

UFSC – Departamento de Química

Área de Educação Química

QMC 5119 – Introdução ao Laboratório de Química – 2011/1

Prof. Marcos Aires de Brito

Prof. Fábio Peres Gonçalves

Prof. José Carlos Gesser

Experiência: Preparo de Solução a partir de Substâncias sólidas, Líquidas e de Solução Concentrada

1. Questões de estudo

- Como preparar uma solução aquosa de NaOH 0,1 M?
- Como preparar uma solução aquosa de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 0,1 M?
- Como preparar uma solução de ácido acético glacial 0,1 M a partir de uma solução concentrada deste ácido?

2. Unidades de concentração de soluções

A presente experiência tem como um dos objetivos o preparo de soluções aquosas para serem utilizadas na experiência 08 (titulação ácido-base). Outro objetivo será você aprender, vivenciando no laboratório de Química, a técnica para o preparo de soluções. Considerando que a maioria 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*. Quando uma solução apresenta a capacidade de conduzir a eletricidade é classificada como eletrolítica ou iônica e quando a solução não conduz eletricidade é denominada não eletrolítica ou molecular. Como exemplo do primeiro caso, considere a dissolução de cloreto de sódio em água, em que os íons $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ e $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ são os responsáveis pela condução de eletricidade. Por outro lado, quando dissolvemos açúcar de cana (*sacarose* = $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) em água a solução não é capaz de conduzir eletricidade, pois as moléculas dissolvidas não apresentam cargas.

A razão entre a massa do soluto, que é a espécie ativa em solução, ou seja, é o reagente em uma reação química e o volume da solução, corresponde à concentração da

solução. Mas, existem várias unidades de concentração de soluções, destacando-se *concentração simples* (c), *molaridade* (M) e *título* (T).

◆ Concentração Simples

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

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

► Exemplos:

1 litro de solução contendo 58,4g de um soluto dissolvido apresenta concentração de 58,4g/L. A mesma quantidade de soluto em 2 litros de solução teria concentração de 29,2g/L. Portanto, esta unidade de concentração não distingue a composição química do soluto.

◆ Molaridade

Molaridade (M) é definida como a razão entre o *número de moles do soluto* (n) por *volume de solução* (expresso em dm³ ou em litro).

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

► Exemplos:

58,4g de cloreto de sódio (1 mol de NaCl) dissolvido em água para se obter 1 litro de solução, apresenta molaridade 1 ou solução 1 molar de NaCl. Se a massa de NaCl fosse igual a 29,2g para o mesmo volume de solução a molaridade dessa solução seria igual a 0,5 mol/L. *A notação para a concentração de uma solução em unidade molar é mol/L, mas neste texto utilizaremos indistintamente mol/L ou simplesmente M.*

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

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

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

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

Onde,

m_{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 é necessário se conhecer a composição química do soluto, pois n e m_{molar} se encontram nas expressões para M .

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

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

ou $c = m_{\text{solute (g)}} / V_{\text{solução (L)}}$

◆ Título

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

Algumas soluções aquosas como de ácido clorídrico ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$), de ácido sulfúrico ($\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{aq})}$) etc., estão disponíveis na forma concentrada e apresentam título por cento (T% - indicando que em 100g da solução existem x gramas do soluto dissolvido) como unidade de concentração.

► Exemplos:

HCl 36,5 % \Rightarrow Em 100g de solução existem 36,5g do soluto HCl

H_2SO_4 95,0 % \Rightarrow Em 100g de solução existem 95,0g do soluto H_2SO_4

Título pode ser relacionado com concentração simples, densidade e molaridade, através da seguinte fórmula:

$$c = T \times d \times 1000$$

ou

$$c = T\% \times d \times 10 \quad (7)$$

Sendo,

$$M = c / m_{\text{molar}} \therefore M = (T\% \times d \times 10) / m_{\text{molar}} \quad (8)$$

► Exemplo:

Uma solução concentrada de ácido clorídrico que apresente as seguintes informações no rótulo do frasco,

36,5 % (T%)

1,18g / mL ... (d)

36,5g / mol(m_{molar})

$$\Rightarrow c = 36,5 \times 1,18 \times 10$$

$$c = 430,7 \text{ g / L}$$

$$\therefore M = 430,7 / 36,5 \Rightarrow M = 11,8$$

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

• 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,

$$M = n_{\text{soluto}} / V_{\text{solução (L)}} \Rightarrow n = M \times V \quad (9)$$

Considerando que a adição do solvente não altera n (número de moles do soluto na solução), portanto antes da diluição (i) e depois da diluição (f), tem-se a expressão (10).

$$M_i V_i = M_f V_f \quad (10)$$

► Exemplo:

Qual seria o volume de solução concentrada de HCl (36,5 % ; 1,18g / mL; 36,5g / mol) necessário na preparação de 100 mL de uma solução aquosa 1 molar deste ácido ?

Essa solução tem molaridade igual a 11,8 mol/L como já foi demonstrado. Utilizando a expressão (10), calcula-se o volume do concentrado (V_i), necessário para a diluição.

$$\begin{aligned} V_i &= (M_f \times V_f) / M_i \Rightarrow V_i = (1 \times 0,1) / 11,8 \\ V_i &= 0,00847 \text{ L} \\ \therefore V_i &= 8,47 \text{ mL} \end{aligned}$$

3. Pré-laboratório

- 1 – Calcule a massa de NaOH necessária para o preparo de 100 mL de solução 0,1M.
- 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 0,1M.
- 3- Calcule o volume de solução concentrada de CH_3COOH (ácido acético glacial) necessário para o preparo de 100 mL de solução 0,1M (dados: 99,0%; 1,05 g/mL; 60,0 g/mol).
4. Antes de ler o procedimento experimental procure responder as questões de estudo.

4. Procedimento experimental

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

- hidróxido de sódio 0,1M;
- ácido oxálico 0,1M;
- ácido acético 0,1M.

A partir dos valores calculados (no item anterior), proceda do seguinte modo para o preparo da solução de NaOH 0,1M:

- a) Pese, em um béquer, a massa do hidróxido de sódio prevista no cálculo e adicione cerca de 50 mL de água destilada. 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 NaOH ser higroscópico (absorve água) durante a pesagem, essa 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 essas soluções aquosas, pois são corrosivas e se ocorrer algum acidente, comunique imediatamente ao professor.

- b) Repita o procedimento anterior para o preparo da solução 0,1M de ácido oxálico, mas utilize um 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 0,1M, pois essa será a **solução padrão de concentração** para a titulação ácido-base (experiência 08), na presença do indicador fenolftaleína. Você e todos os seus colegas deverão utilizar um mesmo frasco (rotulado) de solução estoque de ácido oxálico 0,1M. Lave o balão volumétrico, com água destilada, para ser utilizado nas próximas preparações de soluções ácidas.
- c) Você irá preparar 100mL de ácido acético 0,1M, a partir de ácido acético concentrado, que deve se encontrar na capela química. Confira os dados fornecidos na questão 3 (pré-laboratório), no rótulo do frasco, e se houver alguma mudança nesses dados, recalcule o volume da solução concentrada de CH_3COOH 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 concentrado. Terminada a adição, complete, com água destilada, até a marca do menisco. Você e todos os seus colegas deverão utilizar o mesmo frasco (rotulado) de solução estoque de ácido acético 0,1M. Lave o balão volumétrico, com água destilada, para ser utilizado na preparação da próxima solução ácida.

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.

Atenção: Você deve entregar as respostas às questões do pré-laboratório da experiência 8 no início da próximo experimento.