

Soluções

Fábio Lima

Sumário

- 1 Soluções
- 2 Concentrações
- 3 Percentual de uma solução
- 4 Partes por milhão e bilhão (ppm & ppb)
- 5 Diluição de Soluções
- 6 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

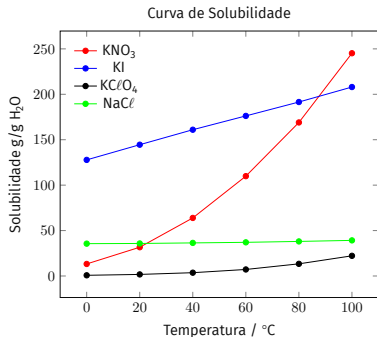


Figura 1: Curvas de Solubilidade

- 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.

Concentrações



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**

$$c = \frac{m}{V} \quad (1)$$

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)

$$\mathcal{M} = \frac{m_{\text{massa soluto}}}{MM_{\text{massa molar}} \cdot V_{\text{solução}}} \quad (2)$$

- 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.

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

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

Exemplo



Exemplo 2

Encontrar a molaridade de uma solução aquosa que contém 2,30 g de álcool etílico (EtOH; C_2H_5OH) ($MM = 46,07 \text{ g mol}^{-1}$) em 3,50 L.



Solução 2

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

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

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

Percentual de uma solução



Relação massa x volume

$$\%(m/v) = \frac{m}{v_{total}} \cdot 100\% \quad \text{massa por volume} \quad (4)$$

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

$$\%(v/v) = \frac{v}{v_{total}} \cdot 100\% \quad \text{volume por volume} \quad (6)$$

Exemplo 1



Exemplo 3

Uma solução foi preparada pela dissolução de 40 gramas de açúcar em 960 gramas de água. Determine seu título e sua porcentagem em massa?




Solução 3





O título em massa é calculado através da relação entre massa de soluto e massa da solução, ou seja, $40 \text{ g} / 1000 \text{ g} = 0,04$. Portanto, a porcentagem em massa de açúcar na solução é de 4%.

Exemplo II

Exemplo 4

Descreva o procedimento para preparar uma solução de Ácido sulfúrico com concentração de 1 mol L^{-1} em 1 L de solução com pureza de 98%. Dados: $\text{MM}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g mol}^{-1}$ $d = 1,84 \text{ g/cm}^3$.



-  Retire 54,4 mL de Ácido Sulfúrico (98,0%, $d = 1,84$) com auxílio de uma pipeta ou proveta;
-  Transfira lentamente para um béquer já contendo água destilada, se possível use banho de gelo;
-  Após resfriar, transfira para um balão volumétrico de 1000 mL;
-  Avolume com água destilada até o traço de referência e homogenize.

Solução 4

1: Estimar a massa do soluto

$$\mathcal{M} = \frac{m}{MM \cdot V} \Rightarrow 1 = \frac{m}{98 \cdot 1} \Rightarrow m = 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

2: Relacionar com densidade para achar o volume

$$d = \frac{m}{v} \Rightarrow 1,84 \text{ g/cm}^3 = \frac{98}{v} \Rightarrow v = 53,26 \text{ mL}$$

3: Relacione a pureza

$$53,26 \text{ mL} \text{ — } 98 \%$$

$$x \text{ mL} \text{ — } 100 \%$$

$$x = 54,4 \text{ mL}$$

Partes por milhão e bilhão (ppm & ppb)



Partes por milhão e bilhão (ppm & ppb)

PPM

partes por milhão 1 mg/L

PPB

partes por bilhão 1 $\mu\text{g/L}$

PPT

partes por trilhão 1 ng/L

$$\text{ppm} = \frac{\text{massa soluto}}{\text{volume solução}} \times 10^6 \Rightarrow \frac{\text{mg}}{\text{L}}$$

$$\text{ppb} = \frac{\text{massa soluto}}{\text{volume solução}} \times 10^9 \Rightarrow \frac{\mu\text{g}}{\text{L}}$$

$$\text{ppt} = \frac{\text{massa soluto}}{\text{volume solução}} \times 10^{12} \Rightarrow \frac{\text{ng}}{\text{L}}$$

Exemplo



Exemplo 5

(UFSCAR-SP) O flúor tem um papel importante na preven-

ção e controle da cárie dentária. Estudos demonstram que, após a fluoretação da água, os índices de cáries nas populações têm diminuído. O flúor também é adicionado a produtos e materiais odontológicos. Suponha que o teor de flúor em determinada água de consumo seja 0,9 ppm (partes por milhão) em massa. Considerando a densidade da água 1g/mL, a quantidade, em miligramas, de flúor que um adulto ingere ao tomar 2 litros dessa água, durante um dia, é igual a

(a) 0,09.

(b) 0,18.

(c) 0,90.

(d) 1,80.

(e) 18,0

Solução 5

Usar a densidade

$$d = \frac{m}{v} \Rightarrow 1 \text{ g/mL} = \frac{m}{2000 \text{ mL}} \Rightarrow m = 2000 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Cálculo da massa de flúor nessas 2 litros dessa água

$$\frac{0,9 \text{ g}}{10^6 \text{ g}} \cdot 2000 \text{ g} \Rightarrow 1,8 \times 10^{-3} \text{ g de F}$$

Isso corresponde a 1,8 mg de flúor.

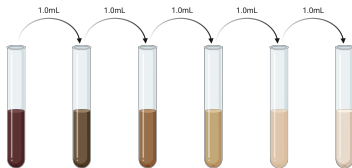
Diluição de Soluções



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.

$$\mathcal{M}_1 \cdot V_1 = \mathcal{M}_2 \cdot V_2 \quad (7)$$



Exemplo



Exemplo 6

Ao adicionar uma quantia de 75mL de água diretamente em 25mL de uma solução $0,20 \text{ mol L}^{-1}$ de cloreto de sódio (NaCl), obtemos uma solução de concentração molar igual a:



Solução 6

Volume adicionado (V_a) = 75 mL; Volume inicial (V_i) = 25 mL;
Molaridade inicial (\mathcal{M}_i) = $0,2 \text{ mol L}^{-1}$; Molaridade final (\mathcal{M}_f) = ?

$$\mathcal{M}_i \cdot V_i = \mathcal{M}_f \cdot V_f$$

$$0,2 \cdot 25 = \mathcal{M}_f \cdot 100$$

$$\mathcal{M}_f = 0,05 \text{ mol L}^{-1}$$

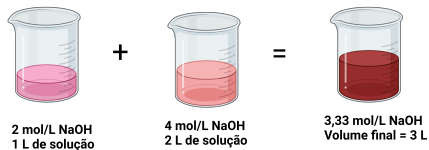
Mistura de Soluções



Mistura de Soluções

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

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



Exemplo



Exemplo 7

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 7

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

Fim da Aula



Bons Estudos !!!!

Download Aula

