



Concentração de Soluções Aquosas



Tatiane C. Silva Maiolini
2015



Conceitos importantes

- **Solução:** é qualquer mistura homogênea.

Exemplo de soluções:

- Solução líquida (refrigerantes),
- Solução sólida (bronze = cobre + estanho)
- Solução gasosa (ar atmosférico)
- **Solvente:** Substância capaz de dissolver outra, normalmente apresenta-se em maior quantidade.
- **Soluto:** Substância que é dissolvida num solvente – normalmente está em menor quantidade.



Preparação de Soluções

1 Medimos a massa do soluto, por exemplo, cloreto de sódio já descontando a massa do béquer.

2 Acrescentamos um pouco de água destilada para dissolver o sal (solução intermediária).

3 Transferimos a solução intermediária para um balão volumétrico de 1 litro.

4 Acrescentamos água destilada ao balão volumétrico até a marca que indica o volume de 1 litro.

5 Temos então exatamente 1 L de solução com 200 g de NaCl(s) dissolvido em água.

20 °C

1 L

1 L

3

The diagram illustrates the preparation of a 1 L solution of NaCl. It shows a sequence of five steps: 1. Weighing 200 g of NaCl on a scale. 2. Dissolving the NaCl in water in a beaker. 3. Transferring the solution to a 1 L volumetric flask. 4. Adding water to the volumetric flask to reach the 1 L mark. 5. The final 1 L solution containing 200 g of NaCl. The diagram also includes a temperature indicator of 20 °C and a small credit to 'Luiz Moura/Arquivo da Editora'.

Preparação de Soluções

EXCEÇÃO:

- Preparação de soluções ácidas e bases a partir de substâncias puras(ou concentradas)
- Primeiro se adiciona água e depois a substância concentrada.
- **Jamais** se adiciona água a um ácido concentrado.



