

## UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO\_EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

A finalidade deste material é fornecer subsídio para que o estudante possa resolver os exercícios das p. 26 e 27 da apostila intitulada “Roteiros de Aulas Práticas de Química Geral” (apostila de aulas práticas). Assim, este documento contém sete exercícios resolvidos que poderão ser usados como exemplo para a resolução dos exercícios presentes nas páginas supracitadas.

Para os estudantes que ainda não adquiriram a apostila, os exercícios que deverão ser resolvidos constam do final deste documento.

**Exercício 1.** Calcule a concentração de soluto em massa (C), a concentração em quantidade de matéria (M) e a normalidade (N) de cada uma das seguintes soluções:

- 1,45 mol de HCl em 250,0 mL de solução;
- 14,3 mol de NaOH em 3,4 L de solução;
- 0,341 mol de KCl em 100,0 mL de solução;
- $2,5 \times 10^{-4}$  mol de  $\text{NaNO}_3$  em 350 mL de solução.

**Comentários sobre o exercício:** o exercício 1 exemplifica como calcular a concentração em massa (C), a concentração em quantidade de matéria ou concentração molar (N) e a normalidade, a partir da quantidade de matéria do soluto (n) e do volume da solução (V).

### Item a. Resolução:

$$n_{\text{HCl}} = 1,45 \text{ mol}$$

$$V_{\text{solução}} = 250,0 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$$

$MM_{\text{HCl}} = (1,01 + 35,5) \text{ g mol}^{-1} = 36,51 \text{ g mol}^{-1} \Rightarrow$  massa molar do HCl  $\Rightarrow$  1 mol de moléculas de HCl corresponde a 36,51 g deste composto.

$$M_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{1,45 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 5,80 \text{ mol/L}$$

$$m_{\text{HCl}} = (1,45 \text{ mol}) \times (36,51 \text{ g mol}^{-1}) = 52,9 \text{ g}$$

$$C_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{52,9 \text{ g}}{0,250 \text{ L}} = 212 \text{ g/L}$$

$$N_{\text{HCl}} = k_{\text{HCl}} \times M_{\text{HCl}}$$

Para **ácidos**, como é o caso do HCl, k é o número de hidrogênios ionizáveis, isto é, k corresponde a quantidade de  $\text{H}^+$  liberada na ionização de 1 mol do ácido. Como HCl é um ácido monoprótico, isto é, fornece 1 mol de  $\text{H}^+$  ao sofrer ionização, o k para este ácido é  $1 \text{ eq mol}^{-1}$ .

Portanto:

$$N_{\text{HCl}} = (1 \text{ eq mol}^{-1}) \times (5,80 \text{ mol L}^{-1}) = 5,80 \text{ eq L}^{-1}$$

**Item b. Resolução:**

$$n_{\text{NaOH}} = 14,3 \text{ mol}$$

$$V_{\text{solução}} = 3,4 \text{ L}$$

$MM_{\text{NaOH}} = (23,0 + 16,0 + 1,01) \text{ g mol}^{-1} = 40,01 \text{ g mol}^{-1} \Rightarrow$  massa molar do NaOH  $\Rightarrow$  1 mol de fórmulas unitárias do NaOH corresponde a 40,01 g deste composto.

$$M_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{14,3 \text{ mol}}{3,4 \text{ L}} = 4,21 \text{ mol/L}$$

$$m_{\text{NaOH}} = (14,3 \text{ mol}) \times (40,01 \text{ g mol}^{-1}) = 572 \text{ g}$$

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{572 \text{ g}}{3,4 \text{ L}} = 168 \text{ g/L}$$

$$N_{\text{NaOH}} = k_{\text{NaOH}} \times M_{\text{NaOH}}$$

Para *bases*, como é o caso do NaOH,  $k$  é o número de íons  $\text{OH}^-$  (hidróxido) liberado na dissociação/ionização de 1 mol da base. O NaOH fornece 1 mol de  $\text{OH}^-$  ao sofrer dissociação. Portanto, o  $k$  para esta base é  $1 \text{ eq mol}^{-1}$ .

