

Soluções

Fábio Lima

Sumário

- 1 Soluções
- 2 Densidade
- 3 Concentração Comum (g/L)
- 4 Concentração molar \mathcal{M} (mol/L)
- 5 Concentração de íons
- 6 Relação massa x volume
- 7 Diluição de Soluções
- 8 Mistura de Soluções

Soluções



Soluções

Solução: é uma mistura homogênea de soluto e solvente

Solvente: Componente cujo estado físico é preservado.

Soluto: Dissolvido no solvente

Observação: *Se todos os componentes estiverem no mesmo estado físico, o solvente é aquele presente em maior quantidade.*

Solubilidade versus Temperatura

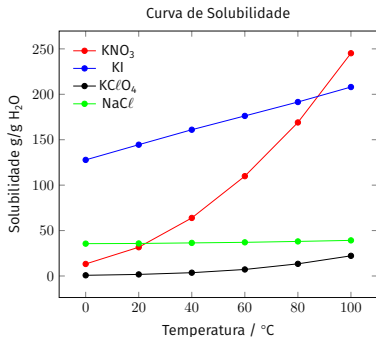


Figura 1: Curvas de Solubilidade

- A solubilidade de uma substância é a quantidade máxima de uma substância que pode ser dissolvida em uma quantidade fixa de solvente a uma determinada temperatura.
- A solubilidade de uma substância geralmente aumenta com a temperatura.
- As moléculas da substância têm mais energia cinética a temperaturas mais altas, o que torna mais provável que elas colidam com as moléculas do solvente e se dissolvam.

Densidade



Densidade (g/mL)

- É a razão entre a massa da solução e o volume da solução.

$$d = \frac{m_{\text{massa da solução}}}{V_{\text{solução}}} \quad (1)$$

- Densidade da solução geralmente é expressa em g mL^{-1} ou em g cm^{-3} . Nestes casos, para transformá-la em g L^{-1} deve-se multiplica-la por 1000.

Concentração Comum (g/L)



Concentração Comum (g/L)

- A quantidade de soluto dissolvido num dado volume de solução é denominada de concentração
- É o quociente entre a massa do soluto e o volume da solução
- Concentração comum é expressa em **g/L** ou **g L⁻¹**

$$c = \frac{m}{V} \quad (2)$$

Exemplo



Exemplo 1

Qual a massa de cloreto de sódio (NaCl) necessária para preparar 250 mL de uma solução aquosa de concentração igual a $58,5 \text{ g L}^{-1}$.



Solução 1

$$c = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}}$$

$$m_{\text{solute}} = c \cdot V(\text{mL})_{\text{solução}}$$

$$m_{\text{solute}} = 58 \text{ g L}^{-1} \cdot 0,25 \text{ L}$$

$$m_{\text{solute}} = 14,625 \text{ g}$$

Concentração molar \mathcal{M} (mol/L)



Concentração molar \mathcal{M} (mol/L)

- Expressa o número de moles do soluto em 1L de solução, sua unidade é **mol/L** ou **mol L⁻¹**.
- A molaridade exprime também o número de milimoles (mmol ou 10⁻³ mol) de um soluto por mililitro (mL ou 10⁻³ L) de solução.

$$\mathcal{M} = \frac{n_{moles\ soluto}}{V_{solução}} \Rightarrow \mathcal{M} = \frac{n_{mmol\ soluto}}{V(mL)_{solução}} \quad (3)$$

- Se soubermos a massa do soluto e o volume de solução, podemos calcular a concentração molar.

$$\mathcal{M} = \frac{m_{massa\ soluto}}{MM_{massa\ molar} \cdot V_{solução}} \quad (4)$$

Exemplo



Exemplo 2

Encontrar a molaridade de uma solução aquosa que contém 2,30 g de álcool etílico (EtOH; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) ($\text{MM} = 46,07 \text{ g mol}^{-1}$) em 3,50 L.



Solução 2

$$\mathcal{M} = \frac{m_{\text{massa soluto}}}{\text{MM}_{\text{massa molar}} \cdot V_{\text{solução}}}$$

$$\mathcal{M} = \frac{2,3}{46,07 \cdot 3,5}$$

$$\mathcal{M} = 0,0143 \text{ mol L}^{-1}$$

Concentração de íons

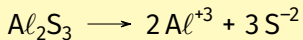
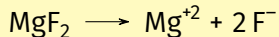
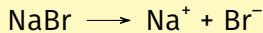


Concentração de íons

- Conhecendo-se a molaridade de uma solução aquosa de um soluto que sofre ionização ou dissociação iônica, pode-se calcular as molaridade dos íons presentes na referida solução.



