

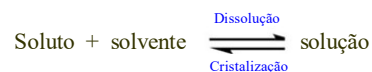
Resumo – Soluções

A maioria dos materiais com as quais interagimos na vida cotidiana são misturas. Muito dessas misturas são homogêneas; ou seja, os seus componentes são misturados uniformemente a nível molecular. As misturas homogêneas são chamadas **soluções**. Cada uma das substâncias numa solução é um componente da solução. O componente que está presente em maior quantidade é denominado **solvente**. Outros componentes são chamados de **solutos**. Alguns exemplos de soluções são: O ar que respiramos é uma solução de vários gases, principalmente oxigênio e nitrogênio; Latão é uma solução sólida de zinco em cobre; bebidas, que são soluções obtidas pela mistura de sólidos em um líquido ou de um líquido em um líquido. Como citado nos exemplos as soluções podem ser gasosas, líquidas ou sólidas

Estado da solução	Estado do solvente	Estado do soluto	Exemplo
Gás	Gás	Gás	Ar
Líquido	Líquido	Gás	Oxigênio na água;
Líquido	Líquido	Líquido	Álcool na água
Líquido	Líquido	Sólido	Sal da água
Sólido	Sólido	Gás	Hidrogênio no paládio
Sólido	Sólido	Líquido	Mercúrio na prata
Sólido	Sólido	Sólido	Prata no ouro

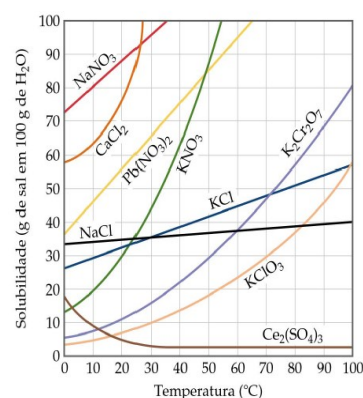
Uma solução é formada quando uma substância se dispersa uniformemente em outra e sofre ação das **interações intermoleculares**. Moléculas ou íons, substâncias no estado líquido e sólidos são submetidos a forças atrativas intermoleculares que mantêm as partículas unidas. As forças intermoleculares também atuam entre as partículas e as moléculas de soluto e solvente. Vários tipos de forças intermoleculares pode atuar entre partículas do soluto e do solvente em uma solução.

A medida que um soluto sólido começa a dissolver-se em um solvente, a concentração de partículas de soluto na solução aumenta, e o mesmo acontece com a probabilidade de que essas partículas colidam com a superfície sólida, formando cristais. O processo oposto ao processo de dissolução é chamado de cristalização, quando envolve solutos sólidos.



Uma solução que está em equilíbrio com o soluto não dissolvido é denominada de **solução saturada**, nessa situação nenhum soluto adicional pode ser dissolvido. A quantidade de soluto necessário para formar uma solução saturada, em uma quantidade de solvente, a uma determinada temperatura, é denominada de **solubilidade** do referido soluto. Por exemplo, a solubilidade do NaCl em água a 0 °C é de 35,7 g por 100 mL de água, portanto esse é o valor máximo de NaCl que pode ser dissolvido em água para dar uma solução estável, em equilíbrio, a essa temperatura, ou seja, uma solução saturada. Se uma quantidade menor que a quantidade de soluto necessário para formar uma solução saturada, a solução é dita **insaturada**. Por exemplo, uma solução contendo apenas 10,0 g de NaCl em 100 mL de água a 0 °C é insaturada, pois nessas condições poderia ser dissolvido mais soluto aos 100 mL de solvente. Sob condições adequadas, às vezes é possível formar soluções que contêm uma quantidade maior do que a necessária para formar uma solução saturada de soluto, neste caso específico temos uma solução **supersaturada**, como as moléculas de soluto de uma solução supersaturada se encontram presentes numa concentração mais elevada que a sua concentração de equilíbrio, tais soluções são instáveis. Vale lembrar que uma solução que apresente cristais ao fundo do recipiente é tratada como uma **solução saturada com corpo de fundo**, a solução neste caso encontra-se saturada, e o excesso de soluto é precipitado.