Portanto:

$$N_{\text{HCl}} = (1 \text{ eq mol}^{-1}) \times (4,21 \text{ mol L}^{-1}) = 4,21 \text{ eq L}^{-1}$$

**Item c. Resolução:**

$$n_{\text{KCl}} = 0,341 \text{ mol}$$

$$V_{\text{solução}} = 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L}$$

$MM_{\text{KCl}} = (39,1 + 35,5) \text{ g mol}^{-1} = 74,6 \text{ g mol}^{-1} \Rightarrow$  massa molar do KCl  $\Rightarrow$  1 mol de fórmulas unitárias do KCl corresponde a 74,6 g deste composto.

$$M_{\text{KCl}} = \frac{n_{\text{KCl}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{0,341 \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 3,41 \text{ mol/L}$$

$$m_{\text{KCl}} = (0,341 \text{ mol}) \times (74,6 \text{ g mol}^{-1}) = 25,4 \text{ g}$$

$$C_{\text{KCl}} = \frac{m_{\text{KCl}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{25,4 \text{ g}}{0,100 \text{ L}} = 254 \text{ g/L}$$

$$N_{\text{KCl}} = k_{\text{KCl}} \times M_{\text{KCl}}$$

Para  *sais*, como é o caso do KCl,  $k$  é o número de cargas negativas ou positivas fornecidas na dissociação de 1 mol do sal. Um mol do KCl dissocia-se em 1 mol de  $\text{K}^+$  e 1 mol de  $\text{Cl}^-$ , isto é, 1 mol de cargas positivas e 1 mol de cargas negativas. Portanto, para o KCl,  $k = 1 \text{ eq mol}^{-1}$ .

Portanto:

$$N_{\text{KCl}} = (1 \text{ eq mol}^{-1}) \times (3,41 \text{ mol L}^{-1}) = 3,41 \text{ eq L}^{-1}$$

**Item d. Resolução:**

$$n_{\text{NaNO}_3} = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$V_{\text{solução}} = 350 \text{ mL} = 0,350 \text{ L}$$

$MM_{\text{NaNO}_3} = [23,0 + 14,0 + 3 \times (16,0)] \text{ g mol}^{-1} = 85,0 \text{ g mol}^{-1} \Rightarrow$  massa molar do  $\text{NaNO}_3 \Rightarrow$  1 mol de fórmulas unitárias do  $\text{NaNO}_3$  corresponde a 85,0 g deste composto.

$$M_{\text{NaNO}_3} = \frac{n_{\text{NaNO}_3}}{V_{\text{solução}}} = \frac{2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0,350 \text{ L}} = 7,1 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

$$m_{\text{NaNO}_3} = (2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}) \times (85,0 \text{ g mol}^{-1}) = 2,1 \times 10^{-2} \text{ g}$$

$$C_{\text{NaNO}_3} = \frac{m_{\text{NaNO}_3}}{V_{\text{solução}}} = \frac{2,1 \times 10^{-2} \text{ g}}{0,350 \text{ L}} = 6,0 \times 10^{-2} \text{ g / L}$$

$$N_{\text{NaNO}_3} = k_{\text{NaNO}_3} \times M_{\text{NaNO}_3}$$

Para *sais*, como é o caso do  $\text{NaNO}_3$ ,  $k$  é o número de cargas negativas ou positivas fornecidas na dissociação de 1 mol do sal. Um mol do  $\text{NaNO}_3$  dissocia-se em 1 mol de  $\text{Na}^+$  e 1 mol de  $\text{NO}_3^-$ , isto é, 1 mol de cargas positivas e 1 mol de cargas negativas. Portanto, para o  $\text{NaNO}_3$ ,  $k = 1 \text{ eq mol}^{-1}$ .

