

## Experiência 7. PREPARO DE SOLUÇÃO A PARTIR DE SUBSTÂNCIAS SÓLIDAS, LÍQUIDAS E DE SOLUÇÃO CONCENTRADA

### 1. Objetivos

Após a realização desta aula experimental, espera-se que o graduando do curso de Química seja capaz de:

- Efetuar os cálculos para determinar o volume ou a massa necessária para preparar soluções aquosas de ácidos ou de bases.
- Preparar soluções aquosas a partir de um sólido PA (Pró-Análise) e de um reagente líquido.
- Preparar soluções aquosas para utilizarem titulações ácido-base.

### 2. Questões de estudo

- Como preparar uma solução aquosa de NaOH 0,1 mol L<sup>-1</sup>?
- Como preparar uma solução aquosa de H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>.2H<sub>2</sub>O 0,1 mol L<sup>-1</sup>?
- Como preparar uma solução de ácido acético glacial 0,1 mol L<sup>-1</sup> a partir de uma solução concentrada deste ácido?

### 3. Introdução

#### 3.1. Unidades de concentração de soluções

Considerando que a maior parte do trabalho experimental em Química é realizada em solução, inicialmente serão definidas as unidades de concentração de soluções normalmente utilizadas em Química. Soluções, ou misturas homogêneas, são classificadas em função do estado físico em sólidas, líquidas ou gasosas. Para uma mistura binária, a substância presente em maior quantidade é denominada *solvente* e aquela em menor quantidade é considerada o *soluto*.

Uma solução que apresenta a capacidade de conduzir eletricidade é classificada como eletrolítica ou iônica e uma solução que não conduz eletricidade é denominada não eletrolítica ou molecular. Como exemplo de solução iônica, pode-se considerar a dissolução de cloreto de sódio em água, em que os íons Na<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> e Cl<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> são os responsáveis pela condução de eletricidade. Por outro lado, ao dissolvermos açúcar de cana (*sacarose* = C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) em água, a solução é molecular e não é capaz de conduzir eletricidade, pois as moléculas dissolvidas não apresentam cargas.

A razão entre a massa do soluto e o volume da solução, corresponde à concentração da solução. Dentre as várias unidades de concentração de soluções, destacam-se a *concentração simples* (c), a *molaridade* (M) e *oitítulo* (T).

#### 3.2. Concentração Simples

Concentração (c) é definida como a razão entre a *massa do soluto*, expressa em grama (g), e o *volume da solução*, expresso em litro (L). Note que litro é simbolizado pela letra maiúscula L.

$$c = m_{\text{soluto}} \text{ (g)} / V_{\text{solução}} \text{ (L)} \quad (1)$$

**Exemplo:**

Considerando que 1,0 L de solução contém 58,4 g de um soluto dissolvido, sua concentração é  $58,4 \text{ g L}^{-1}$ . Já a mesma quantidade de soluto em 2 L de solução tem concentração de  $29,2 \text{ g L}^{-1}$ . Portanto, esta unidade de concentração não distingue a composição química do soluto.

**3.3.Molaridade**

Molaridade (M) é definida como a razão entre o *número de mols do soluto* (n) por *volume de solução* (expresso em  $\text{dm}^3$  ou em litro).

$$M = n_{\text{soluto}} / V_{\text{solução}} \text{ (L)} \quad (2)$$

**Exemplo:**

Ao dissolver 58,4 g de cloreto de sódio (1 mol de NaCl) em água para se obter 1 L de solução, escreve-se a concentração da solução como  $1 \text{ mol L}^{-1}$  ou solução 1 molar de NaCl. Se a massa de NaCl fosse igual a 29,2 g para o mesmo volume de solução a molaridade dessa solução seria igual a  $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Obs.:** A notação para a concentração de uma solução em unidade molar é  $\text{mol L}^{-1}$ .

