

PREPARO DE SOLUÇÕES

Uma solução, no sentido amplo, é uma dispersão homogênea de duas ou mais substâncias moleculares ou iônicas. No âmbito mais restrito, as dispersões que apresentam as partículas do disperso (*soluto*) com um diâmetro inferior a 10 Å são denominadas *soluções*. Quando este diâmetro situa-se entre 10 e 1000 Å, temos *dispersões coloidais*. Exemplos de dispersões coloidais são gelatina, goma arábica, dispersões de proteínas (como de albumina bovina), fumaça, entre outros. Quando as partículas do disperso possuem diâmetro superior a 1000 Å, temos *dispersões grosseiras*. Por exemplo, o "leite de magnésia" constitui uma dispersão grosseira de partículas de hidróxido de magnésio (aglomerados de íons Mg^{2+} e OH^-) em água.

Algumas características das soluções

Nas soluções, as partículas do *soluto* não se separam do *solvente* sob a ação de ultracentrífugas, não são retidas por ultrafiltros e não são vistas através de microscópios potentes. Os instrumentos citados conseguem separar, reter e visualizar as partículas do soluto numa dispersão coloidal. Já na dispersão grosseira, as partículas do soluto são separadas, retidas e visualizadas com auxílio de instrumentos comuns. Portanto, numa solução, o soluto e o solvente constituem uma fase única e toda *mistura homogênea* (aquela cujo aspecto é uniforme ponto a ponto) constitui uma *solução*.

Classificação das soluções com relação à quantidade de soluto dissolvido

As soluções podem ser *insaturadas*, *saturadas* ou *supersaturadas*, de acordo com a quantidade de soluto dissolvido. Para defini-las, é preciso lembrar que a solubilidade de um soluto é a quantidade máxima da substância que pode dispersar-se numa certa massa de solvente a uma dada temperatura.

Solução insaturada: contém, numa certa temperatura, uma quantidade de soluto dissolvido menor que a sua solubilidade nesta temperatura.

Exemplo: a solubilidade do acetato de sódio é igual a 123,5g / 100g de água a 20°C.

Uma solução que contém 80 g desse sal dissolvidos em 100 g de água a 20°C é uma *solução insaturada*.

Solução saturada: contém, numa dada temperatura, uma quantidade de soluto dissolvido igual à sua solubilidade nesta temperatura. Uma solução saturada pode (ou não) apresentar *corpo de fundo* (excesso de soluto precipitado).

Exemplo: 123,5 g de acetato de sódio em 100 g de água a 20°C.

Solução supersaturada: contém, numa dada temperatura, uma quantidade de soluto dissolvido maior que a sua solubilidade nesta temperatura (solução *metaestável*). Uma solução supersaturada pode ser obtida por aquecimento de uma solução saturada com corpo de fundo, seguido por resfriamento lento para evitar a precipitação do excesso de soluto.

Exemplo: 124,0 g de acetato de sódio dissolvidos em 100 g de água a 20°C.

Classificação das soluções com relação ao estado físico

Soluções sólidas: o dispersante (solvente) é sempre sólido e o soluto pode ser sólido, líquido ou gasoso.

Exemplos: prata de lei: o solvente é o cobre ($\text{Cu}_{(s)}$) e o soluto é a prata ($\text{Ag}_{(s)}$).

aço: o solvente é o ferro ($\text{Fe}_{(s)}$) e o soluto é o carbono ($\text{C}_{(s)}$).

oxigênio em platina: o solvente é a platina ($\text{Pt}_{(s)}$) e o soluto é o dióxigênio gasoso.

Soluções líquidas: o solvente é sempre líquido e o soluto pode ser sólido, líquido ou gasoso.

Exemplos: salmoura: o solvente é a água e o soluto é o cloreto de sódio sólido.

vinagre: o solvente é a água e o soluto é o ácido acético líquido.

solução aquosa de oxigênio: o soluto é o oxigênio gasoso.

Soluções gasosas: o solvente e o soluto são gases.

Exemplo: o ar é uma mistura de muitos gases - oxigênio, gases nobres, vapor de água, dióxido de carbono, entre outros - solubilizados em nitrogênio gasoso.