Portanto:

$$N_{\text{NaNO}_3} = (1 \text{ eq mol}^{-1}) \times (7,1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}) = 7,1 \times 10^{-4} \text{ eq L}^{-1}$$

\*\*\*\*\*

**Exercício 2:** Quantos gramas de soluto estão presentes em cada uma das soluções a seguir?

a) 21,2 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$   $6,8 \text{ mol L}^{-1}$ ;

b)  $1,3 \times 10^{-4} \text{ L}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$   $0,501 \text{ eq L}^{-1}$ .

**Comentários sobre o exercício:** o exercício 2 exemplifica como calcular a massa do soluto em solução, sabendo o volume da mesma e a sua concentração, expressa em  $\text{mol L}^{-1}$  (concentração molar,  $M$ ) ou em  $\text{eq L}^{-1}$  (normalidade,  $N$ ).

**Item a. Resolução:**

$$M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 6,8 \text{ mol L}^{-1}$$

$$V_{\text{solução}} = 21,2 \text{ mL}$$

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = M \times V_{\text{solução}} \Rightarrow n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = (6,8 \text{ mol / L}) \times (21,2 \times 10^{-3} \text{ L}) = 0,14 \text{ mol}$$

$$MM_{\text{CH}_3\text{COOH}} = [2 \times (12,0) + 4 \times (1,01) + 2 \times (16,0)] = 60,04 \text{ g mol}^{-1}$$

Portanto:

$$m_{\text{CH}_3\text{COOH}} = (0,14 \text{ mol} \times 60,04 \text{ g mol}^{-1}) = 8,4 \text{ g de CH}_3\text{COOH}$$

**Item b. Resolução:**

$$N_{\text{H}_2\text{SO}_3} = 0,501 \text{ eq L}^{-1}$$

$$V_{\text{solução}} = 1,3 \times 10^{-4} \text{ L}$$

$$MM_{\text{H}_2\text{SO}_3} = [2 \times (1,01) + 32,1 + 3 \times (16,0)] = 82,12 \text{ g mol}^{-1}$$

$$N = \frac{e_{\text{solut}}}{V_{\text{solução}}} \Rightarrow e_{\text{solut}} = N \times V_{\text{solução}} \Rightarrow e_{\text{H}_2\text{SO}_3} = (0,501 \text{ eq/L}) \times (1,3 \times 10^{-4} \text{ L}) = 6,5 \times 10^{-5} \text{ eq}$$

$$e_{\text{H}_2\text{SO}_3} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_3}}{E_{\text{H}_2\text{SO}_3}} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_3} = e_{\text{H}_2\text{SO}_3} \times E_{\text{H}_2\text{SO}_3}$$

Lembrando que: **e** corresponde ao número de equivalentes-grama e **E** corresponde ao equivalente-grama ou peso-equivalente do composto. Por definição, para os ácidos, **E** é a massa em gramas do ácido, capaz de fornecer 1 mol de íons  $\text{H}^+$ . O equivalente-grama de um ácido qualquer é calculado dividindo-se a massa molar (MM) do ácido pela quantidade de  $\text{H}^+$  que o mesmo é capaz de fornecer. O ácido sulfuroso,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , é diprótico, isto é, ioniza-se fornecendo 2 mols de  $\text{H}^+$ , portanto tem  $k = 2 \text{ eq mol}^{-1}$ .

$$E_{\text{H}_2\text{SO}_3} = \frac{MM_{\text{H}_2\text{SO}_3}}{k_{\text{H}_2\text{SO}_3}} = \frac{82,12 \text{ g/mol}}{2 \text{ eq/mol}} = 41,06 \text{ g/eq}$$

Portanto:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_3} = (6,5 \times 10^{-5} \text{ eq}) \times (41,06 \text{ g eq}^{-1}) = 2,7 \times 10^{-3} \text{ g de H}_2\text{SO}_3$$