Preparação de Soluções

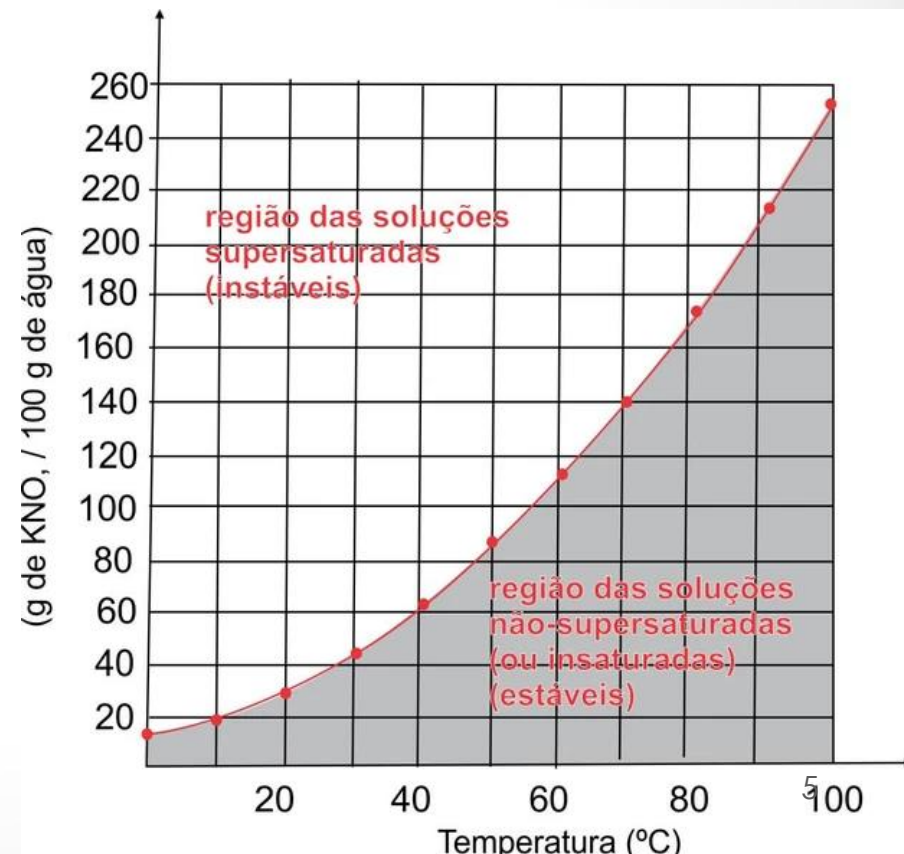
- **Coeficiente de Solubilidade (CS):**

É a quantidade máxima, em grama, de soluto que se dissolve numa quantidade fixa de solvente a uma dada temperatura.

Exemplos:

NaCl – 357g/L de H₂O a 0°C

AgCl – 0,00035g/100mL de H₂O a 25°C



Classificação da Solução

- Solução Insaturada:

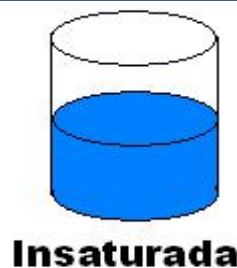
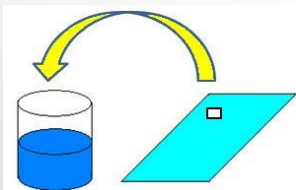
Solução que se consegue dissolver um pouco mais de soluto, dada uma temperatura fixa, ou seja, **NÃO** atingiu o coeficiente de solubilidade.

- Solução Saturada:

Solução que não consegue mais dissolver soluto, dada uma temperatura fixa, ou seja, **ATINGIU** o coeficiente de solubilidade.

- Solução Supersaturada:

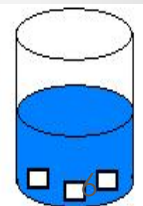
Solução que ultrapassou o coeficiente de solubilidade, são instáveis, há corpo de fundo.