Curvas de solubilidade de compostos iônicos em água



Fatores que afetam a solubilidade

➤ Interações soluto-solvente

Quanto maior a atração entre as moléculas do soluto e do solvente, maior será a solubilidade da substância, ou seja, “Semelhante dissolve semelhante”, solutos com interações intermoleculares parecidas as existentes no solvente, formarão fortes interações soluto-solvente, favorecendo o processo de dissolução. O tipo de interação intermolecular existente depende da polaridade das moléculas envolvidas no processo, os principais tipos são:

Interações dipolo-dipolo: estabelecem-se entre moléculas polares ($\mu_R \neq 0$).

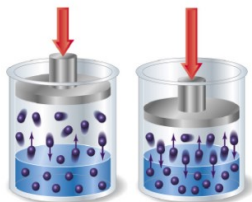
Interações íon-dipolo: estabelecem-se entre moléculas polares ($\mu_R \neq 0$) e íons.

Interações dipolo induzido-dipolo induzido (Forças de van der Waals, Dipolo Induzido ou Força de London): estabelecem-se entre moléculas apolares ($\mu_R = 0$).

Interação de Hidrogênio: é um caso particular da interação dipolo-dipolo. As ligações de H estabelecem-se entre átomos pequenos e com eletronegatividades altas (F, O e N) e o átomo de H.

➤ Efeitos da pressão

Quanto maior a pressão exercida sobre um gás, maior vai ser a sua solubilidade. Os líquidos e sólidos não são afetados consideravelmente pela pressão do sistema.



Lei de Henry:

$$S_g = k \cdot p$$

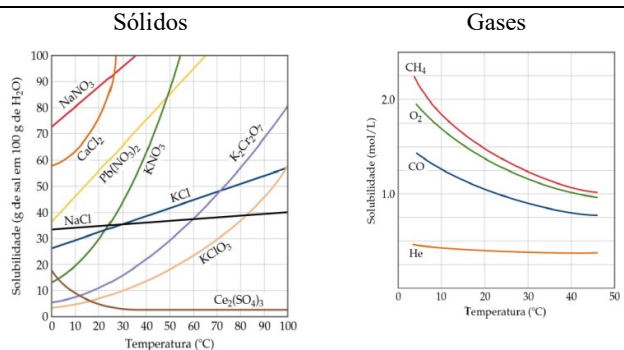
S_g : Solubilidade do gás em solução

k : constante proporcionalidade (é diferente para cada par soluto-solventes)

p : pressão parcial do gás

➤ Efeitos da temperatura

O aumento da temperatura de uma solução faz com que a maioria dos sólidos umentem a sua solubilidade, já os gases diminuem a solubilidade. Conforme as curvas de solubilidade ao lado, para sólidos se o processo de dissolução é endotérmico a curva é crescente, para processo exotérmicos a curva é decrescente.



Formas de expressar a concentração

A concentração de uma solução pode ser expressa qualitativamente ou quantitativamente. Os termos **diluído** e **concentrado** são empregados para descrever qualitativamente uma solução termos são utilizados. Uma solução com uma concentração relativamente baixa do soluto é descrita como diluída, enquanto que uma solução com uma alta concentração é descrita como concentrada. Podemos expressar quantitativamente a concentração de uma solução das seguintes formas:

Porcentagem em massa: é a razão da massa do soluto pela massa da solução (solvente + soluto).

$$\%(m/m) = \frac{\text{mass}_{\text{soluto}}}{\text{mass}_{\text{soluto}} + \text{mass}_{\text{solvente}}}$$

Ex: uma solução de ácido clorídrico que é 36% em massa de HCl contém 36 g de HCl para cada 100 g de solução.

Fração molar: é a razão do número de mols do soluto pelo número de mols da solução (solvente + soluto).

$$x = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$$

Obs.: A fração molar é adimensional, e pode ser calculada tanto para o soluto, quanto para o solvente.

Concentração molar (ou Molaridade): é a razão do número de mols do soluto pelo volume da solução.

$$[] = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

Obs.: A molaridade também pode ser expressa por \mathcal{M} , e possui unidade de mol L⁻¹.

Concentração Comum: é a razão da massa do soluto pelo volume da solução.

$$C = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

Obs.: A concentração comum é frequentemente expressa em de g L⁻¹.

Molalidade: é a razão do número de mols do soluto pela massa do solvente (em kg).

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{mass}_{\text{solvente}}}$$

Obs.: A molalidade é expressa em mol kg⁻¹.

