

# Soluções

---

Fábio Lima

# Sumário

- 1 Soluções
- 2 Densidade
- 3 Concentrações
- 4 Percentual de uma solução
- 5 Partes por milhão e bilhão (ppm & ppb)
- 6 Diluição de Soluções
- 7 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

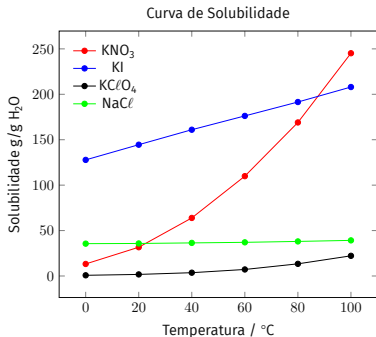


Figura 1: Curvas de Solubilidade

- 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

- Densidade das soluções é uma propriedade física dessas misturas homogêneas, ou seja, pode ser obtida por meio da determinação laboratorial de algumas variáveis, a exemplo da temperatura, peso, volume.

$$d = \frac{m}{v}$$

- A densidade pode ser expressa em  $\text{g L}^{-1}$ ,  $\text{g mL}^{-1}$ ,  $\text{g cm}^{-3}$ , entre outras unidades.
- A densidade é uma propriedade específica da matéria, podendo ser utilizada para identificar substâncias, determinar propriedades da matéria e controlar a qualidade.

## Exemplo



### Exemplo 1

Uma quantidade igual a 40,0 g de  $\text{KNO}_3$  foi dissolvida em 190  $\text{g cm}^{-3}$  de água, resultando em 200  $\text{g cm}^{-3}$  de solução. Calcule a densidade em  $\text{g L}^{-1}$  dessa solução. Considere:  $d_{\text{água}} = 1 \text{ g mL}^{-1}$ .



### Solução 1

**1:** Calcular massa do solvente.

$$d = \frac{m_1}{v} \Rightarrow 1 = \frac{m_1}{190} \Rightarrow m_1 = 190 \text{ g}$$

**2:** Transformação da unidade do volume de  $\text{cm}^3$  para L.  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$ .  $200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$

**3:** Cálculo da densidade da solução.

$$d = \frac{m_1 + m_2}{V} \Rightarrow d = \frac{40 + 190}{0,2}$$
$$d = 1150 \text{ g L}^{-1}$$

# 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<sup>-1</sup>**

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

## Exemplo



### Exemplo 2

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



### Solução 2

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

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

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

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

## 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<sup>-1</sup>**.
- A molaridade exprime também o número de milimoles (mmol ou 10<sup>-3</sup> mol) de um soluto por mililitro (mL ou 10<sup>-3</sup> 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 3

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 3

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

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

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

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 I



### Exemplo 4

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 4

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 5

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



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

### Solução 5

**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 6

(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 6

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

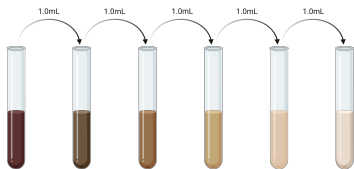




## Diluição de Soluções

- 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 7

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



### Solução 7

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 ( $\mathcal{M}_f$ ) = ?

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

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

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

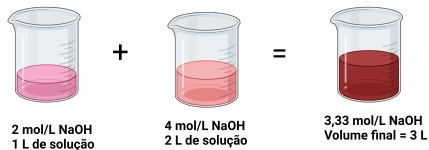
# Mistura de Soluções



# 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 8

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<sup>-1</sup> da solução final?



### Solução 8

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

# Fim da Aula



**Bons Estudos !!!!**

Download Aula