Insaturada

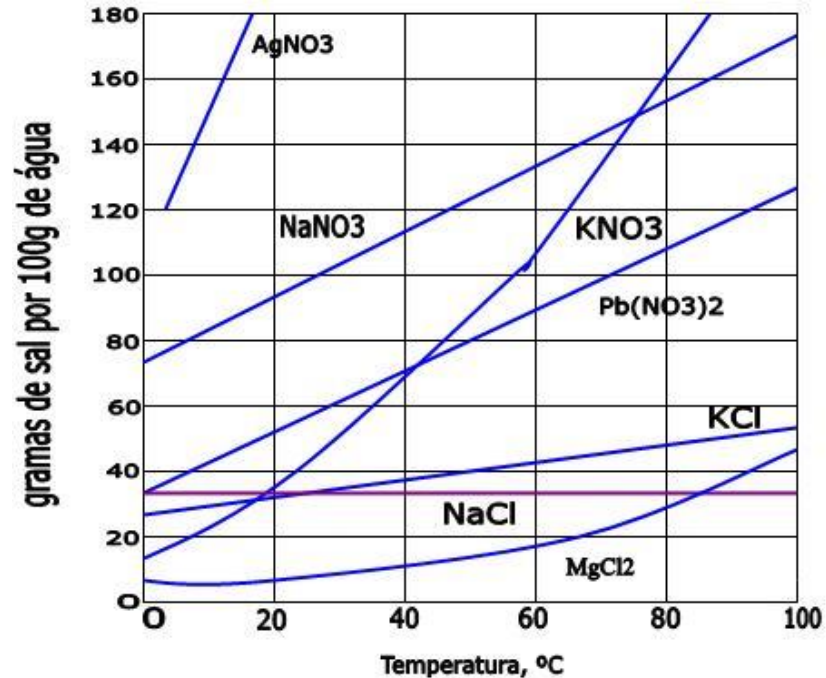
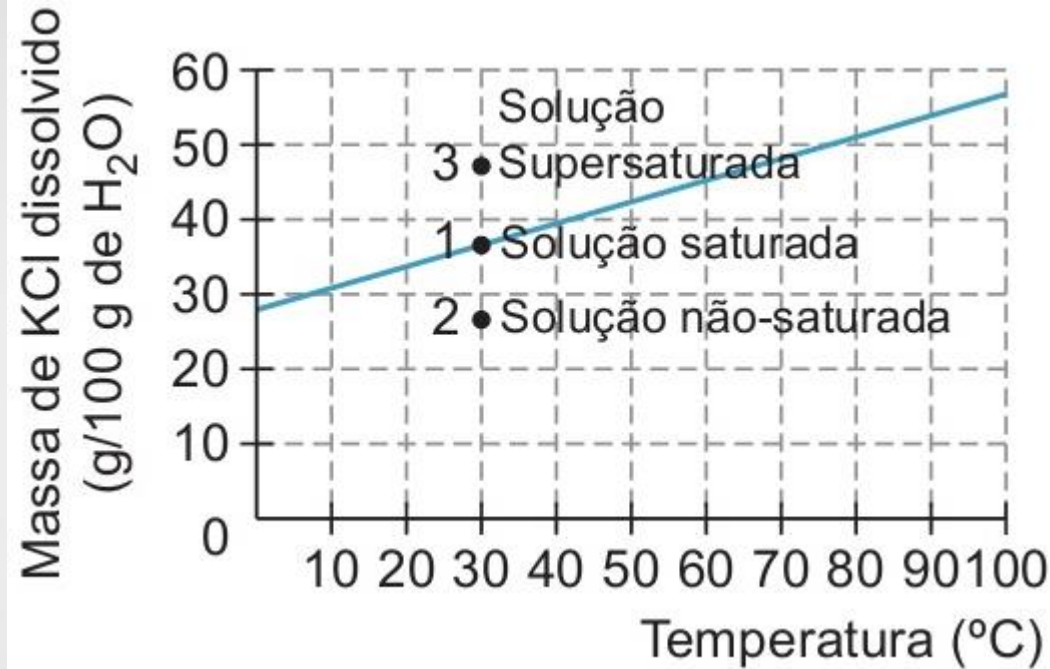


Saturada

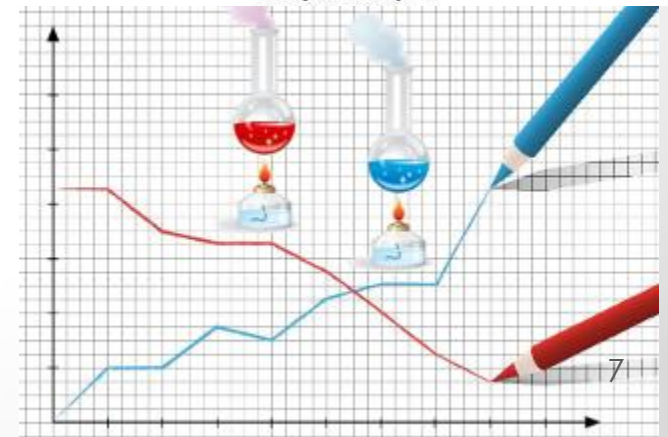


Supersaturada

Classificação da Solução



Substância												
Brometo de potássio	Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
	Coefficiente de solubilidade (g/100 g de água)	52	55	59	62	65	69	71	73	78	80	82
Oxalato de cálcio	Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
	Coefficiente de solubilidade (g/100 g de água)	38	35	34	33	32	31	31	31	33	30	29



