Soluções

[Imagem: kimberlysnyder.net]

Dispersões

Uma **dispersão é uma mistura de duas ou mais substâncias**.

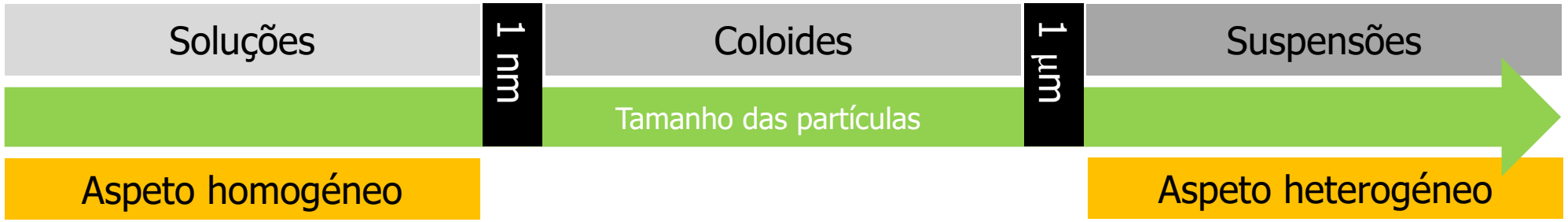
Há uma **fase dispersa** (ou meio disperso) que se encontra numa **fase dispersante** (ou meio dispersante).

As dispersões podem ser:

Soluções – o tamanho das partículas dispersas é inferior a 1 nm e tem **uma única fase** (sistemas **homogéneos**);

Coloides (ou soluções coloidais) – o tamanho das partículas dispersas varia entre 1 nm e 1 μm;

Suspensões – o tamanho das partículas dispersas é superior a 1 μm e são sistemas **heterogéneos**.



Solução

Uma **solução** é uma **mistura homogénea**, de duas ou mais substâncias. Nesta caso o meio disperso chama-se soluto e o meio dispersante solvente.

Soluto e solvente

A **substância que se dissolve** é chamada **soluto**.

A **substância em que se dissolve** o soluto é o **solvente**.

O solvente é o componente que se encontrava, antes de ser realizada a mistura, no mesmo estado físico que a solução final, ou, no caso de haver mais do que um componente nesta situação, aquele que estiver em maior quantidade química.

Uma solução pode ter mais do que um soluto mas só um solvente!

Soluções aquosas – Soluções em que o solvente é a água.

[Imagem: duongdamat.com.vn]

Solução

Tipos de solução

Sólidas

Neste caso o solvente é sólido, e o soluto pode ser sólido, líquido ou gasoso.

Exemplos: bronze (cobre e estanho); liga de cobre e mercúrio; ouro utilizado em joias; paládio e hidrogénio.

Líquidas

O solvente é líquido, e o soluto pode estar em qualquer um dos estados físicos: sólido, líquido ou gasoso.

Exemplos: água açucarada; água salgada; água da torneira; vinho.

Gasosas

Tanto o solvente como o soluto são gasosos.

Exemplos: ar; qualquer mistura de gases.

Solução

Solução insaturada

Dizer que uma solução é insaturada relativamente a um determinado soluto quer dizer que, a essa temperatura, **ainda é possível dissolver uma maior quantidade desse soluto** nessa solução.

Solução saturada

Uma solução está saturada quando **não é possível dissolver** nela, **a essa temperatura**, uma **maior quantidade de soluto**.

Se a uma solução saturada for adicionado mais soluto, este ficará por dissolver.

Solução sobressaturada

Em determinadas condições é possível dissolver uma maior quantidade de soluto numa solução, excedendo o valor da solubilidade a essa temperatura.

Estas soluções são **instáveis**.

Solução

Composição

Qualitativa – indica quais os constituintes dessa solução.

Exemplo: água e cloreto de sódio.

Quantitativa – indica a quantidade de cada componente na solução.

Exemplo: 100 cm^3 de água e 2,3 g de cloreto de sódio.