Densidade: é a razão massa da solução (solvente + soluto) pelo volume da solução.

$$d = \frac{\text{mass}_{\text{soluto}} + \text{mass}_{\text{solvente}}}{V_{\text{solução}}}$$

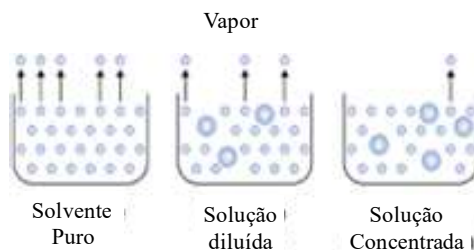
Obs.: A densidade não deve ser confundida com a concentração comum.

Propriedades coligativas

Propriedades físicas das soluções que dependem da quantidade (concentração) de partículas que o soluto produz em solução.

Abaixamento da pressão de vapor (Tonoscopia):

Isso ocorre porque as partículas do soluto roubam energia cinética das moléculas do solvente, impedindo que parte destas ganhem o estado de vapor. As partículas dispersas constituem uma barreira que dificulta a movimentação das moléculas do solvente do líquido para a fase gasosa.



Lei de Raoult: A pressão parcial (p_a) exercida pelo vapor do solvente na solução é igual ao produto da fração em quantidade de matéria (x_a), vezes a pressão de vapor do solvente puro (P_a^o).

$$p_a = (x_a) \times (P_a^o)$$

Elevação do ponto de ebulição (Ebulioscopia):

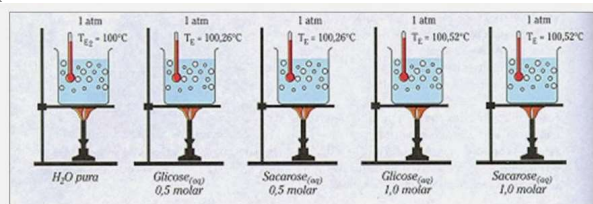
Corresponde ao aumento do ponto de ebulição de um líquido quando acrescenta-se a ele um soluto não-volátil. É como se as partículas do soluto "segurassem" as partículas do solvente, dificultando sua passagem ao estado gasoso.

$$\Delta T_e = K_e m$$

K_e : constante molar de elevação do ponto de ebulição

m : molalidade

ΔT_e : aumento no ponto de ebulição em relação ao solvente puro



A temperatura de ebulição do solvente na solução é obtido somando-se a temperatura de ebulição do solvente puro (T_e^o) com a variação causada pela adição de soluto (ΔT_e)

$$T_e' = T_e^o + \Delta T_e$$

Diminuição do ponto de congelamento (Crioscopia):

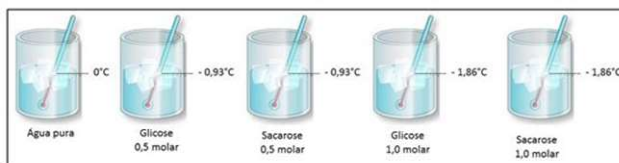
A adição de um soluto não-volátil diminui a pressão de vapor do líquido. Consequentemente, a temperatura de ebulição desse líquido aumenta e a de congelamento diminui.

$$\Delta T_c = K_c m$$

K_c : constante molar de diminuição do ponto de congelamento

m : molalidade

ΔT_c : abaixamento no ponto de congelamento em relação ao solvente puro



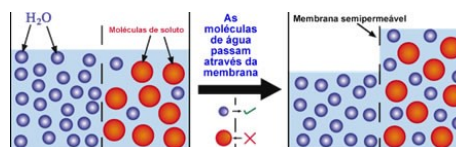
A temperatura de ebulição do solvente na solução é obtido somando-se a temperatura de ebulição do solvente puro (T_c^o) com a variação causada pela adição de soluto (ΔT_c)

$$T_c' = T_c^o - \Delta T_c$$

Pressão osmótica:

É a pressão que deve ser aplicada sobre uma membrana semipermeável para evitar que o solvente a atravesse, ou seja, é a força contrária à osmose.

O processo de osmose consiste na passagem do solvente através de uma membrana semipermeável de um meio hipotônico para um meio hipertônico.



A pressão osmótica é calculada usando a seguinte expressão:

$$\pi = \mathcal{M} RT$$

π : Pressão osmótica

\mathcal{M} : Concentração molar

R : Constante dos gases ideais (0,082 L atm mol⁻¹K⁻¹);

T : temperatura (em Kelvin)

Referência

Esse resumo baseia-se no material bibliográfico do seguinte livro: Brown, T.L.; Lemay, H.E.; Bursten, B.E. Química - A Ciência Central. Prentice Hall. 9ª Ed. 2005.