Expressão da concentração de soluções

A *concentração* de uma solução é a relação entre a quantidade do soluto e a quantidade do solvente ou da solução. Uma vez que as quantidades de solvente e soluto podem ser dadas em massa, volume ou quantidade de matéria, há diversas formas de se expressar a concentração de soluções. As relações mais utilizadas são:

Concentração em gramas por litro

Esse termo é utilizado para indicar a relação entre a massa do soluto (m), expressa em gramas, e o volume (V), da solução, em litros:

$$C \text{ (g/L)} = m \text{ (g)} / V \text{ (L)}$$

Exercício: O hipoclorito de sódio, NaClO, produz uma solução alvejante quando dissolvido em água. A massa de NaClO contida numa amostra de 5,00 mL de alvejante foi determinada como sendo igual a 150 mg. Qual é a concentração (em gramas por litro) do hipoclorito de sódio nesta solução?

Resolução:

Dados: $V = 5,00 \text{ mL} = 0,00500 \text{ L}$
 $m = 0,150 \text{ g}$
 $C = 0,150 \text{ g} / 0,00500 \text{ L}$

$$C = 30,0 \text{ g/L}$$

Concentração em quantidade de matéria

É a relação entre a *quantidade de matéria do soluto* (n_{solute}) e o volume da solução (V), expresso em litros. No passado, esta unidade de concentração era denominada *molaridade* ou *concentração molar*. Atualmente, por recomendação da *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC), o emprego desses termos vem sendo evitado. Em seu uso correto, a palavra “molar” significa “por mol”, e não “por litro”, como na definição da molaridade (ver *Nota Explicativa* nas páginas iniciais deste Manual).

A **quantidade de matéria do soluto** (n_{solute} , anteriormente chamada “número de mols”) é a relação entre a massa do soluto (m_{solute}) e a sua **massa molar** (M , a massa de 1,0 mol da substância), expressa em g / mol.

$$C \text{ (mol / L)} = n_{\text{solute}} / V_{\text{solução}} \text{ (L)}$$

Exercício: Qual é a concentração (em quantidade de matéria) da solução que contém 9,8 g de ácido sulfúrico em água suficiente para 10,0 litros de solução?

Resolução:

$$C \text{ (mol / L)} = n_{\text{solute}} / V_{\text{solução}} \text{ (L)}$$

$$n = \text{massa do soluto (g)} / \text{massa molar do soluto (g mol}^{-1}\text{)}$$

$$n = m / M = 9,8 \text{ g} / 98,08 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n = 0,10 \text{ mol}$$

Portanto, $C = 0,10 \text{ mol} / 10,0 \text{ L}$

$$C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / \text{L}$$

Molalidade

Esta relação é utilizada sempre que se pretende expressar *concentrações independentes da temperatura*, pois é expressa em função da massa (e não do volume) do solvente. A molalidade de uma solução (não confundir com *molaridade*) é calculada como o quociente entre a quantidade de matéria do soluto (n_{solute} , expressa em **mol**) e a massa total do solvente (expressa em quilogramas, **kg**):

$$\text{Molalidade} = n_{\text{solute}} / m_{\text{solvente}}$$

Fração em mol

Muito utilizada em cálculos físico-químicos, a *fração em mol* (**X**) de um componente A em solução (previamente denominada “fração molar”), é a razão da

quantidade de matéria do componente ($n_{\text{componente}}$) pela quantidade de matéria total de todas as substâncias presentes na solução (n_{total}). Se os componentes da solução forem denominados A, B, C, etc, pode-se escrever:

$$X_A = n_A / (n_A + n_B + n_C + \dots)$$

Note-se que

$$X_A + X_B + X_C + \dots = 1$$

Normalidade (N)

É a relação entre o número de equivalentes-grama do soluto e o volume da solução, expresso em litros. No passado, esta unidade foi muito utilizada em cálculos relacionados com titulações. Atualmente, o uso da normalidade não é recomendado pela IUPAC, uma vez que esta unidade de concentração não enfatiza o conceito de mol ou a estequiometria da reação química. Além disso, o valor numérico do equivalente-grama de alguns compostos químicos (e portanto a normalidade da solução que os contém) varia de acordo com a reação química em que a substância (ou a solução) é utilizada.