\*\*\*\*\*

**Exercício 3.** No laboratório você dispõe de uma solução que apresenta 70% (m/m) de  $\text{HNO}_3$  e cuja densidade é  $1,42 \text{ g cm}^{-3}$ . Calcule o volume dessa solução necessário para preparar 500 mL de  $\text{HNO}_3(\text{aq}) 1,5 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Comentários sobre o exercício:** o exercício 3 exemplifica cálculos envolvendo diluição de soluções, sendo que a concentração da solução mais concentrada (comumente denominada solução estoque) está expressa em % (m/m) e a concentração da solução a ser preparada está expressa em  $\text{mol L}^{-1}$ .

**Resolução:****Solução estoque de  $\text{HNO}_3$  (solução 1):**

- Contém 70 % (m/m) de  $\text{HNO}_3$
- Apresenta  $\rho = 1,42 \text{ g cm}^{-3}$
- $M_1 = ?$
- $V_1 = ?$

**Solução de  $\text{HNO}_3$  a ser preparada (solução 2):**

- $M_2 = 1,5 \text{ mol L}^{-1}$
- $V_2 = 500 \text{ mL}$

**1º passo:** calcular a concentração molar ( $M_1$ ) da solução 1. Para tanto, consideremos como base de cálculo 100 g da solução. Em 100 g dessa solução teremos 70 g de  $\text{HNO}_3$ . Qual o volume ocupado por 100 g da solução 1?

$$\rho_{\text{solução}} = \frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}} \Rightarrow V_{\text{solução}} = \frac{m_{\text{solução}}}{\rho_{\text{solução}}} = \frac{100\text{g}}{1,42\text{g/cm}^3} = 70,4\text{cm}^3 \Rightarrow 70,4\text{ mL} \Rightarrow \text{volume da solução estoque, no qual estão contidos 70 g de } \text{HNO}_3$$

$$MM_{\text{HNO}_3} = [1,01 + 14,0 + 3 \times (16,0)] = 63,01\text{ g mol}^{-1}$$

$$M_1 = \frac{70\text{g}}{(63,01\text{g/mol}) \times (0,0704\text{L})} = \frac{70}{4,44} = 15,8\text{mol/L} \Rightarrow \text{concentração molar da solução estoque (solução 1).}$$

**2º passo:** aplicar os dados na expressão matemática ( $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ ) comumente usada em cálculos relacionados à diluição de soluções.

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2 \Rightarrow (15,8\text{ mol L}^{-1}) \times V_1 = (1,5\text{ mol L}^{-1}) \times (500\text{ mL})$$

$V_1 = 47,5\text{ mL} \Rightarrow$  volume da solução estoque de  $\text{HNO}_3$  (solução 1) que deverá ser misturado com água para a obtenção de 500 mL de  $\text{HNO}_3$   $1,5\text{ mol L}^{-1}$  (solução 2).

\*\*\*\*\*

**Exercício 4.** Determine a concentração em quantidade de matéria (M) das soluções a seguir.

a) 15,3 mL de solução 4,22 mol  $\text{L}^{-1}$  diluída para 100 mL;

b) 1,45 mL de solução 0,034 mol  $\text{L}^{-1}$  diluída para 10,0 mL.

**Comentários sobre o exercício:** o exercício 4 exemplifica cálculos envolvendo diluição de soluções, sendo a concentração da solução estoque e a concentração da solução a ser preparada expressas na mesma unidade de concentração, isto é, em mol  $\text{L}^{-1}$ .