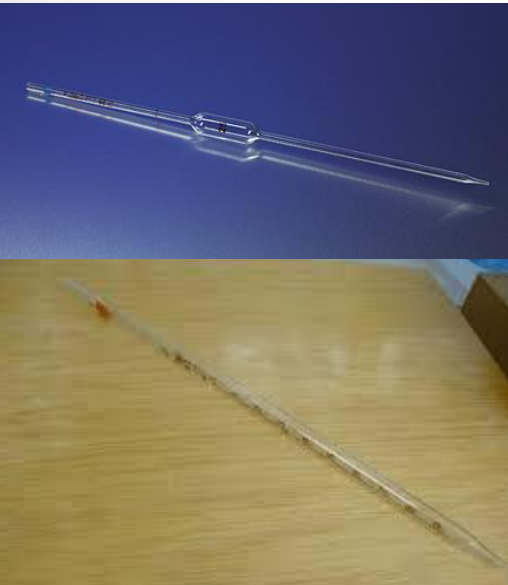
Materiais para medida de volume

- Béquer: Pouco preciso, medidas aproximada.
- Erlenmeyer: Também é pouco preciso, medidas aproximada.
- Proveta: Fornece medidas razoáveis.



Materiais para medida de volume

- Balão volumétrico: Apresenta traço de calibração, medida com boa precisão.
- Pipeta volumétrica: Apresenta traço de calibração, medida com boa precisão.
- Bureta: Maior precisão, utilizado para medir volume de solução adicionado a um frasco.



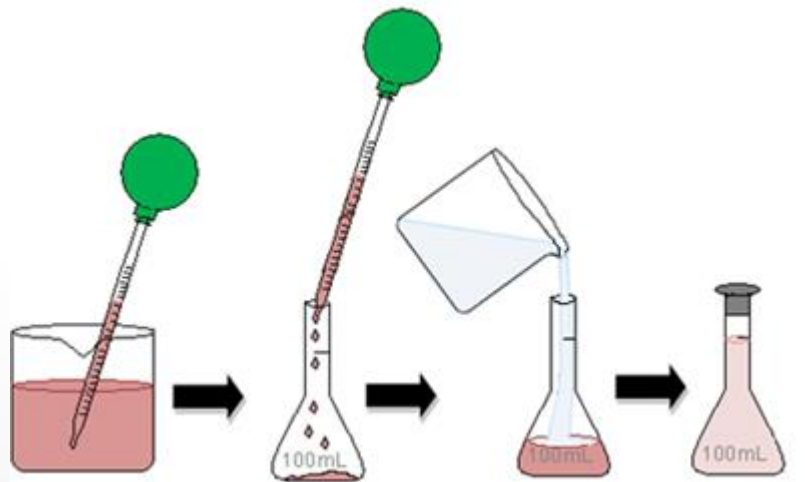
Concentração Comum

- Expressa a massa do SOLUTO presente em um certo volume de SOLUÇÃO. Normalmente g/L(g/mL; g/cm³; mg/L;).

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

OU

“Regra de 3”



Concentração Comum

Exemplo:

Uma solução foi preparada utilizando 40g de sal em 500mL de água. Calcule a concentração comum.

$$C = \frac{40\text{g}}{0,5\text{L}}$$

$$C = 80\text{g/L}$$

OU

$$\begin{array}{ccc} 40\text{g} & \text{-----} & 500\text{mL} \\ x & \text{-----} & 1000\text{mL} \end{array}$$

$$x = 80\text{g/L}$$

Concentração Comum

Exemplo:

Uma solução aquosa de ácido sulfúrico é preparada segundo as normas de segurança, ou seja, em uma capela com exaustor. O químico mistura 33g de H_2SO_4 em 200mL de água, com extremo cuidado, lentamente e sobre agitação constante. Ao final, obtém um volume de solução igual a 220mL. Calcule a concentração em g/L dessa solução.

$$\begin{array}{rcl} 33\text{g} & \text{-----} & 220\text{mL} \\ x & \text{-----} & 1000\text{mL} \\ & & x = 150\text{g} \end{array}$$

Densidade da Solução

- Relação entre a massa e o volume da solução. Normalmente g/mL ou g/cm³.

$$d = \frac{m_{\text{SOLUÇÃO}}}{V_{\text{SOLUÇÃO}}}$$

OU

“Regra de 3”



Densidade da Solução

Exemplo:

Uma solução foi preparada misturando-se 30 gramas de um sal em 300 g de água. Considerando-se que o volume da solução é igual a 300 mL, a densidade dessa solução em g/mL será de:

$$d = \frac{(30+300)}{300}$$

$$300$$

$$d = 1,1 \text{ g/mL}$$

OU

$$(30+300)\text{g} \text{ ----- } 300\text{mL}$$

$$x \text{ ----- } 1\text{mL}$$

$$x = 1,1\text{g/mL}$$

Densidade da Solução

Exemplo:

A massa, em g, de 100mL de uma solução com densidade 1,19g/mL é:

$$\begin{array}{rcl} 1,19\text{g} & \text{-----} & 1\text{mL} \\ x & \text{-----} & 100\text{mL} \\ & & x = 119\text{g} \end{array}$$

Concentração em quantidade de Matéria- Concentração Molar

- Expressa a quantidade de matéria (MOL) do soluto presente em litros de solução.

$$M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{V_{\text{SOLUÇÃO}}}$$

OU

“Regra de 3”



Concentração em quantidade de Matéria- Concentração Molar

Exemplo:

Qual a massa de ureia, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, necessária para preparar 2 litros de solução aquosa $1,5\text{mol/L}$ dessa substância?

1L ureia ----- 1,5mol de ureia

2L ureia ----- x

x = 3 mol de ureia

1 mol de ureia ----- 60g

3 mol de ureia ----- y

y = 180g de ureia

Concentração em quantidade de Matéria- Concentração Molar

Exemplo:

Uma solução aquosa com 100 mL de volume contém 20 g de NaCl. Como proceder para expressar a concentração dessa solução em quantidade de matéria por volume?"

$$58,5\text{g} \text{ ----- } 1\text{mol}$$

$$20\text{g} \text{ ----- } x$$

$$x = 0,34\text{mol}$$

$$M = \underline{0,34\text{mol}}$$

$$0,1\text{L}$$

$$M = 3,4\text{mol/L}$$

$$0,34\text{mol} \text{ ----- } 100\text{mL}$$

$$\text{OU} \quad y \text{ ----- } 1000\text{mL}$$

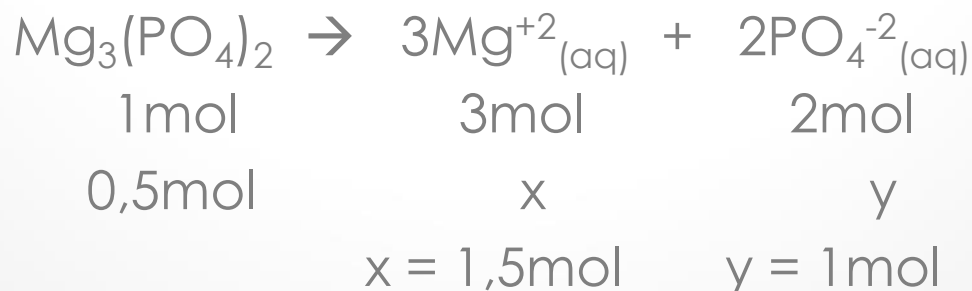
$$y = 3,4\text{mol/L}$$

Concentração de íons em mol/L

A concentração em mol/L dos íons será proporcional ao número de mol de cada íon, ou seja, é proporcional aos seus respectivos coeficientes na equação de ionização ou de dissociação.

Exemplo:

Qual a concentração em quantidade de matéria de cátions magnésio, $\text{Mg}^{+2}_{(\text{aq})}$, e de ânions fosfato, $\text{PO}_4^{-2}_{(\text{aq})}$, em uma solução aquosa de fosfato de magnésio, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, de concentração igual a 0,5mol/L.