Equação de dissociação



Exemplo

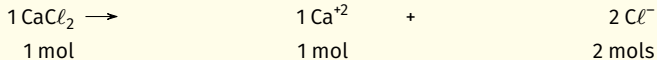


Exemplo 3

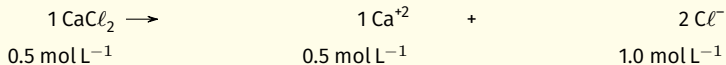
Determine as concentrações molares dos íons Ca^{+2} e Cl^- presentes em uma solução aquosa $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de cloreto de cálcio, sabendo-se que este sal está 100% dissociado.



Solução 3



Na dissociação do cloreto de cálcio, observamos que 1 mol de CaCl_2 fornece 1 mol de Ca^{+2} e 2 mols de Cl^- . Sendo a solução de CaCl_2 $0,5$ molar, conclui-se que as molaridades dos íons são:



Relação massa x volume



Relação massa x volume

$$\%(m/v) = \frac{m}{v_{total}} \cdot 100\% \quad \text{massa por volume} \quad (5)$$

$$\%(m/m) = \frac{m}{m_{total}} \cdot 100\% \quad \text{massa por massa total} \quad (6)$$

$$\%(v/v) = \frac{v}{v_{total}} \cdot 100\% \quad \text{volume por volume} \quad (7)$$

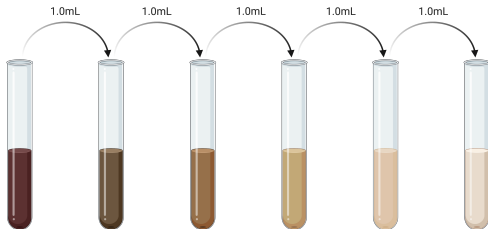
Diluição de Soluções



Diluição de Soluções

- As soluções concentradas também podem ser misturadas com solventes para torná-las diluídas.
- Em diluições a quantidade de solvente é que aumenta e a quantidade de soluto permanece sempre constante. Assim, o número inicial de mols do soluto é igual ao número de mols do soluto no final.

$$\mathcal{M}_1 \cdot V_1 = \mathcal{M}_2 \cdot V_2 \quad (8)$$



Exemplo



Exemplo 4

Ao diluir 100 mL de uma solução de concentração igual a 15g/L ao volume final de 150 mL, a nova concentração será?



Solução 4

$$\mathcal{M}_1 \cdot V_1 = \mathcal{M}_2 \cdot V_2$$

$$15 \cdot 100 = \mathcal{M}_2 \cdot 150$$

$$\mathcal{M}_2 = 1500/150$$

$$\mathcal{M}_2 = 10 \text{ gL}^{-1}$$

Mistura de Soluções



Mistura de Soluções

- Ocorre quando uma mistura de soluções de mesmo soluto sem reação química consiste em reunir em um mesmo recipiente duas soluções.

$$\mathcal{M}_f = \frac{\mathcal{M}_1 \cdot V_1 + \mathcal{M}_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} \quad (9)$$



2 mol/L NaOH
1 L de solução

+



4 mol/L NaOH
2 L de solução

=



3,33 mol/L NaOH
Volume final = 3 L

Exemplo



Exemplo 5

Se misturarmos 400 mL de uma solução aquosa de NaCl 0,2 mol/L com 250 mL de outra solução de NaCl 0,4 mol/L, teremos uma nova solução. Qual será a concentração em mol L⁻¹ da solução final?



Solução 5

$$\begin{aligned}\mathcal{M}_f &= \frac{\mathcal{M}_1 \cdot V_1 + \mathcal{M}_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} \\ \mathcal{M}_f &= \frac{0,2 \cdot 400 + 0,4 \cdot 250}{400 + 250} \\ \mathcal{M}_f &= \frac{80 + 100}{650} \\ \mathcal{M}_f &= 0,27 \text{ mol L}^{-1}\end{aligned}$$

Fim da Aula



Bons Estudos !!!!

Download Aula