**a) Resolução:**

- Solução 1 (solução estoque)

$$V_1 = 15,3\text{ mL}$$

$$M_1 = 4,22\text{ mol L}^{-1}$$

- Solução 2

$$V_2 = 100\text{ mL}$$

$$M_2 = ?$$

Aplicando as informações acima na expressão:  $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ , teremos:

$$(4,22\text{ mol L}^{-1}) \times (15,3\text{ mL}) = M_2 \times (100\text{ mL}) \Rightarrow M_2 = 0,646\text{ mol L}^{-1}$$

**b) Resolução:**

- Solução 1 (solução estoque)

$$V_1 = 1,45 \text{ mL}$$

$$M_1 = 0,034 \text{ mol L}^{-1}$$

- Solução 2

$$V_2 = 10,0 \text{ mL}$$

$$M_2 = ?$$

Aplicando as informações dadas no item b na expressão:  $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ , teremos:

$$(0,034 \text{ mol L}^{-1}) \times (1,45 \text{ mL}) = M_2 \times (10,0 \text{ mL}) \Rightarrow M_2 = 4,93 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

\*\*\*\*\*

**Exercício 5.** Uma solução de ácido sulfúrico contendo 571,6 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  por litro de solução tem densidade  $1,329 \text{ g cm}^{-3}$ . Calcule: a) a porcentagem em massa, % (m/m); b) a porcentagem em massa por volume, % (m/v); c) a molalidade (W); d) a concentração em quantidade de matéria (M) de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  nessa solução.

**Comentários sobre o exercício:** o exercício 5 exemplifica cálculos de concentração de solução expressando o resultado da concentração em porcentagem massa/massa, porcentagem massa/volume, em  $\text{mol kg}^{-1}$  (molalidade, W) e em  $\text{mol L}^{-1}$  (concentração em quantidade de matéria, concentração molar ou molaridade, M), tendo para tanto a massa do soluto, o volume da solução e a densidade da mesma.

**a) Resolução:**

$$V_{\text{solução}} = 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL ou } 1.000 \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 571,6 \text{ g}$$

$$\rho_{\text{solução}} = 1,329 \text{ g cm}^{-3}$$

$$MM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = [2 \times (1,01) + 32,1 + 4 \times (16)] = 98,12 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\rho_{\text{solução}} = \frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}} \Rightarrow m_{\text{solução}} = \rho_{\text{solução}} \times V_{\text{solução}} = (1,329 \text{ g/cm}^3) \times (1.000 \text{ cm}^3) = 1.329 \text{ g}$$

$$\% (\text{m} / \text{m}) = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{solução}}} \times 100 = \frac{571,6 \text{ g}}{1.329 \text{ g}} \times 100 = 43\% (\text{m} / \text{m})$$

**b) Resolução:**

$$\% (\text{m} / \text{v}) = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{solução}}} \times 100 = \frac{571,6 \text{ g}}{1.000 \text{ mL}} \times 100 = 57,16\% (\text{m} / \text{v})$$

**c) Resolução:**

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{571,6 \text{ g}}{98,12 \text{ g/mol}} = 5,826 \text{ mols}$$

$$m_{\text{solvente}} = m_{\text{solução}} - m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1.329 - 571,6 = 757,4 \text{ g} = 0,7574 \text{ kg} \Rightarrow \text{massa de } \text{H}_2\text{O} \text{ na solução}$$

$$W = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{5,826 \text{ mols}}{0,7574 \text{ kg}} = 7,69 \text{ mol / kg}$$

**d) Resolução:**

$$M = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{solução}}} = \frac{5,826 \text{ mols}}{1,0 \text{ L}} = 5,83 \text{ mol / L}$$

\*\*\*\*\*

**Exercício 6.**

6.1 Escreva a fórmula de cada um dos seguintes compostos iônicos: a) sulfato de sódio; b) cloreto de alumínio; c) nitrato ferroso; d) sulfato de ferro(III).

