

# Cálculos Básicos em Química de Soluções

## Química Geral Teórica

Prof. Guilherme Duarte, Ph. D.

### 1 Tipos de mistura

Chamamos de mistura a combinação de duas ou mais substâncias em qualquer proporção. Os componentes da mistura não formam novas substâncias, apenas interagem entre si sem perder suas propriedades originais. Classificamos as misturas em dois tipos principais, as misturas homogêneas e as misturas heterogêneas. As misturas homogêneas são aquelas em que a composição é uniforme por toda a sua extensão, enquanto as misturas heterogêneas, como o próprio nome diz, possui variações em sua composição bem caracterizadas por heterogeneidades. Por exemplo, o soro fisiológico é uma mistura homogênea, feito por uma combinação de água, glicose e cloreto de sódio, e o granito é uma mistura heterogênea formada de três tipos distintos de silicatos, o quartzo, o feldspato e a mica. Em termos mais rigorosos, as misturas homogêneas contém todos seus componentes em uma **fase** (uma porção de matéria homogênea e uniforme), somente, enquanto as misturas heterogêneas contém seus componentes separados entre as fases. É importante diferenciar “mistura” de “composto”, pois no segundo caso, há mudança da identidade química dos constituintes por meio de reação química.

Outra forma importante de classificar as misturas as categorizam de acordo com o tamanho dos componentes e com a sua separabilidade. Chamamos de **soluções** as misturas homogêneas em que uma ou mais substâncias (solutos) são dissolvidas e dispersas em um solvente. As forças de atração entre o soluto e o solvente são fortes o suficiente para que as moléculas de solvente desagreguem as moléculas do soluto e as cerquem.

Em uma solução:

- (i) as partículas do soluto não podem ser vistas a olho nu.
- (ii) um feixe de luz não é espalhado.
- (iii) o sistema é composto de apenas uma fase.
- (iv) o sistema é estável e o soluto não se separará espontaneamente a menos que um excesso seja adicionado e ocorra precipitação, situação em que a solução estará **saturada** e ocorrerá a formação de um precipitado.
- (v) as partículas não se sedimentam por ação da gravidade e nem de centrífugas e não são visíveis no microscópio.

Chamamos de **coloide** uma mistura em que partículas insolúveis de dimensões nanométricas (disperso) estão dispersas em um meio (dispergente) que pode ser líquido ou gasoso. Um coloide possui uma fase dispersa caracterizada pelas partículas suspensas, e uma fase contínua, o meio de dispersão. A IUPAC define um estado coloidal como:

“Estado de subdivisão tal que as moléculas ou partículas polimoleculares dispersas em um meio tem pelo menos uma dimensão entre 1.0 nm e 1.0  $\mu\text{m}$  e que descontinuidades são encontradas nessa ordem de distância.”

Em um coloide:

- (i) as substâncias não se separam sob a ação da gravidade, mas é possível separá-las por meio de filtros extremamente finos ou centrífugas.
- (ii) as partículas dispersas são visíveis em ultramicroscópios (ex.: microscopia eletrônica).
- (iii) a luz é espalhada pelas partículas, causando o efeito Tyndall.
- (iv) há mais de uma fase.

**Suspensões**, por sua vez, são misturas heterogêneas em um fluido onde há a presença de partículas grandes o suficiente para que ocorra a sedimentação com a ação da gravidade. Convenciona-se dizer que as partículas dispersas em uma suspensão têm dimensões maiores que 1.0  $\mu\text{m}$ . Segundo a IUPAC:

“Suspensão é um líquido em que partículas sólidas estão dispersas.”

Observe que, de acordo com a definição da IUPAC, coloides também são suspensões. De fato, ambos são misturas heterogêneas devido à separação de fases e suas propriedades são bastante semelhantes. Particularmente no caso de uma suspensão genérica:

- (i) as partículas suspensas, também chamadas de particulados, decantam ou podem ser separadas facilmente por filtração e centrifugação.
- (ii) as partículas podem ser visíveis.
- (iii) as partículas espalham a radiação luminosa e frequentemente são opacos.

Um exemplo clássico de suspensão é a mistura de água e areia, em que os grãos tendem a decantar com o efeito da gravidade. Entre os coloides, temos o leite e o citosol de organismos biológicos.

