 \text{ mol/L}$$

2. Supondo que a pressão parcial de um gás perfeito caia de 1,00 bar a 0,30 bar, quando o gás é consumido numa reação a 10°C. Qual é a variação de potencial químico da substância?

Utilizaremos a seguinte equação nos atentando às unidades:

$$\mu_j = \mu_j^0 + RT \ln \ln \frac{p_j}{p^0}$$

$$\mu_j - \mu_j^0 = RT \ln \ln \frac{p_j}{p^0}$$

$$\mu_j - \mu_j^0 = 8,314 \frac{J}{K} mol \times (10 + 273) K \times \ln \ln \frac{0,30}{1}$$

$$\mu_j - \mu_j^0 = 8,314 \frac{J}{K} mol \times 283 K \times \ln \ln 0,3$$



## Exercícios resolvidos - Misturas simples

$$\mu_j - \mu_j^0 = 2352,862 \times (-1,2039728)$$

$$\mu_j - \mu_j^0 = -2832,781 \text{ J} = -2,83278 \text{ kJ/mol}$$

Resultado indica que a diminuição da pressão favorece a reação que consome o gás, reduzindo a energia livre do sistema.

3. Uma solução ideal é formada por dois líquidos A e B. A 25 °C, as pressões de vapor dos líquidos A e B puros são 60 Torr e 80 Torr, respectivamente. Calcule a pressão total no equilíbrio com uma solução com 40% mols de A nessa temperatura.

Lembre-se que:

$$x_a + x_b = 1$$

Se temos 40% de A □ temos 0,4 de fração molar. Logo:

$$x_b = 1 - x_a$$

$$x_b = 1 - 0,4$$

$$x_b = 0,6$$

Segundo a lei de Raoult, temos:

$$P_a = x_a P_a^0 = 0,4 \cdot (60 \text{ Torr}) = 24,8 \text{ Torr}$$

$$P_b = x_b P_b^0 = 0,6 \cdot (80 \text{ Torr}) = 48 \text{ Torr}$$

A pressão de vapor total, é dada por:

$$P_T = P_a + P_b = 24,8 \text{ Torr} + 48 \text{ Torr} = 72,8 \text{ Torr}$$

4. Qual é o valor da pressão parcial de propano necessária para se dissolver 20 mg de propano em 100 g de benzeno ( $K_b = 5,70 \times 10^4 \text{ kPa}$  para a Lei de Henry)?

Primeiramente, vamos calcular o número de mols do soluto e solvente:

$$n(\text{propano}) = \frac{20 \times 10^{-3} \text{ g}}{44,097 \text{ g/mol}} = 0,000453 \text{ mol}$$

$$n(\text{benzeno}) = \frac{100 \text{ g}}{78,11 \text{ g/mol}} = 1,2802 \text{ mol}$$



## Exercícios resolvidos - Misturas simples

Agora devemos calcular a fração molar do soluto (propano):

$$x_b = \frac{0,000453}{0,000453 + 1,2802} = \frac{0,000453}{1,280653} = 0,000354$$

Aplicando a Lei de Henry:

$$P_b = x_B \cdot K_b = 0,000354 \times 5,70 \times 10^4 \text{ KPa} = 20,162 \text{ KPa}.$$

5. Uma solução aquosa 0,200 mol/Kg de um fármaco resulta em elevação do ponto de ebulição de 0,100 K. Calcule a constante ebullioscópica aproximada para o solvente.

Estamos falando nesta questão de elevação do ponto de ebulição da solução. Logo, a fórmula a ser utilizada será:

$$\Delta T_b = k_b \times b_B$$

A questão nos informa uma molalidade ( $b$ ) = 0,200 mol/Kg e um  $\Delta T_b = 0,100$  K. Note que falta apenas uma informação, assim, aplicando os valores na equação teremos:

$$0,100 = k_b \times 0,200$$

$$\frac{0,100}{0,200} = k_b$$

$$0,5 \text{ K} \cdot \text{Kg/mol} = k_b$$



## Exercícios resolvidos - Misturas simples

6. Estimar o abaixamento crioscópico da solução preparada pela dissolução de 15,0 g de sacarose em 100 g de água ( $K_f = 1,86 \text{ K kg/mol}$  e  $MM_{\text{sacarose}} = 342 \text{ g/mol}$ ).

