

Química



Aula 9 – Físico-Química: Soluções

Elaborado e editado por: Eduarda Boing Pinheiro

Que tal aprender um pouco sobre os conceitos de soluções?

Ao combinar diferentes compostos, podemos obter misturas homogêneas (quando há total solubilização), ou heterogêneas (quando é possível perceber que existem duas fases na mistura). A Figura 1 mostra a imagem de uma mistura homogênea sendo formada, e a Figura 2 apresenta uma mistura heterogênea.



Figura 1: Formação de mistura homogênea.
(Fonte: <https://descomplica.com.br>)



Figura 2: Exemplo de mistura heterogênea.
(Fonte: <https://escolakids.uol.com.br>)

As misturas podem ser classificadas como suspensões, coloides ou soluções. Essa classificação depende do quão solúveis são as misturas, e também do tamanho da partícula dissolvida:

- **Suspensões** - são misturas heterogêneas, nas quais é possível identificar partículas insolúveis na mistura. Essas partículas costumam apresentar diâmetro maior do que 100 nm. As suspensões são características de misturas heterogêneas entre sólidos e líquidos. Misturas heterogêneas entre líquidos são ditas emulsões.
- **Coloides** - apresentam partículas menores do que 100 nm, mas maiores do que 1 nm. A olho nu, geralmente se vê essa mistura como homogênea, mas com o auxílio de microscópio, é possível visualizar algumas partículas não solubilizadas.
- **Soluções** - suas partículas não podem ser visualizadas nem com microscópios (têm diâmetro menor do que 1 nm), e são misturas homogêneas.

A partir daqui, vamos nos ater ao estudo das soluções.

Diz-se que o material de menor quantidade componente de uma solução é o soluto, enquanto o solvente é o composto de maior quantidade, como pode ser visto na Figura 3.

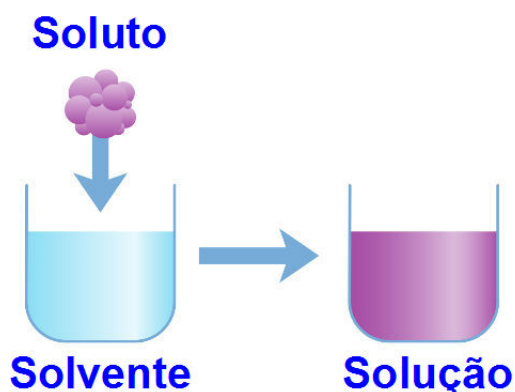


Figura 3: Sistema com soluto, solvente e solução. (Fonte: <https://mundoeducacao.bol.uol.com.br>)

De acordo com a quantidade de soluto solubilizada no solvente, as soluções podem ser divididas em insaturadas (ou não saturadas), saturadas ou supersaturadas. A Figura 4 mostra um esquema representativo de cada uma delas.

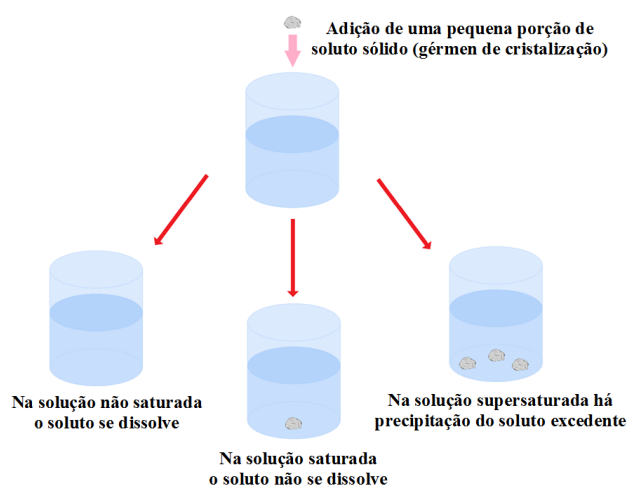


Figura 4: Formação de soluções não saturada, saturada e supersaturada.

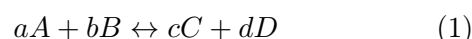
1. Soluções insaturadas apresentam menos soluto do que o solvente consegue solubilizar;
2. Soluções saturadas têm exatamente a massa de soluto capaz de ser solubilizada (adicionando-se mais soluto, haverá formação de corpo de fundo, e a mistura se tornará heterogênea, não podendo mais ser classificada como solução);
3. Soluções supersaturadas têm mais soluto do que o solvente consegue solubilizar, mas devido ao aquecimento do sistema, esse soluto está solúvel. Qualquer perturbação promove a precipitação do soluto em excesso na solução.

É possível determinar a massa de soluto que pode ser solubilizada pelo solvente através da solubilidade. A solubilidade é específica para cada soluto em cada solvente, e depende da temperatura a qual a solução está submetida.