## 2 A molaridade é a unidade de concentração mais usada

Misturas homogêneas normalmente são chamadas de soluções, podendo se apresentar em diversos estados físicos. O componente presente em grandes quantidades é chamado de **solvente** e as substâncias dissolvidas são chamadas de **solutos**. A maior parte das soluções que trabalharemos neste

curso são soluções líquidas, mas há, também, soluções sólidas, em que o solvente é um sólido, como ligas metálicas, e soluções gasosas, como a nossa atmosfera.

A quantidade de soluto em uma solução é dada por medidas de concentração. A mais comumente utilizada em química é a **molaridade** ( $c$ ), que determina a quantidade de matéria de soluto em um certo volume de solução:

$$c_i = \frac{n_i}{V}, \quad (1)$$

onde  $n_i$  é a quantidade de matéria do soluto  $i$  e  $V$  é o volume da solução. É uma quantidade normalmente expressa em  $\text{mol L}^{-1}$ , mas cada vez mais expressa em  $\text{mol dm}^{-3}$ . Ainda é comum ler e ouvir concentrações expressas em termos da unidade *molar* (M), mas é bom ter em mente que  $1.0 \text{ molar} = 1.0 \text{ mol L}^{-1}$ . Outra medida de concentração bastante comum é a **fração molar** ( $x$ ), em que se calcula a porcentagem da quantidade de matéria do soluto com relação à quantidade de matéria total da solução:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum_j n_j}, \quad (2)$$

sendo uma medida adimensional normalmente expressa em porcentagens. No estudo das alterações das propriedades físicas de líquidos mediante a formação de soluções, é comum a **molalidade**, em que se calcula a quantidade de matéria de soluto por quilograma de solvente:

$$b_i = \frac{n_i}{m_{\text{solvente}}} \quad (3)$$

e é expressa em  $\text{mol kg}^{-1}$ . O uso da molalidade é importante porque, ao contrário da molaridade, que varia de acordo com a temperatura devido à dilatação ou contração da solução, a molalidade não varia e se mantém constante, sendo uma medida mais efetiva para quantificar a dependência de propriedades como a pressão de vapor e as temperaturas de fusão e ebulição com a composição do sistema.

Uma unidade bastante comum no estudo de sistemas bastante diluídos é partes por milhão (ppm):

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ g de soluto}}{1000000 \text{ g de solução}} = \frac{1 \text{ mg de soluto}}{1 \text{ kg de solução}} \quad (4)$$

É possível transformar ppm em  $\text{mol L}^{-1}$ . Sabemos que a densidade da solução ( $\rho$ ) é definida como:

$$\rho = \frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}}$$

Assim, a massa da solução, usada para calcular a concentração em ppm é  $\rho V_{\text{solução}}$ . Como ppm é uma unidade de massa/massa ( $w$ ):

$$w = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{\rho V_{\text{solução}}}$$

A massa do soluto está relacionada à sua quantidade de matéria por  $m_{\text{soluto}} = n_{\text{soluto}} M_{\text{soluto}}$ , portanto:

$$w = \frac{n_{\text{soluto}} M_{\text{soluto}}}{\rho V_{\text{solução}}} \implies w\rho = \frac{n_{\text{soluto}} M_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \implies c = \frac{w\rho}{M_{\text{soluto}}},$$

onde  $c$  é a molaridade. Se estivermos trabalhando com **soluções aquosas** suficientemente diluídas (como aquelas com concentração em ppm), podemos considerar  $\rho = 1.00 \text{ g mL}^{-1} = 1.00 \text{ kg L}^{-1}$  e podemos aproximar  $1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg L}^{-1}$ .

### 3 Preparação de soluções

Quando vamos preparar uma solução, pesamos o soluto e o dissolvemos em um volume pequeno de solvente em um **béquer**. Se o material precisar de muita agitação, usamos um pequeno agitador magnético comumente apelidado de “peixinho”. A Figura 1 mostra o passo-a-passo do processo. Dissolvemos primeiramente em um béquer para facilitar a transferência do material para uma vi-

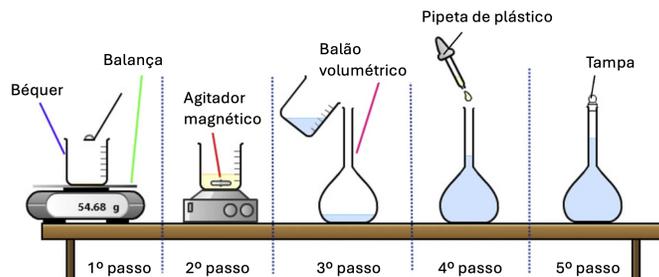


Figura 1: Ilustração de como preparar uma solução.

