



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

# Resumão do Hondinha

## Concentrações das soluções

*“Em laboratório, as soluções normalmente são preparadas dissolvendo-se uma massa determinada de soluto em uma certa quantidade de solvente. O conhecimento das quantidades de soluto, solvente e solução nos permite estabelecer algumas relações matemáticas, denominadas concentração das soluções”.*

### Observações:

1. Quando se prepara uma solução utilizando uma pequena quantidade de soluto sólido, verifica-se que o **volume da solução** é praticamente **igual** ao **volume de água** adicionado.
2. Para facilitar nosso trabalho, adotaremos o índice 1 para indicarmos o **soluto**, o índice 2 para indicarmos o **solvente**, e os dados relacionados à solução não conterão índices.

Assim:

Massa	soluto	solvente	solução
Representação	$m_1$	$m_2$	$m$

### Concentração comum (C)

É a relação entre a massa do soluto e o volume da solução:

$$C = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}} \quad C = \frac{m_1}{V} \text{ g/L; g/mL; ...}$$

O rótulo do frasco ao lado nos indica que existem 50 g de  $\text{NiSO}_4$  em 1,0 L de solução:

$$C = \frac{m_1}{V} = \frac{50 \text{ g}}{1,0 \text{ L}} = C = 50 \text{ g/L}$$

Assim, temos:

50 g de  $\text{NiSO}_4$  ————— 1,0 L de solução  
 25 g de  $\text{NiSO}_4$  ————— 0,50 L de solução



### Densidade (d)

É a relação entre a massa da solução e o seu volume:

$$d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}} \quad d = \frac{m}{V} \text{ g/L; g/mL; ...}$$

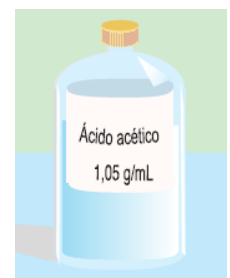
O rótulo do frasco da página anterior nos indica que 1,05 g da solução apresentam um volume de 1,0 mL, ou seja:

$$d = ? \quad m = 1,05 \text{ g} \quad d = \frac{m}{V} = \frac{1,05 \text{ g}}{1,0 \text{ mL}} = 1,05 \text{ g/mL}$$

$$V = 1,0 \text{ mL}$$

Assim, temos:

1,05 g de solução ————— 1,0 mL de solução  
 1 050 g de solução ————— 1 000 mL de solução (1,0 L)  
 $d = 1,05 \text{ g/mL}$  ou  $d = 1 050 \text{ g/L}$



### Concentração em mol/L ou concentração molar ou molaridade ( $M$ )

É a relação entre o número de mol do soluto e o volume da solução em litros:

$$M = \frac{n^\circ \text{ de mol do soluto}}{\text{volume da solução (L)}} \quad M = \frac{n_1}{V(L)} \quad \text{ou} \quad M = \frac{m_1}{M_1 V(L)}$$

Em cada 100 mL (0,10 L) de suco gástrico produzido pelo estômago durante o processo de digestão, existem 0,0010 mol de ácido clorídrico (HCl). A molaridade dessa solução é dada por:

$$m = \frac{n_1}{V(L)} = \frac{0,0010 \text{ mol}}{0,10 \text{ L}} \quad m = 0,01 \text{ mol/L} \text{ ou } 0,01 \text{ M} \text{ ou } [HCl] = 0,01 \text{ mol/L}$$

ou

$$\begin{array}{l} 0,0010 \text{ mol HCl} \text{ ————— } 100 \text{ mL de solução} \\ x \text{ ————— } 1\,000 \text{ mL de solução (1,0 L)} \\ x = 0,01 \text{ mol de HCl} \Rightarrow 0,01 \text{ mol de HCl em 1 L} \Rightarrow 0,01 \text{ M} \end{array}$$

### ppm (Partes por milhão)

Atualmente, para indicar concentrações extremamente pequenas, principalmente de poluentes do ar, da terra e da água, usamos a unidade partes por milhão, representada por ppm.

Esse termo é frequentemente utilizado para soluções muito diluídas e indica quantas partes do soluto existem em um milhão de partes da solução.

Assim, uma solução 20 ppm contém 20 gramas do soluto em 1 milhão de gramas da solução.

Como a solução é muito diluída, a massa de solvente é praticamente igual à massa da solução. Então, quando trabalhamos com ppm, consideramos que a massa do solvente corresponde à massa da solução.

A relação matemática para a determinação do ppm pode ser dada por:

$$x \text{ ppm} = \frac{x \text{ g soluto}}{10^6 \text{ g solvente (solução)}}$$

ou:  $x \text{ ppm} = \frac{x \text{ mg soluto}}{\text{kg solvente (solução)}}$  ou ainda:  $x \text{ ppm} = \frac{x \text{ g soluto}}{x \text{ g solvente (solução)}} \cdot 10^{-6}$

Vejamos um exemplo prático da utilização do ppm:

De acordo com a padronização internacional, a água potável não pode conter mais do que  $5,0 \cdot 10^{-4}$  mg de mercúrio (Hg) por grama de água. Essa quantidade máxima permitida de Hg pode ser expressa em ppm da seguinte maneira:

$$\text{ppm} = \frac{\text{massa do soluto em mg}}{\text{massa do solvente em kg}}$$

Então:

$$\text{ppm} = \frac{5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mg}}{10^{-3} \text{ kg}} = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mg/kg} = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ ppm} = 0,5 \text{ ppm}$$