6.2 Calcule as concentrações molares de:

- íons sódio e íons sulfato presentes em solução de sulfato de sódio  $0,25 \text{ mol L}^{-1}$ ;
- íons alumínio e íons cloreto presentes em solução de cloreto de alumínio  $0,15 \text{ mol L}^{-1}$ ;
- íons ferro e íons nitrato presentes em solução de nitrato ferroso  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ ;
- íons ferro e íons sulfato presentes em solução de sulfato de ferro(III)  $0,50 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Comentários sobre o exercício:** o exercício 6 exemplifica cálculos de concentração molar de íons (cátions e ânions) em solução a partir da concentração molar de um composto em solução, o qual por dissociação ou ionização produzirá tais íons.

**6.1) Resolução:**

**a) sulfato de sódio**

- sulfato  $\Rightarrow$  ânion  $\text{SO}_4^{2-}$
- sódio  $\Rightarrow$  cátion  $\text{Na}^+$

Portanto, são necessários  $2\text{Na}^+$  para neutralizar a carga negativa do íon  $\text{SO}_4^{2-}$ . Assim, a **fórmula do sulfato de sódio** é  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

**b) cloreto de alumínio**

- cloreto  $\Rightarrow$  ânion  $\text{Cl}^-$
- alumínio  $\Rightarrow$  cátion  $\text{Al}^{3+}$

Portanto, são necessários  $3\text{Cl}^-$  para neutralizar a carga positiva do íon  $\text{Al}^{3+}$ . Assim, a **fórmula do cloreto de alumínio** é  $\text{AlCl}_3$ .

**c) nitrato ferroso**

- nitrato  $\Rightarrow$  ânion  $\text{NO}_3^-$
- íon ferroso ou íon ferro(II)  $\Rightarrow$  cátion  $\text{Fe}^{2+}$

Portanto, são necessários  $2\text{NO}_3^-$  para neutralizar a carga positiva do íon  $\text{Fe}^{2+}$ . Assim, a **fórmula do nitrato ferroso é  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$** .

**d) sulfato de ferro(III)**

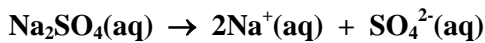
• sulfato  $\Rightarrow$  ânion  $\text{SO}_4^{2-}$

• ferro(III) ou íon férrico  $\Rightarrow$  cátion  $\text{Fe}^{3+}$

No caso desta sal, para que o mesmo seja eletricamente neutro, são necessários  $2\text{Fe}^{3+}$  e  $3\text{SO}_4^{2-}$ . Assim, a **fórmula do sulfato de ferro(III) ou sulfato férrico é  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$** .

**6.2) Resolução:**

**a) solução de sulfato de sódio  $0,25 \text{ mol L}^{-1}$**

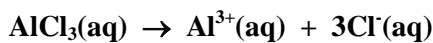


1 mol ----- 2 mols ----- 1 mol

$0,25 \text{ mol L}^{-1}$  -----  $[\text{Na}^+]$  -----  $[\text{SO}_4^{2-}]$

$$\therefore [\text{Na}^+] = 2 \times (0,25 \text{ mol L}^{-1}) = 0,50 \text{ mol L}^{-1} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 0,25 \text{ mol L}^{-1}$$

**b) solução de cloreto de alumínio  $0,15 \text{ mol L}^{-1}$**

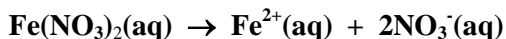


1 mol ----- 1 mol ----- 3 mols

$0,15 \text{ mol L}^{-1}$  --  $[\text{Al}^{3+}]$  -----  $[\text{Cl}^-]$

$$\therefore [\text{Al}^{3+}] = 0,15 \text{ mol L}^{-1} \quad [\text{Cl}^-] = 3 \times (0,15 \text{ mol L}^{-1}) = 0,45 \text{ mol L}^{-1}$$

**c) solução de nitrato ferroso  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$**



1 mol ----- 1 mol ----- 2 mols

$0,05 \text{ mol L}^{-1}$  -----  $[\text{Fe}^{2+}]$  -----  $[\text{NO}_3^-]$

$$\therefore [\text{Fe}^{2+}] = 0,05 \text{ mol L}^{-1} \quad [\text{NO}_3^-] = 2 \times (0,05 \text{ mol L}^{-1}) = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$$