O número de mols do soluto (n) pode ser obtido por uma regra de três:

$$\begin{array}{l} 58,4\text{g de NaCl} \dots\dots\dots 1 \text{ mol de NaCl} \quad \therefore n = 29,2 / 58,4 \\ 29,2\text{g de NaCl} \dots\dots\dots n \text{ mol de NaCl} \quad \text{ou } n = 0,5 \text{ mols} \end{array}$$

Portanto, o número de mols do soluto é calculado a partir da seguinte fórmula:

$$n = m_{\text{soluto}} / m_{\text{molar}} \quad (3)$$

Onde,

$m_{\text{molar}}$  significa a *massa molar do soluto*.

Substituindo a expressão (3) na definição de molaridade (2), tem-se:

$$M = [m_{\text{soluto}} / m_{\text{molar}}] / V_{\text{solução}} \rightarrow M = m_{\text{soluto}} / (m_{\text{molar}} \times V_{\text{solução}} \text{ (L)}) \quad (4)$$

- Quando se utiliza molaridade (M), é necessário conhecer a composição química do soluto, pois n e  $m_{\text{molar}}$  se encontram nas expressões para M.

Comparando a expressão (4) com a expressão (1), podemos relacionar essas duas unidades de concentração de soluções:

$$M = m_{\text{soluto}} / (m_{\text{molar}} \times V_{\text{solução}} \text{ (L)}) \rightarrow M = c / m_{\text{molar}} \quad (5)$$

Ou  $c = m_{\text{soluto}} \text{ (g)} / V_{\text{solução}} \text{ (L)}$

### 3.4. Título

Define-se título como a razão entre a *massa do soluto e a massa da solução*, expressas em grama. Como unidade de concentração de solução é um adimensional e varia de zero a um, ou em percentagem de 0 a 100%. A massa da solução igual à soma da massa do soluto com a massa do solvente.

Algumas soluções aquosas como o ácido clorídrico (HCl<sub>(aq)</sub>), o ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4(aq)</sub>), etc., estão disponíveis na forma concentrada e apresentam título por cento como unidade de concentração (T% - indicando que em 100g da solução existem x gramas do soluto dissolvido).

#### Exemplos:

- HCl 36,5 % → Em 100g de solução existem 36,5g do soluto HCl.
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 95,0 % → Em 100g de solução existem 95,0g do soluto H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

#### Exemplificando:

Qual é a real concentração de uma solução concentrada de ácido clorídrico (HCl) que apresente as seguintes informações no rótulo do frasco:

$$\begin{array}{l} T\% = 36,5 \% \qquad 1 \text{ L} \rightarrow 1,18 \text{ Kg} \rightarrow 100\% \\ d = 1,18 \text{ g mL}^{-1} \qquad \qquad \qquad x \leftarrow 36,5\% \\ m_{\text{molar}} = 36,5 \text{ g mol}^{-1} \qquad x = 0,43 \text{ Kg de HCl em 1 L de Solução.} \\ \qquad \qquad \qquad M = (430 \text{ g} / 36,5 \text{ g mol}^{-1} \times 1 \text{ L}) = 11,8 \text{ mol L}^{-1} \end{array}$$

Portanto, essa solução concentrada de HCl 36,5 % apresenta molaridade = 11,8.

### 3.5. Diluição de Soluções

Muitas vezes é necessária a preparação de uma solução de menor concentração a partir de outra solução mais concentrada, devendo-se adicionar solvente o que resulta na *diluição da solução*.

Sendo,

$$M = n_{\text{soluto}} / V_{\text{solução}} (\text{L}) \rightarrow n = M \times V \quad (6)$$

Considerando que a adição do solvente não altera **n** (número de mols do soluto na solução), portanto antes da diluição (i) e depois da diluição (f), tem-se a expressão (7).

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f \quad (7)$$

#### Exemplo:

Qual é o volume de solução concentrada de HCl (36,5 % ; 1,18 g mL<sup>-1</sup>; 36,5 g mol<sup>-1</sup>) necessário para preparar 100 mL de uma solução aquosa 1 mol L<sup>-1</sup> deste ácido?