Ex: A 20°C a solubilidade do nitrato de prata ($AgNO_3$) é de 170g/100g H_2O . Isso significa que 100 g de H_2O solubiliza, no máximo, 170 g de $AgNO_3$.

A solubilidade também pode ser expressa em mol/L, visto que se trabalha a solubilidade com unidades de concentração. O K_{ps} é obtido pela multiplicação das concentrações, em mol/L, dos produtos. Ele indica quão solúvel determinado soluto é naquele solvente: quanto maior o K_{ps} , maior a solubilidade.

Considerando a reação genérica mostrada na Equação 1, é possível obter o seu K_{ps} (Equação 2).



$$K_{ps} = C^c \cdot D^d \quad (2)$$

É possível construir gráficos da solubilidade dos compostos em função da temperatura. As curvas dos gráficos são chamadas de curvas de solubilidade. No gráfico exposto pela Figura 5, é mostrada uma curva de solubilidade genérica. No ponto C, tem-se uma solução insaturada; no ponto B, a solução está saturada; o ponto A indica que há mais soluto do que o solvente consegue solubilizar, portanto a solução está saturada com corpo de fundo.

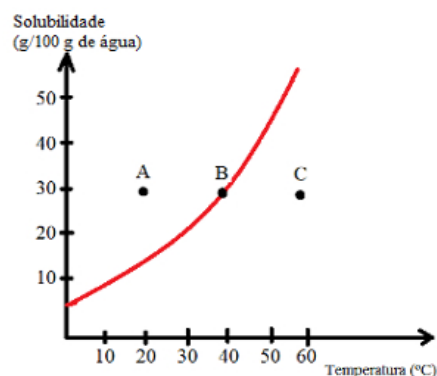


Figura 5: Gráfico de solubilidade. (Fonte: <https://brasilescola.uol.com.br>)

Existem, ainda, gráficos nos quais observam-se as curvas da pressão e da temperatura em que ocorrem as transições de fase. Esse gráfico é chamado de

diagrama de fases, e pode ser visto na Figura 6.

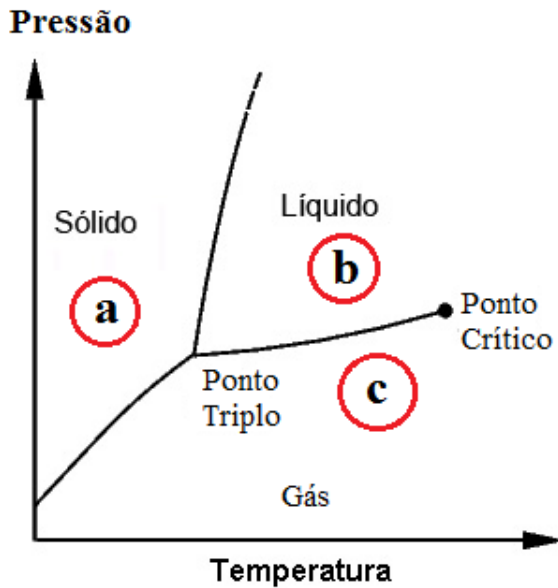


Figura 6: Diagrama de fases. (Fonte: <http://licenciandoemquimica.blogspot.com>)

No diagrama de fases, é possível perceber as condições reacionais que determinam o estado físico das substâncias. Geralmente, as substâncias são sólidas em temperaturas baixas e pressões maiores; os líquidos se formam em pressões e temperaturas altas; temperaturas maiores, à baixa pressão são características de compostos no estado gasoso. Existe uma única condição para cada substância (representada no gráfico pelo ponto triplo), em que ela pode ser encontrada nos estados físico, sólido e líquido.

Algumas soluções são mais diluídas do que outras, dependendo da quantidade de soluto e solvente que apresentam. Para concentrar uma solução, podemos manter a quantidade de soluto, e variar apenas a quantidade de solvente. Assim, a massa e o número de mols do soluto permanecem os mesmos. Os cálculos mostrados pela Equação 3 partem desse princípio.

$$C = \frac{m}{V} \rightarrow m = C \cdot V \quad (3)$$

Sabendo que a massa antes e depois da diluição ou da concentração é a mesma, podemos chegar à Equação 4.

$$\begin{aligned} m_{antes} &= m_{depois} \\ C_{antes} \cdot V_{antes} &= C_{depois} \cdot V_{depois} \end{aligned} \quad (4)$$

A mesma ideia é utilizada para a concentração

molar: sabendo-se a fórmula da concentração molar (M), é possível isolar o número de mols (Equação 5), o qual se mantém igual antes e depois da diluição, chegando à Equação 6.

