

## PREPARO DE SOLUÇÕES

### **META**

Introduzir técnicas básicas de preparo de soluções.

### **OBJETIVOS**

Ao final desta aula o aluno deverá:

Fornecer conhecimento necessário para o preparo de soluções.

Calcular a concentração das soluções.

## INTRODUÇÃO

Em análise química é comum trabalhar com as substâncias de interesse em solução aquosa. Esta solução é obtida através da dissolução completa de uma quantidade definida de uma amostra sólida em um solvente apropriado. Para a obtenção de uma solução é necessário, inicialmente, que a amostra sólida a ser analisada esteja finamente dividida e, no caso de mistura de duas ou mais substâncias, que a amostra tenha composição homogênea para que a quantidade utilizada no preparo da solução seja representativa.

## SOLUÇÕES

Vocês já devem ter visto que existem vários tipos de soluções presentes no cotidiano, desde o ar que respiramos, que não é composto apenas por oxigênio, mas também de outros gases; ou mesmo no café da manhã, quando tomamos aquele “cafézinho” ou o suco de sua fruta preferida.

As soluções podem ser classificadas de acordo com seu estado físico: sólido, líquido ou gasoso.

- **SOLUÇÕES GASOSAS:** mistura homogênea de dois ou mais gases, sendo miscíveis em qualquer proporção. Exemplo: ar, composto basicamente por oxigênio e nitrogênio (99%), existindo ainda outros gases em pequenas quantidades.

- **SOLUÇÕES LÍQUIDAS:** mistura de dois ou mais líquidos, onde um se encontra em maior quantidade (solvente), enquanto os outros se apresentam em pequenas quantidades (solutos). A maioria das soluções líquidas é conhecida também como soluções aquosas, nas quais o componente que se encontra em maior quantidade é a água. Vale lembrar que a água é considerada como um solvente universal, pois dissolve a maioria dos sais e é o solvente mais disponível na Terra, além de ser facilmente purificada e não é tóxica.

- **SOLUÇÕES SÓLIDAS:** tipos de solução menos lembrada quando pensamos em soluções, embora seja muito comum. É uma solução onde seus componentes estão no estado sólido. Exemplo: minerais (granito) e ligas metálicas.

Nós expressamos a quantidade de soluto existente em uma solução quando informamos ou calculamos a concentração da solução. Existem diversas maneiras de determinar a concentração da solução.

Provavelmente, a unidade de concentração mais usada em soluções aquosas é a concentração em mol/L. Que expressa a quantidade de mols de soluto dissolvido por um litro de solução.

### CONCENTRAÇÃO EM mol/L

$$[A] = \frac{n_A}{V_{\text{solução}}}$$

onde  $[A]$  é a quantidade em mol do soluto A por litro de solução,  $n_A$  é a quantidade em mol do soluto A e  $V_{\text{solução}}$  é o volume em litro da solução.

Exemplo:

Suponha que você queira preparar 2,00 L de uma solução de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  1,50 mol/L. Você dispõe de um balão volumétrico de 2,00 L,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e

água destilada. Para preparar a solução, deve-se pesar a quantidade necessária de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , depois transferir o sólido para o balão volumétrico e, por fim, adicionar um pouco de água para dissolver totalmente o sólido. Após a dissolução do sólido, adiciona-se água até completar o volume do balão (menisco). Qual a massa de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  necessária para preparar 2,00 L de uma solução de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  1,50 mol/L?

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] = \frac{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{V_{\text{solução}}}$$

Sabendo que  $[\text{Na}_2\text{CO}_3] = 1,50 \text{ mol/L}$  e  $V_{\text{solução}} = 2,00 \text{ L}$

Portanto, substituindo na equação acima, temos:

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,50 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 2,00 \text{ L} = 3,00 \text{ mols}$$

Lembrando que:

$$n_A = \frac{m_A}{MM_A}$$

Onde  $n_A$  é quantidade em mols de A,  $m_A$  é a massa em gramas do soluto A e  $MM_A$  é a massa molar do soluto A (massa em gramas de A presentes em um mol de A)

Como:

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 3,00 \text{ mols} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{MM_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}$$

$$\frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{MM_{\text{Na}_2\text{CO}_3}} = 3,00 \text{ mols}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 3,00 \text{ mols} \times MM_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 3,00 \text{ mols} \times 106,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 318 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

Desse modo, para preparar a solução desejada, é preciso dissolver 318 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  em água suficiente para completar 2,00 L de solução.

### CONCENTRAÇÃO COMUM

É a relação entre a massa do soluto, em gramas, e o volume da solução em litros.

$$C_A = \frac{m_A}{V_{\text{solução}}}$$

onde  $C_A$  é a quantidade em gramas do soluto A por litro de solução,  $m_A$  é a quantidade em gramas do soluto A e  $V_{\text{solução}}$  é o volume em litro da solução.