Composição percentual (título)

Um método bastante usual de expressão da concentração baseia-se na composição percentual da solução. Esta unidade de concentração relaciona a massa (m) ou o volume (V) do soluto com a massa ou o volume do solvente ou da solução, conduzindo a notações tais como:

$$10\% \text{ (m/m)}; 10\% \text{ (m/V)} \text{ ou } 10\% \text{ (V/V)}.$$

A relação m/m corresponde à base percentual mais usada na expressão da concentração de soluções aquosas concentradas de ácidos inorgânicos (como o ácido clorídrico, o ácido sulfúrico e o ácido nítrico).

Exemplos: 100 g de solução concentrada de HCl a 36% (m/m) contém 36 g de cloreto de hidrogênio e 64 g de água.

O ácido sulfúrico concentrado adquirido no comércio contém cerca de 98% (em massa) de soluto (H_2SO_4 líquido), ou seja, 100 g do ácido comercial contém 98 g de H_2SO_4 e 2 g de água.

Exercício: Calcule a massa de HCl contida numa amostra de 210 g de ácido clorídrico concentrado de título igual a 37% (m/m).

Resolução:

$$\begin{array}{rcl} 37 \text{ g HCl} & \text{-----} & 100 \text{ g de solução concentrada} \\ x & \text{-----} & 210 \text{ g de solução concentrada} \end{array}$$

$x = 78 \text{ g HCl}$

Observação: Os termos diluído e concentrado são apenas termos relativos. Uma solução diluída contém somente uma fração do soluto contido numa solução concentrada.

Exemplo: Uma solução a 3% (m/m) de ácido nítrico é diluída em comparação com uma solução de HNO_3 a 30% (em massa).

PARTE EXPERIMENTAL

Objetivos:

- ✓ Realizar cálculos envolvendo quantidades de soluto e de solvente necessárias para o preparo de soluções de ácidos e bases fortes;
- ✓ Utilizar vidraria apropriada para o preparo de soluções-padrão.

Procedimento

Preparação de 250,00 mL de solução de Hidróxido de Sódio 0,100 mol/L

Verificar inicialmente o grau de pureza da base (% m/m), no rótulo do frasco que contém o hidróxido de sódio. De posse desta informação, calcular a massa de NaOH necessária para preparar 250,00 mL de solução 0,100 mol/L.

ATENÇÃO: O hidróxido de sódio é uma substância altamente HIGROSCÓPICA. Por isso, efetuar a pesagem do sólido rapidamente e manter o frasco tampado.

Colocar a quantidade já pesada da base num béquer de 250 mL e dissolvê-la em água destilada, usando um bastão de vidro para facilitar a dissolução. O volume de água destilada utilizada deverá ser inferior a 250 mL.

Com auxílio de um funil simples, transferir *quantitativamente* a mistura para um balão volumétrico de 250,00 mL. Completar o volume da solução com água destilada até a marca de aferição do balão, tampar e agitar para a completa homogeneização. Finalmente, colocar a solução recém-preparada num frasco limpo, seco e rotulado. O rótulo do frasco deve conter a identificação da solução preparada e da equipe, além da data de preparação.

Preparação de 250,00 mL de solução de Ácido Clorídrico 0,100 mol/L

Observar, no rótulo do frasco que contém a solução concentrada de HCl, a densidade e a percentagem (m/m) do ácido na mistura. A partir desses dados, calcular a massa de HCl necessária para preparar 250,00 mL de solução 0,100 mol/L e determinar o volume da solução concentrada que contém essa massa.

Com auxílio de uma pipeta graduada ou bureta, medir o volume calculado e transferi-lo para um béquer *que já contenha uma pequena quantidade de água destilada*. Utilizar um bastão de vidro e um funil para transferir quantitativamente o conteúdo do béquer para um balão volumétrico de 250,00 mL.

Completar o volume da solução com água destilada até a marca de aferição do balão, tampar e agitar para a completa homogeneização. Guardar a solução preparada num frasco limpo, seco e rotulado.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

Observação: Considere o número correto de algarismos significativos na resolução destes exercícios.