**d) solução de sulfato de ferro(III)  $0,50 \text{ mol L}^{-1}$**



1 mol ----- 2 mols ----- 3 mols

$0,50 \text{ mol L}^{-1}$  -----  $[\text{Fe}^{3+}]$  -----  $[\text{SO}_4^{2-}]$

$$\therefore [\text{Fe}^{3+}] = 1 \times (0,50 \text{ mol L}^{-1}) = 1,00 \text{ mol L}^{-1} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 3 \times (0,50 \text{ mol L}^{-1}) = 1,50 \text{ mol L}^{-1}$$

\*\*\*\*\*



**Exercício 7.** Calcule o equivalente-grama do dicromato de potássio,  $K_2Cr_2O_7$ , o qual em processos de oxidação-redução se comporta como agente oxidante, isto é, sofre redução (recebe elétrons) a partir da oxidação de outra espécie química.

Semi-reação:



**Comentários sobre o exercício:** o exercício 7 exemplifica como calcular o equivalente-grama (E) de compostos que se comportam como agentes redutores ou como agentes oxidantes.

**Resolução:**

**Lembremos que o equivalente-grama de agentes (E) redutores ou de agentes oxidantes**, corresponde a massa em gramas do redutor ou oxidante, capaz de fornecer ou receber, respectivamente, 1 mol de elétrons. Portanto, o cálculo do E envolve a razão entre a massa molar (MM) do agente oxidante ou do redutor e o número de elétrons presente na semi-reação da qual esse composto participa, isto é:

$E = \frac{MM}{k}$  sendo k o número de elétrons presente na semi-reação da qual o oxidante ou redutor participa.

$$MM_{K_2Cr_2O_7} = [2 \times (39,1) + 2 \times (52,0) + 7 \times (16,0)] = 78,2 + 104 + 112 = 294,2 \text{ g mol}^{-1}$$

$k_{K_2Cr_2O_7} = 6 \text{ eq mol}^{-1}$  (De acordo com a semi-reação presente no enunciado do *exercício 7*, 1 mol de  $Cr_2O_7^{2-}$  recebe 6 mol de elétrons).

Portanto:

$$E_{K_2Cr_2O_7} = \frac{MM_{K_2Cr_2O_7}}{k_{K_2Cr_2O_7}} = \frac{294,2 \text{ g/mol}}{6 \text{ eq/mol}} \Rightarrow E_{K_2Cr_2O_7} = 49,0 \text{ g/eq}$$

### Exercícios das p. 26 e 27 da Apostila de Aulas Práticas

1. O tiosulfato de sódio,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , foi utilizado até recentemente como estabilizante do iodeto de potássio, KI, adicionado ao sal de cozinha. Calcule as massas de tiosulfato de sódio necessárias para preparar as seguintes soluções: a) 250 mL, concentração  $30 \text{ g L}^{-1}$ ; b) 500 mL, concentração  $8,0 \times 10^{-3} \text{ g L}^{-1}$ ; c) 100 mL, concentração  $300 \text{ g L}^{-1}$ .

**Resp.:** 7,5;  $4,0 \times 10^{-3}$  e 30 g

2. Uma garrafa de coca-cola (0,473 L) contém 36,9 g de sacarose,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Calcule a concentração em quantidade de matéria de sacarose nesta solução.

**Resp.:**  $0,228 \text{ mol L}^{-1}$

3. O nitrito de sódio,  $\text{NaNO}_2$ , é utilizado como conservante de alimentos, em especial de carnes e pescados. Calcule as massas e as quantidades de matéria de nitrito de sódio necessárias para preparar as seguintes soluções: a) 100 mL, concentração  $0,125 \text{ mol L}^{-1}$ ; b) 500 mL;  $2,15 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Resp.:** a)  $1,25 \times 10^{-2}$  mols e 0,862 g; b) 1,08 mols e 74,52 g

4. 30 g de ácido cítrico,  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ , são dissolvidos em 70 g de  $\text{H}_2\text{O}$  para produzir uma solução de densidade igual a  $1,13 \text{ g mL}^{-1}$ . Calcule para esta solução: a) a concentração em  $\text{g L}^{-1}$ ; b) a concentração em quantidade de matéria.