draria mais adequada para guardar soluções, o **balão volumétrico**. Balões volumétricos contêm uma única marcação indicando o volume calibrado e são vidrarias bastante precisas. Transferido o volume inicial para o balão, completa-se o volume até a marca com solvente e tampa-se o balão para evitar evaporação ou contaminação. Não se insere pipetas dentro do balão para retirar líquidos, apenas as usamos para inserir líquidos **cuidadosamente**, quando necessário. A concentração da solução é dada pela Equação 1, lembrando que temos que transformar a informação da massa em número de mols:

$$n = \frac{m}{M} \implies c = \frac{m}{MV}, \quad (5)$$

onde  $m$  é a massa medida,  $M$  é a massa molar da substância na solução e  $V$  é o volume do balão volumétrico.

É bastante comum ter que preparar soluções a partir de soluções concentradas previamente existentes, chamadas de soluções-estoque. Nesse caso, não pesamos a solução, mas sim extraímos um pequeno volume dela. Transfere-se um pouco da solução para um béquer e, com o auxílio de uma **pipeta volumétrica** (que, assim como o balão volumétrico, é mais preciso), retira-se do béquer e coloca-se em um novo balão volumétrico para a diluição. Como não conhecemos a massa do soluto pesado mas sabemos a concentração da solução-estoque, a quantidade de matéria é definida pelo volume da alíquota coletada,

$$n = cV. \quad (6)$$

Como a quantidade de matéria do soluto na alíquota deve ser igual à quantidade de matéria na solução final,  $n_{\text{inicial}} = n_{\text{final}}$ , logo:

$$c_i V_i = c_f V_f, \quad (7)$$

em que  $c_i$  e  $c_f$  são as concentrações inicial e final e  $V_i$  e  $V_f$  são os volumes inicial e final.

Um procedimento pede por 250 mL de uma solução de amônia  $\text{NH}_3$  de concentração  $0.10 \text{ mol L}^{-1}$ . Para preparar essa solução a partir de uma solução-estoque de amônia de concentração  $14.8 \text{ mol L}^{-1}$ ?

Até agora nós priorizamos usar unidades do sistema internacional, mas o uso de unidades de volume derivadas do litro (L) ainda é prevalente dentro de laboratórios. Lembre-se que 1 L é igual a 1 dm<sup>3</sup> (e 1 mL = 1 cm<sup>3</sup>).

Para descobrir a alíquota que deve ser retirada da solução estoque, basta lembrar que o número de mols do soluto deve ser conservado ao longo do processo da diluição, o que nos permite usar a Equação 7:

$$14.8 \text{ mol L}^{-1} \cdot V_i = 0.10 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.25 \text{ L}$$
$$V_i = 0.0017 \text{ L} = 1.7 \text{ mL}.$$

É importante enfatizar que a Equação 7 somente pode ser usada quando estamos lidando com concentrações com unidades volumétricas (ex.: mol L<sup>-1</sup>, g L<sup>-1</sup>) e nunca com unidades de concentrações baseadas em massa (ex.: porcentagem em peso, molalidade, ppm) porque deve-se levar em consideração mudanças de densidade com a diluição.

## 4 Exercícios de Fixação

1. Porque não usamos a molalidade quando preparamos soluções em um balão volumétrico?
2. Determine a molaridade para cada uma das soluções a seguir:
  - (i) 98.0 g de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> em 1.00 L de solução.
  - (ii)  $7.0 \times 10^{-3}$  mol de I<sub>2</sub> em 100.0 mL de solução.
  - (iii)  $1.8 \times 10^{-4}$  mg de HCl em 0.075 L de solução.
3. Uma solução de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de molalidade 8.010 mol kg<sup>-1</sup> tem densidade igual a 1.354 g mL. Qual é a sua molaridade?
4. Qual é a concentração final de uma solução de NaCl que resulta a partir da evaporação de uma solução de volume inicial igual a 0.150 L e concentração inicial igual a 0.099 88 mol L<sup>-1</sup> até o volume final de 0.105 L?