Concentração de uma solução

Para caracterizar uma solução é necessário conhecer a sua concentração.

A concentração de um soluto numa solução indica a quanto soluto existe em determinado volume da solução.

A concentração **pode ser expressa de diversas formas**, com diversas unidades: concentração molar; concentração mássica; fração molar; molalidade; percentagem em massa, ou em volume; partes por milhão…

No caso de várias soluções do mesmo soluto:

A **solução mais diluída** é a que tiver um **menor valor de concentração**,

A **solução mais concentrada** aquela que apresentar um **maior valor de concentração**.

Os valores de concentração das diversas soluções só podem ser comparados se estiverem expressos nas mesmas unidades.

Concentração de uma solução

Concentração molar (c)

A concentração molar de uma solução, c, relaciona o **número de moles de um soluto** com o **volume total da solução**:

$$c = \frac{n}{V}$$

em que:
n – quantidade de soluto (mol)
V – o volume da solução (dm^3)

A concentração molar é **normalmente expressa em mol dm^{-3}** apesar de no SI ser mol m^{-3}.

Se a concentração de um soluto X é igual a 1,2 mol dm^{-3}, isto quer dizer que por cada dm^3 de solução existe 1,2 mol desse soluto.

Concentração de uma solução

Concentração mássica (c_m)

É a relação entre a **massa de um determinado soluto** e o **volume da solução**:

$$c_m = \frac{m}{V}$$

em que:
m – massa do soluto (kg)
V – volume da solução (m^3)

Também é usual calcular a concentração mássica em g cm^{-3}.

Concentração de uma solução

Fração molar (χ)

A fração molar do componente A de uma solução, χ_A, é igual à relação entre o **número de moles desse componente** (n_A) e o **número de moles total** na solução (n_{total}):

$$\chi_A = \frac{n_A}{n_{total}}$$

em que:
n_A – quantidade de matéria da substância A
$n_{total} = n_A + n_B + n_C + \cdots$

É uma grandeza adimensional.

A soma das frações molares de todos os componentes da solução é igual à unidade:

$$\chi_A + \chi_B + \chi_C + \cdots = 1$$

Concentração de uma solução

Fração mássica (ω)

Expressa a **razão entre a massa de soluto e a massa da solução**:

$$\omega_A = \frac{m_{soluto\ A}}{m_{solução}}$$

É adimensional.

Pode ser, também, expressa em percentagem (%):

$$\omega_A(\%) = \frac{m_{soluto\ A}}{m_{solução}} \times 100$$

Para concentrações muito baixas, pode ser usada uma relação por milhão (pm), expressando "partes por milhão" (ppm):

$$\omega_{pm\ A} = \frac{m_{soluto\ A}}{m_{solução}} \times 10^6 \qquad \text{(ppm)}$$

ω - letra grega minúscula "ómega".

Concentração de uma solução

Fração volúmica (ϕ)

Expressa a **razão entre a massa de soluto e a massa da solução**:

$$\phi_A = \frac{V_{soluto\ A}}{V_{solução}}$$

É adimensional.

Pode ser, também, expressa em percentagem (%):

$$\phi_A(\%) = \frac{V_{soluto\ A}}{V_{solução}} \times 100$$

Para concentrações muito baixas, pode ser usada uma relação por milhão (pm), expressando "partes por milhão" (ppm):

$$\phi_{pm\ A} = \frac{V_{soluto\ A}}{V_{solução}} \times 10^6 \qquad \text{(ppm)}$$

ϕ - letra grega minúscula "fí".

Formulário

$c = \frac{n}{V}$ $\chi_A = \frac{n_A}{n_{total}}$

Bibliografia

- D. Reger, S. Goode, E. Mercer, "Química: Princípios e Aplicações", Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 2010.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, C. Fiolhais, "Novo 10Q", Texto Editores, Lisboa, 2015.
- C. Rodrigues, C. Santos, L. Miguelote, P. Santos, "Rumo à Física 10 – 10º Ano", Areal Editores, 2021.