Estamos falando nesta questão de abaixamento do ponto de congelamento da solução. Logo, a fórmula a ser utilizada será:

$$\Delta T_f = k_f \times b_B$$

Sendo o  $K_f = 1,86 \text{ K.Kg/mol}$  precisamos encontrar a molalidade da solução, que é dada pela razão entre número de mol do soluto/massa em Kg do solvente, assim vamos obter primeiramente o número de mols:

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{15 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}}$$

$$n = 0,0438 \text{ mol}$$

Agora encontraremos a molalidade, atenção à massa (Kg) de solvente.

$$b = \frac{n}{m(\text{Kg})_{\text{solvente}}}$$

$$b = \frac{0,0438 \text{ mol}}{0,100 \text{ Kg água}}$$

$$b = 0,438 \text{ mol/Kg}$$

Por fim, vamos substituir na equação:

$$\Delta T_f = 1,86 \text{ K} \cdot \frac{\text{Kg}}{\text{mol}} \times 0,438 \frac{\text{mol}}{\text{Kg}}$$



## Exercícios resolvidos - Misturas simples

$$\Delta T_f = 0,81 K$$

7. Calcule a variação do ponto de congelamento de 400 cm<sup>3</sup> de água, a qual foi adicionado 2g de cloreto de sódio (MM=58g/mol). Considere d= 1g/mL e K<sub>f</sub>= 1,86 K kg/mol.

Primeiramente, nos atentamos às unidades, o volume está em cm<sup>3</sup> = mL, ou seja, temos de volume 400mL de água que equivale à 0,400L, como consideramos d=1, temos então 400g de água = 0,400 Kg de água.

Agora, perceba que só temos a massa de cloreto de sódio, precisamos do seu número de mols adicionado, assim:

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{2g}{58g/mol}$$

$$n = 0,0344 \text{ mol de NaCl}$$

Entretanto é preciso se atentar aos solutos que se dissociam em água, como o NaCl:



Observe que a dissociação gerou dois íons, assim, o resultado deverá ser multiplicado por 2 ao final (fator i).

Aplicando na fórmula teremos:

$$\Delta T_f = k_f \times b_B \times 2$$

$$\Delta T_f = 1,86 K \cdot \frac{Kg}{mol} \times \frac{0,0344 \text{ mol}}{0,400 Kg} \times 2$$

$$\Delta T_f = 0,3199 K$$



## Exercícios resolvidos - Misturas simples

8. Calcular a pressão osmótica ( $\pi$ ) de uma solução 40 g de glicose em 1000 mL de água. Considere a temperatura de 27°C. Dado que  $MM_{\text{glicose}} = 180\text{g/mol}$ .

O exercício pede a pressão osmótica, assim, a equação que utilizaremos é:

$$\Pi = [B] \times R \times T$$

Note que na questão estão dados os valores de massa do soluto, volume da solução e temperatura em °C. Inicialmente, vamos converter a temperatura para K:  $27^\circ\text{C} + 273 = 300\text{K}$

Note que na equação consta a [B], que é dada pelo número de mols dividido pelo volume. Temos a massa da glicose, a partir disso podemos encontrar o número de mols, veja:

$$\begin{array}{l} 180\text{g} \text{ ---- } 1 \text{ mol} \\ 40\text{g} \text{ ----- } x \end{array} \quad x = 0,222 \text{ mol de glicose}$$

Convertendo o volume:  $1000\text{mL} = 1\text{L}$ , assim  $[B] = 0,222 \text{ mol/L}$

Substituindo na fórmula:

$$\Pi = [B] \times R \times T$$

$$\Pi = 0,222 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot \text{K} \times 300\text{K}$$

$$\Pi = 5,46 \text{ atm}$$

Todas as questões foram adaptadas do livro: Físico Química Aplicada à Farmácia da autoria de Helson Moreira da Costa