**Resp.:**  $339 \text{ g L}^{-1}$  e  $1,77 \text{ mol L}^{-1}$

5. Como você pode preparar 400 mL de uma solução de nitrato de prata  $0,95 \text{ mol L}^{-1}$  partindo de uma solução estoque  $3,0 \text{ mol L}^{-1}$ ?

**Resp.:**  $V_{\text{solução estoque}} = 127 \text{ mL}$ ;  $V_{\text{água}} = 273 \text{ mL}$ ;  
Descrever o procedimento para preparação da solução desejada.

6. Qual é a diferença entre uma solução de glicose a 5% (m/m) e uma solução de glicose a 5% (m/v)?

7. Descreva a composição de cada uma das seguintes soluções aquosas: a) NaOH a 50% (m/m); b) KI a 1,3% (m/v) e c) acetona a 0,75% (v/v).

8. Deseja-se preparar 1,0 L de solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , de concentração aproximadamente igual a  $0,15 \text{ mol L}^{-1}$ . Para tal finalidade, deve-se utilizar uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  cuja densidade é  $1,84 \text{ g mL}^{-1}$ , sendo a porcentagem em massa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  nesta solução igual a 96% (m/m). Calcule o volume dessa solução necessário ao preparo da solução desejada e explique como devemos proceder para preparar tal solução. (**Dado:** massa molar do  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g mol}^{-1}$ ).

**Resp.:** 8,33 mL

Descrever o procedimento para preparação da solução desejada.

9. No laboratório você dispõe de uma solução que apresenta 70% (m/m) de  $\text{HNO}_3$  e cuja densidade é  $1,42 \text{ g mL}^{-1}$ . Calcule o volume dessa solução necessário para preparar 250 mL de  $\text{HNO}_3(\text{aq})$   $2,0 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Resp.:** 31,6 mL

10. Uma solução de  $\text{KMnO}_4$  foi preparada pela dissolução 2,5 g deste composto em 1250 g de água. Calcule a molalidade desta solução.

**Resp.:**  $1,3 \times 10^{-2} \text{ mol kg}^{-1}$

11. Calcule a molaridade e a normalidade das seguintes soluções aquosas:

- a) 1,20 g de NaOH em 25,0 mL de solução;  
b) 3,43 g de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  em 2,50 L de solução;  
c) 1,47 g de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  em 40,0 mL de solução.

**Resp.:** a)  $1,2 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $1,2 \text{ eq L}^{-1}$   
b)  $8,02 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ ;  $1,60 \times 10^{-2} \text{ eq L}^{-1}$   
c)  $0,375 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $1,125 \text{ eq L}^{-1}$

12. Considere uma solução de nitrato de alumínio,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ , cuja normalidade é 0,3 N e calcule as molaridades dos íons  $\text{Al}^{3+}$  e  $\text{NO}_3^-$ .

**Resp.:**  $M(\text{Al}^{3+}) = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $M(\text{NO}_3^-) = 0,3 \text{ mol L}^{-1}$

13. Considerando as semi-reações abaixo, calcule o equivalente grama dos seguintes compostos: a) permanganato de potássio,  $\text{KMnO}_4$ ; b) hipoclorito de sódio,  $\text{NaClO}$ ; c) ácido oxálico,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .

**Resp.:** a)  $31,6 \text{ g eq}^{-1}$ ; b)  $37,25 \text{ g eq}^{-1}$ ; c)  $45 \text{ g eq}^{-1}$

**Semi-reações:**