- Essa solução tem molaridade de 11,8 mol L<sup>-1</sup> como já foi demonstrado. Utilizando a expressão (7), calcula-se o volume do concentrado (V<sub>i</sub>) necessário para a diluição.

$$V_i = (M_f \times V_f) / M_i \rightarrow V_i = (1 \text{ mol L}^{-1} \times 0,1 \text{ L}) / 11,8 \text{ mol L}^{-1} \rightarrow V_i = 0,00847 \text{ L}$$

$$\therefore V_i = 8,47 \text{ mL}$$

#### 4. Pré-laboratório

- 1 – Calcule a massa de NaOH necessária para preparar 100 mL de solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .
- 2 – Calcule a massa de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  necessária para o preparo de 100 mL de solução aquosa  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .
- 3- Calcule o volume de solução concentrada de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (ácido acético glacial) necessário para o preparo de 100 mL de solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  (dados: pureza = 99,0 %;  $d = 1,05 \text{ g mL}^{-1}$ ;  $m_{\text{molar}} = 60,0 \text{ g mol}^{-1}$ ).

**Obs.:** Antes de ler o procedimento experimental procure responder as questões de estudo.

#### 5. Procedimento experimental

Nesta experiência, cada equipe irá preparar 100 mL de cada uma das seguintes soluções aquosas:

- hidróxido de sódio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .
- ácido oxálico  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .
- ácido acético  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .

A partir dos valores calculados (no item anterior), proceda do seguinte modo para o preparo das soluções:

a) Em um béquer, pese a massa do hidróxido de sódio (NaOH) prevista no cálculo e adicione cerca de 50 mL de água destilada ao béquer. Com a ajuda de um bastão de vidro, dissolva o sólido e transfira a solução para o balão volumétrico. Adicione cerca de 10 mL de água destilada ao béquer e novamente transfira a solução para o balão volumétrico. Proceda do mesmo modo com mais duas porções de 10 mL de água destilada. Finalmente, complete o balão volumétrico com água destilada até a marca do menisco.

**Atenção:** Devido ao NaOH ser higroscópico (absorve água), a pesagem deverá ser rápida. O seu professor e monitores estarão presentes para lhe ajudar em todos os procedimentos do preparo de soluções aquosas, mas evite o contato com estas soluções, pois estas são corrosivas. Se ocorrer algum acidente, comunique imediatamente ao professor ou responsável do laboratório.

b) Repita o procedimento anterior para o preparo da solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  de ácido oxálico, mas utilize um outro béquer e também outro balão volumétrico limpo e seco. Pese exatamente a massa de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  necessária para o preparo de 100 mL de solução aquosa  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ , pois essa será a **solução padrão de concentração** para a titulação ácido-base (experiência 08), na presença do indicador fenolftaleína.

c) Cada equipe irá preparar 100 mL de ácido acético  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ , a partir de ácido acético concentrado, que deve se encontrar na capela química. Confira os dados fornecidos na questão 3 do pré-laboratório com o rótulo do frasco, e se houver alguma mudança nesses dados, recalcule o volume da solução concentrada de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  necessário para o preparo da solução desejada. Adicione cerca de 50 mL de água destilada ao balão volumétrico e em seguida adicione ao conteúdo do balão, lentamente

e sob agitação, o ácido acético concentrado. Terminada a adição, complete com água destilada até a marca do menisco.

**Obs.:** *Lembre-se de rotular corretamente cada uma das soluções preparadas.*

**ATENÇÃO:**

Para esta prática o seu grupo de trabalho não irá elaborar um relatório, mas deverá responder às questões do pré-laboratório, para serem entregues, aos monitores, no início da experiência 07. Utilize o mesmo modelo de cabeçalho, utilizado nos relatórios, para assim identificar o grupo, a data, a disciplina, o título do experimento etc.