Título em Massa

- Título em Massa: Relação entre a massa do soluto e a massa da solução. É uma grandeza adimensional.

$$\tau = \frac{m_1}{m} \quad \text{ou} \quad \tau = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

Porcentagem em Massa



Título em Massa

Exemplo:

Um aluno deseja preparar 25g de uma solução aquosa contendo 8% em massa de cloreto de sódio. As massas, em g, de água e sal tomadas pelo aluno foram:

$$\begin{array}{rcl} 8\text{g NaCl} & \text{-----} & 100\text{g de solução} \\ x & \text{-----} & 25\text{g de solução} \\ & & x = 2\text{g de NaCl} \end{array}$$

$$m_t = m_{\text{solute}} + m_{\text{solvente}}$$

$$25 = 2 + m_{\text{solvente}}$$

$$m_{\text{solvente}} = 23\text{g de água}$$

Título em Massa



Título em Volume

- Título em Volume: Relação entre o volume do soluto e o volume da solução. É uma grandeza adimensional.

$$\tau_v = \frac{V_1}{V}$$

Porcentagem em Volume



OBS.: O volume da solução deve ser medido experimentalmente. Uma vez que a atração intermolecular entre duas substâncias isoladas é diferente da interação entre duas substâncias juntas.



Título em Volume

Exemplo:

Um litro de vinagre (solução aquosa de ácido acético, CH_3COOH) apresenta 55mL de ácido acético. Calcule o título em volume e a porcentagem em volume do ácido acético nesse vinagre.

$$\begin{array}{lcl} 1000\text{mL de vinagre (solução)} & \text{-----} & 55\text{mL de ác acético} \\ 100\text{mL de vinagre (solução)} & \text{-----} & x \\ & & x = 5,5\text{mL de ácido acético} \end{array}$$

$$\tau = 5,5\%$$

Concentração em ppm

- Indica quantas partes do soluto existem em um milhão de partes da solução (em volume ou massa)
- Quando utilizamos uma solução extremamente diluída, em que a massa do solvente é praticamente igual a massa da solução.

1 ppm = 1 parte de soluto
10⁶ partes da solução

$$1 \text{ ppb} = \frac{1 \text{ parte do soluto}}{10^9 \text{ partes da solução}}$$

$$1 \text{ ppt} = \frac{1 \text{ parte do soluto}}{10^{12} \text{ partes da solução}}$$

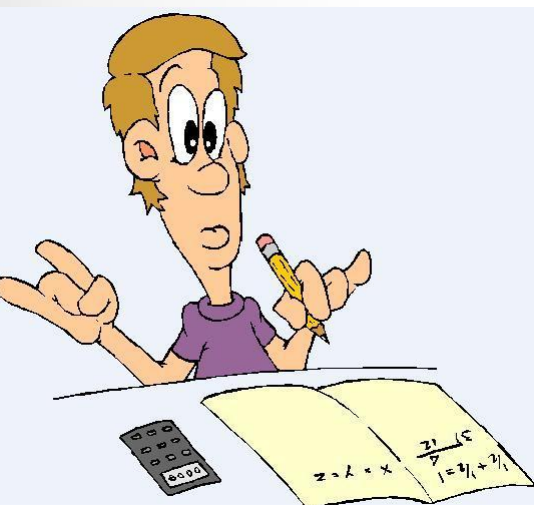
Desafio

(FMP 2014) Um estagiário de um laboratório de análises clínicas deve preparar uma solução de cloreto de sódio a 0,9%, o soro fisiológico. Como não deseja pesar o pó, decide usar uma solução estoque de Ele obtém dessa solução conforme a figura a seguir.

Considerando-se o peso molecular do como para facilitar o cálculo, e tendo-se obtido os de solução de qual volume, em mL, ele poderá preparar da solução final de 0,9%?

Resposta: 300mL

Exercícios do livro



Páginas	Números
80	1; 3; 4
81	7; 8; 9
87	15; 16; 17
90	5.1; 5.3; 5.4; 5.6; 5.7; 5.9; 5.10
93	1
97	6.2; 6.4; 6.5; 6.6; 6.8; 6.10; 6.12; 6.13; 6.14; 6.15