

Misturas e Soluções

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



Sumário

1	Misturas e soluções	1
1.1	A classificação de misturas	1
1.2	As técnicas de separação	1
2	As operações com soluções	1
2.1	A concentração	1
2.2	A diluição	1
3	As propriedades das soluções	1
3.1	As soluções iônicas	1
3.2	As cores das soluções	1
4	Composição das Soluções	2
4.1	Habilidades	2
5	Operações com Soluções	2
5.1	Habilidades	2
6	Reações em Solução	2
6.1	Habilidades	2
7	Soluções Iônicas	2
7.1	Habilidades	2
8	Absortividade das Soluções	2
8.1	Habilidades	2

1 Misturas e soluções

1.1 A classificação de misturas

1.2 As técnicas de separação

Para analisar a composição de qualquer amostra que é supostamente uma mistura, é preciso separar seus componentes por métodos físicos e identificar cada substância presente. As técnicas físicas comuns de separação são a decantação, a filtração, a cromatografia e a destilação.

A **decantação** aproveita a diferença de densidades. Um líquido que flutua sobre outro líquido ou está acima de um sólido pode ser decantado. A **filtração** é usada para separar substâncias quando existem diferenças de solubilidade (a capacidade de se dissolver em um dado solvente). Agita-se a amostra com o solvente que, então, passa por um filtro fino. Os componentes da mistura que são solúveis se dissolvem no líquido e passam pelo filtro, mas os componentes insolúveis ficam retidos. A técnica pode ser usada para separar açúcar de areia, porque o açúcar é solúvel em água e a areia, não. Uma técnica relacionada e que é uma das mais sensíveis de separação de misturas é a **cromatografia**, que usa a capacidade diferente das substâncias de adsorver-se, ou grudar-se, nas superfícies. O suporte seco que mostra os componentes da mistura separados é denominado **cromatograma**.

A **destilação** usa as diferenças de pontos de ebulição para separar as misturas. Na destilação, os componentes de uma mistura vaporizam-se em temperaturas diferentes e condensam-se em

um tubo resfriado chamado de condensador. A técnica pode ser usada para remover água do sal comum (cloreto de sódio), que só se funde em 801 °C. O sal permanece sólido quando a água evapora.

A separação de misturas aproveita as diferenças de propriedades físicas dos componentes. As técnicas baseadas nas diferenças físicas incluem a decantação, a filtração, a cromatografia e a destilação.

2 As operações com soluções

2.1 A concentração

2.2 A diluição

3 As propriedades das soluções

3.1 As soluções iônicas

3.2 As cores das soluções

A luz branca é uma mistura de todos os comprimentos de onda da radiação eletromagnética entre cerca de 400 nm (violeta) e cerca de 700 nm (vermelho). Quando alguns desses comprimentos de onda são removidos do feixe de luz branca que passa através de uma amostra, a luz que passa não é mais branca. Por exemplo, se a luz vermelha é retirada da luz branca por absorção, a luz que resta é de cor verde. Se a luz verde é removida, a luz que aparece é vermelha. O vermelho e o verde são chamados de **cores complementares** uma da outra — cada uma é a cor que permanece depois que a outra é removida.

A roda de cores mostrada na ilustração pode ser usada para sugerir a faixa de comprimento de onda na qual um complexo tem absorção significativa (não necessariamente absorção máxima). Se uma substância parece azul (como no caso da solução de sulfato de cobre(II), por exemplo), é porque ela está absorvendo a luz laranja (580 nm a 620 nm). Igualmente, com base no comprimento de onda (e, portanto na cor) da luz absorvida pela substância, é possível prever a cor da substância pela cor complementar na roda das cores. Como o MnO_4^- absorve luz em 535 nm, que é a luz amarelo-esverdeada, o composto aparece violeta.

Ponto para pensar Que cor tem um complexo que absorve as luzes violeta e azul?

A absorção da luz visível por substâncias pode ser usada para medir suas concentrações, usando-se um espectrômetro. Em determinado comprimento de onda, a absorbância, A , de uma solução é definida como o logaritmo comum (base 10) da razão entre a intensidade da luz incidente, I_0 , e a intensidade da luz transmitida através da amostra, I :

$$A = \log \left(\frac{I_0}{I} \right)$$

A solução é transferida para um tubo retangular transparente, chamado de *cubeta*. A absorvância é proporcional ao caminho óptico da luz na solução, L , e à concentração molar da substância, c (isto é, $A \propto Lc$). O coeficiente de proporcionalidade é expresso por ϵ e é chamado de coeficiente de absorção molar:

$$A = \epsilon Lc$$

Essa relação normalmente é escrita em termos das intensidades, inserindo-se a definição de A e extraíndo-se os antilogaritmos (10^x , neste caso) de ambos os lados, como:

$$I = I_0 10^{-\epsilon Lc}$$

Essa forma da relação é denominada **Lei de Beer**. Ela mostra que a intensidade transmitida cai rapidamente com o caminho óptico: se este for duplicado, tem-se uma redução de 100 vezes na intensidade transmitida. O coeficiente de absorção molar é característico do composto e o comprimento de onda é típico da luz incidente.

As concentrações das soluções do íon permanganato, que é púrpura, são frequentemente determinadas pela via espectrofotométrica. Se uma célula com caminho óptico igual a 1 cm contendo uma solução de KMnO_4 tem absorvância igual a 0,4 a 525 nm, calcule a concentração de MnO_4^- sabendo que o coeficiente de absorção molar a 525 nm é $2,5 \text{ L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$.

A absorvância de um composto em solução é proporcional à sua concentração molar. A lei de Beer pode ser usada para se determinar a concentração de solutos.

4 Composição das Soluções

1. Concentração mássica e molar.
2. Partes por milhão (ppm) e bilhão (ppb).
3. Molalidade.
4. Concentração de peróxido de hidrogênio em volumes:

$$F = \frac{V_{\text{CNTP}}(\text{O}_2)}{V} = 11,2 \cdot \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{\text{mol L}^{-1}}$$

4.1 Habilidades

- **Relacionar** as unidade de concentração de soluções.
- **Calcular** a concentração em volumes para uma solução de peróxido de hidrogênio.

5 Operações com Soluções

1. Diluição e secagem.
2. Misturas.
3. Balanços materiais.
4. Balanço energético.

5.1 Habilidades

- **Calcular** a concentração final após uma operação em solução.

6 Reações em Solução

1. Estequiometria em solução.
2. Rendimento.

6.1 Habilidades

- **Calcular** a quantidade de produto formado em uma reação em solução.

7 Soluções Iônicas

1. Balanço de cargas.
2. Condutividade específica:

$$\kappa = \frac{1}{\rho} = \frac{l}{RA}$$

3. Condutividade molar:

$$\Lambda_m^\circ = \frac{\kappa}{c}$$

4. Lei de migração independente:

$$\Lambda_m^\circ = \lambda_+^\circ + \lambda_-^\circ$$

5. Mobilidade iônica.

7.1 Habilidades

- **Calcular** a concentração de íons em solução a partir da condutividade.
- **Comparar** a condutividade de diferentes íons em solução.

8 Absortividade das Soluções

1. Espectrofotometria.
2. Absortividade molar.
3. Lei de Beer-Lambert:

$$A = \log_{10} \frac{I_0}{I} = \epsilon Lc$$

8.1 Habilidades

- **Determinar** a concentração de íons em solução a partir de sua absortividade.