



Capítulo I

CONCENTRAÇÕES

DEFINIÇÕES E CÁLCULOS



EXPRESSÃO DE CONCENTRAÇÕES

Molaridade (**M**): $\frac{\text{número de moles de soluto}}{1000 \text{ ml de solução}}$ **mol / l**

Molalidade (**m**): $\frac{\text{número de moles de soluto}}{1000 \text{ g de solvente}}$ **mol / Kg**

Normalidade (**N**): $\frac{\text{número de equivalentes de soluto}}{1000 \text{ ml de solução}}$ **eq / l**

Fracção molar (**x_A**): $\frac{\text{número de moles de A}}{\text{número de moles de A} + \text{número de moles de B} + \dots}$

Percentagem em peso (**% p/p**) $\frac{\text{peso do soluto}}{\text{peso da solução}} \times 100$

Percentagem em volume (**% v/v**) $\frac{\text{volume do soluto}}{\text{volume da solução}} \times 100$

Percentagem em peso-volume (**% p/v**) $\frac{\text{peso do soluto}}{\text{volume da solução}} \times 100$

Partes por milhão (**ppm**) $\frac{\text{peso do soluto}}{\text{peso da solução}} \times 10^6$ (**mg / l**)

Partes por bilião (**ppb**) $\frac{\text{peso do soluto}}{\text{peso da solução}} \times 10^9$ (**μg / l**)

Cálculos

1. Calcule a molaridade das seguintes soluções:
 - a) 3.65 g de HCl em 2 l de solução
 - b) 73.0 g de HCl em 2 l de solução
 - c) 49.0 g de H_2SO_4 em 2 l de solução
 - d) 49.0 g de H_2SO_4 em 250 ml de solução

2. Calcule o número de moles do soluto nas seguintes soluções:
 - a) 250 ml de uma solução de NaOH 1.0 M
 - b) 2 l de uma solução de H_2SO_4 1.25 M
 - c) 125 ml de uma solução de HNO_3 0.4 M
 - d) 120 ml de uma solução de HCl 3.0 M

3. Que massa de soluto deve pesar de modo a preparar as seguintes soluções:
- a)** 500 ml de uma solução de NaOH 0.1 M
 - b)** 250 ml de uma solução de Na_2CO_3 0.2 M
 - c)** 2.5 l de uma solução de NaHCO_3 0.2 M
 - d)** 500 ml de uma solução de KI 0.1 M
4. Que volume é necessário das soluções mais concentradas para obter as seguintes quantidades das soluções mais diluídas:
- a)** 2 l de uma solução H_2SO_4 0.5 M, a partir de uma solução 2 M.
 - b)** 1 l de uma solução de HCl 0.750 M a partir de uma solução 10.0 M.
 - c)** 250 ml de uma solução de NaOH 0.250 M a partir de uma solução 5 M.
 - d)** 500 ml de uma solução HNO_3 1.25 M a partir de uma solução 5 M.

CÁLCULO DO NÚMERO DE EQUIVALENTES

$$\text{Normalidade (N)} = \frac{\text{número de equivalentes de soluto}}{1000\text{ml de solução}}$$

$$\text{Equivalente (eq)} = \frac{\text{Massa molecular}}{n}$$

n – capacidade de combinação – é dependente do tipo e da estequiometria da reacção

$$N = n M$$

Cálculo do NÚMERO DE EQUIVALENTES

Reagentes	nº de eq por mole	Exemplos
Ácidos	nº de prótons usados por fórmula	n=1 para H_3PO_4 neutralizado para $\text{Na}_2\text{H}_2\text{PO}_4$ n=2 para H_3PO_4 neutralizado para Na_2HPO_4 n=3 para H_3PO_4 neutralizado para Na_3PO_4
Bases	nº de iões OH^- usados por fórmula	n=1 para KOH n= 2 para $\text{Ca}(\text{OH})_2$
Sais	nº de oxidação total p iões negativos e positivos	n= 6 ou 3×2 para $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Agentes redutores / oxidantes	variação do estado de oxidação	n=2 para $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}$ n=1 para $\text{I}^- \longrightarrow 1/2\text{I}_2 + e^-$