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V \quad (5)$$

$$\begin{aligned} n_{antes} &= n_{depois} \\ M_{antes} \cdot V_{antes} &= M_{depois} \cdot V_{depois} \end{aligned} \quad (6)$$

Ex: Para preparar 10,0 mL de uma solução 0,01 mol/L, partindo de uma solução 0,1 mol/L, quantos mL serão necessários?

$$\begin{aligned} M_{antes} \cdot V_{antes} &= M_{depois} \cdot V_{depois} \\ 0,1 \text{ mol/L} \cdot V &= 0,01 \text{ mol/L} \cdot 10,0 \text{ mL} \\ V &= 1,0 \text{ mL} \end{aligned}$$

A Figura 7 mostra uma tabela que aborda as relações entre algumas unidades de concentração.

Título em massa (T) É a massa de soluto contida em 1 g de solução	$T = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$
Título percentual em massa ou Percentagem em massa (T%) É a massa de soluto contida em 100 g de solução	$T\% = 100 \times T = 100 \frac{m_1}{m_1 + m_2}$
Concentração comum (C) É a massa de soluto contida em um volume (1 mL, 1 cm ³ ou 1 L)	$C = \frac{m_1}{V}$
Concentração molar (M) É o número de mols do soluto contido em um litro de solução (mol/L)	$M = \frac{n_1}{V} = \frac{m_1}{M_1 \times V}$
Concentração molar (W) É o número de mols de soluto contido em 1 kg de solvente (mol/kg)	$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{m_1}{M_1 \times m_2}$
Fração molar do soluto (X₁) É o número de mols do soluto contido em 1 mol de solução	$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$
Fração molar do solvente (X₂) É o número de mols do solvente contido em 1 mol de solução	$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$
Partes por milhão (ppm) É o número de mg de soluto contido em 1 kg de solução (mg/kg = ppm)	$ppm = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$

Figura 7: Tabela de relações entre as unidades de concentração.

Ao se misturarem duas substâncias puras, suas propriedades são alteradas. Tais propriedades não dependem da natureza do soluto, apenas da sua quantidade em solução. Elas são chamadas de propriedades coligativas, e podem ser vistas nos tópicos a seguir.

- Abaixamento da pressão de vapor – a pressão de vapor é a pressão exercida pelo vapor de uma substância em seu próprio líquido. A ebulição

acontece quando a pressão de vapor se equivale à pressão externa. A pressão de vapor de um líquido diminui quando ele constitui uma mistura, porque ele faz mais interações com o soluto, então fica mais difícil que vire gás.

- Elevação da temperatura de ebulição (ebulioscopia) – a explicação é a mesma para o abaixamento da pressão de vapor: as partículas de solvente e soluto interagem entre si, dificultando que a mistura se transforme em gás. A variação de temperatura é dada pela Equação 7.

$$\Delta T = K_e \cdot W \quad (7)$$

- Diminuição da temperatura de congelamento (crioscopia) – uma vez que as partículas estão interagindo, é mais fácil que elas sejam congeladas, unindo-se ainda mais. Da mesma forma que a ebulioscopia, tem-se a variação de temperatura através da Equação 8.

$$\Delta T = K_c \cdot W \quad (8)$$

- Osmose e pressão osmótica – osmose é o processo de passagem do solvente de um meio pouco concentrado (hipotônico) para um meio mais concentrado (hipertônico), através de uma membrana semipermeável. A pressão osmótica corresponde à pressão que deve ser exercida sobre a solução mais concentrada a fim de impedir que a osmose aconteça. Ela é calculada pela fórmula mostrada na Equação 9.

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (9)$$

A Figura 8 ilustra a ocorrência da osmose.

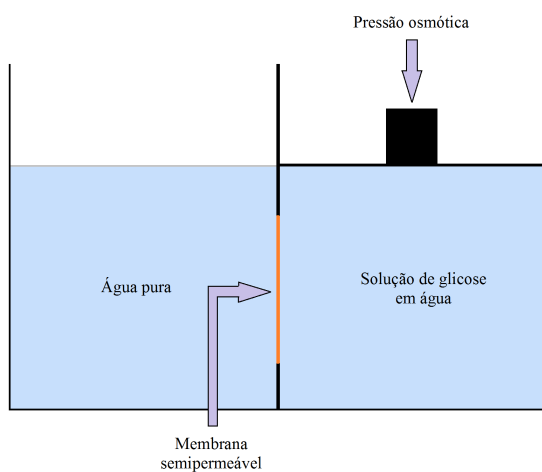


Figura 8: Representação de um processo de osmose.

1 Notas

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____
5. _____
6. _____
7. _____
8. _____
9. _____
10. _____
11. _____
12. _____
13. _____
14. _____
15. _____
16. _____
17. _____
18. _____
19. _____
20. _____
21. _____
22. _____
23. _____
24. _____
25. _____
26. _____
27. _____
28. _____
29. _____
30. _____
31. _____
32. _____
33. _____