1. Calcule a concentração (em quantidade de matéria) das seguintes soluções:
 - a. 0,248 mol de cloreto de sódio em 250,00 mL de solução.
 - b. 102,6 g de açúcar comum (sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$) em 500 mL de solução.
 - c. 24 litros de oxigênio molecular e 57,5 mililitros de hidrogênio molecular, em 115 litros de ar atmosférico, a 0°C e 1,00 atm.
 - d. Uma solução de etileno (eteno) a 10% (V/V) em argônio, a 0° C e 1,00 atm.

2. Suponha que você dispõe de 15,0 mL de uma solução de hidróxido de bário 0,20 mol/L. Responda:
 - a. Qual é a concentração desta alíquota (em quantidade de matéria)?
 - b. Qual é a quantidade de matéria de hidróxido de bário contida nesta alíquota?
3. Calcule a concentração em quantidade de matéria das seguintes soluções aquosas:
 - a. solução de ácido sulfúrico a 93,3% (m/m), com densidade absoluta igual a 1,829 g/mL.
 - b. solução de ácido nítrico a 32,2% (m/m), com densidade absoluta igual a 1,195 g/mL.
4. O etanol puro tem uma densidade absoluta igual a 0,785 g/mL. Qual é a sua concentração em quantidade de matéria, expressa em mol/L?
5. Descreva, em detalhes, como você prepararia:
 - a. Cerca de 100 mL de solução saturada de carbonato de sódio.
Observação: 1,0 parte de carbonato de sódio anidro é solúvel em 3,5 partes de água à temperatura ambiente.
 - b. 250,00 mL de solução de sulfato de alumínio 0,100 mol/L.
6. Que quantidade de água destilada deve ser adicionada a 25,0 mL de solução de hidróxido de potássio 0,500 mol/L, para produzir uma solução de concentração igual a 0,350 mol/L?
7. Um aluno de Química Geral dissolveu 12,2 g de hidróxido de estrôncio em água suficiente para preparar 1,00 litro de solução. Responda:
 - a. Qual é a percentagem (m/V) hidróxido de estrôncio na solução?
 - b. Considere a densidade absoluta da solução igual a 1,15 g/mL. Qual é a percentagem (m/m) de hidróxido de estrôncio na solução?
 - c. Qual é a concentração em quantidade de matéria da solução?
8. O tetracloreto de carbono é um líquido de densidade absoluta igual a 1,594 g/cm³ (20°C), muito utilizado como solvente industrial. Cinquenta litros (50,0 L) de uma solução foram preparados pela dissolução de 2,50 L de CCl₄ em hexano. Qual é a concentração em quantidade de matéria desta solução?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. *Química geral*. Tradução por Cristina Maria Pereira dos Santos e Roberto de Barros Faria. 2.ed. Rio de Janeiro : Livros Técnicos e Científicos, 1986. 2v. p.187-188, 347-351.
- BUENO, Willie A.; BOODTS, Julien F.C.; DEGRÈVE, Leo *et al.* *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1978. p. 307-316, 326-327.
- HEIN, Morris. *Fundamentos de química*. Tradução por Delmo Santiago Vaitsman. Rio de Janeiro : Campus, 1983. p. 259.
- O'CONNOR, Rod. *Fundamentos de química*. Tradução por Elia Tfouni; revisão por Abel de Oliveira e Gerson Unger de Oliveira. São Paulo : Harper & Row do Brasil, 1977. p. 215-226.
- ROCHA FILHO, Romeu Cardozo; SILVA, Roberto Ribeiro da. *Introdução aos cálculos da química*. São Paulo : McGraw-Hill do Brasil, 1992. p. 51-57.
- RUSSEL, John B. *Química geral*. 2. ed. v. 1. Coordenação por Maria Elizabeth Brotto; tradução e revisão por Márcia Guekezian *et al.* São Paulo : Makron Books, 1994. p. 505-511.
- SILVA, Roberto Ribeiro da; BOCCHI, Nerilso; ROCHA FILHO, Romeu Cardozo. *Introdução à química experimental*. São Paulo : McGraw-Hill do Brasil, 1990. p. 68-69.