EXEMPLO:

Qual a concentração comum de uma solução que contém 20,0 g de soluto dissolvido em 0,50 L de solução?

$$C_{\text{solução}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \quad C_{\text{solução}} = \frac{20,0\text{g}}{0,50\text{L}} = 40,0 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

### DILUIÇÃO DE UMA SOLUÇÃO MAIS CONCENTRADA

Muitas vezes em laboratório há a necessidade de se preparar soluções de concentração conhecida, problema é descobrir que massa de soluto deve ser usada. Combinando uma determinada quantidade de soluto com o solvente. É mais conveniente estocar alguns litros de uma solução concentrada (solução com maior quantidade de soluto) e então, quando necessário, adicionar água para preparar uma solução diluída (solução com menor quantidade de soluto).

Como um exemplo do método de diluição, suponha que você precise de 1,00 L de dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) 0,0025 mol/L, para ser usado numa análise. Você tem volume suficiente de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0,100 mol/L, água destilada e vidraria apropriada. Como você pode preparar a solução 0,0025 mol/L desejada?

O procedimento básico é retirar uma certa quantidade da solução de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  mais concentrada, transferi-la para um balão volumétrico e, então, adicionar água para diluir o  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Para tal, temos  $[A]_1V_1 = [A]_2V_2$

onde:  $[A]_1$  é a quantidade em mol do soluto A por litro de solução concentrada,  $V_1$  é o volume da solução concentrada,  $[A]_2$  é a quantidade em mol do soluto A por litro de solução diluída,  $V_2$  é o volume da solução diluída.

$$[K_2Cr_2O_7]_1 V_1 = [K_2Cr_2O_7]_2 V_2$$

$$0,100 \frac{mol}{L} \times V_1 = 0,0025 \frac{mol}{L} \times 1,00L$$

$$V_1 = 0,025L \text{ ou } 25mL$$

Assim, para prepara 1,00 L de  $K_2Cr_2O_7$  0,0025 mol/L, coloque 25 mL de  $K_2Cr_2O_7$  0,100 mol/L em um balão volumétrico de 1,00 L e adicione água até completar o volume do balão.

Preparo de solução de NaOH 0,1 mol/L

Calcule a massa de NaOH necessária para preparar 250,0 mL de uma solução de NaOH 0,1 mol/L. Pese a massa calculada de NaOH, usando um vidro de relógio (a pesagem deve ser realizada o mais rápido possível, pois as pastilhas de NaOH hidratam-se rapidamente). Transfira essas pastilhas para um béquer de 100 mL, com o auxílio de bastão de vidro. Lave o vidro de relógio cuidadosamente, usando uma pisseta com água destilada, transferindo toda essa água diretamente para o béquer de 100 mL. Agite cuidadosamente a mistura com bastão de vidro até que ocorra a dissolução completa das pastilha de NaOH. Evite qualquer tipo de perda de material durante as etapas de dissolução e transferência da solução. Transfira, quantitativamente, a solução do béquer para um balão volumétrico de 250 mL. Complete o volume do balão com água destilada.

Preparação de uma solução de NaOH 0,05 mol/L

Esta solução de NaOH 0,05 mol/L deve ser preparada a partir da diluição da solução de NaOH 0,1 mol/L. Inicialmente, calcule o volume necessário para preparar 100 mL de uma solução 0,05 mol/L. Com o auxílio de uma pipeta volumétrica de volume adequado, transfira o volume para um balão volumétrico de 100,0 mL e complete o volume com água destilada.

## CONCLUSÃO

Preparo de soluções é uma operação mais comum num laboratório de química. Geralmente, o solvente mais utilizado é a água, devido suas propriedades e não oferecer riscos aos analistas. É fundamental que saibamos calcular a concentração das soluções para realizarmos procedimentos de diluição e/ou reações químicas de forma consciente.

## RESUMO

Existem vários tipos de soluções presentes no cotidiano, desde o ar que respiramos, que não é composto apenas por oxigênio, mas também de outros gases; ou mesmo no café da manhã, quando tomamos aquele “cafézinho” ou o suco de sua fruta preferida. A maioria das reações ocorre quando os reagentes estão em solução. Portanto, é importante conhecermos a proporção existente entre as quantidades de soluto e solvente. A concentração da solução pode ser representada de várias formas, mas as mais comuns são em função da quantidade em mols de soluto por litro de solução (concentração em mol/L) e em função da massa em gramas de soluto por litro de solução (concentração comum – g/L). Através das relações entre a massa, massa molar e a quantidade em mol do soluto, é possível calcular a concentração de qualquer soluto presente em uma solução aquosa.



## REFERÊNCIAS

- ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química. Questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 3 ed. Editora Bookman, 2006.
- BACCAN, N. et al. **Química Analítica Quantitativa Elementar.** 3 ed. Campinas: Ed. Edgar Blucher Ltda., 2001.
- KOTZ, J. C., TREICHEL, P. **Química e Reações Químicas.** 4 ed. v. 1 e 2. Rio de Janeiro: LTC Editora, 2002.
- MALM, L. E. **Manual de laboratório para Química – Uma ciência experimental.** 4 ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 2000.
- RUSSEL, J. B. **Química Geral.** 2 ed. v. 1. São Paulo: Makron Books, 1994.
- SILVA, R. R.; BOCCHI, N.; ROCHA-FILHO, R. C. **Introdução à Química experimental.** São Paulo: Mcgraw-Hill, 1990.
- SKOOG, D. A. et al. **Fundamentos de Química Analítica.** São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2006.