

Relação entre as concentrações:

$$C = d \cdot \tau = \mathfrak{M} \cdot M_1$$

d = densidade da solução (em g/L)

M_1 = massa molar do soluto

Exemplo: de uma amostra de H_2SO_4 de molaridade desconhecida, é retirado 50 mL da solução e transferido para um erlenmeyer. Adiciona-se fenolftaleína (um indicador ácido-base que fica incolor em solução ácida e avermelhado em solução básica) ao erlenmeyer. Com o auxílio de uma bureta adiciona-se uma solução de NaOH 2,0 M. Em certo momento, a coloração incolor, devido ao meio ácido, torna-se avermelhada. É o momento em todo o ácido é neutralizado pela base. Verifica-se que o volume gasto da solução básica é de 25 mL. Qual a molaridade da amostra de H_2SO_4 .

$$V_{NaOH} = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$$

$$V_{H_2SO_4} = 50 \text{ mL} = 0,050 \text{ L}$$

$$n_{NaOH} = \mathfrak{M}_{NaOH} \cdot V_{NaOH}$$

$$n_{NaOH} = 2,0 \cdot 0,025 = 0,05 \text{ mol}$$

a reação ácido-base é dada pela equação:



$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad 2 \text{ mol} \\ x \quad 0,05 \text{ mol} \end{array} \right\} 2 \cdot x = 1 \cdot 0,05 \rightarrow x = 0,025 \text{ mol de } H_2SO_4$$

a molaridade da solução ácida é dada por:

$$\mathfrak{M} = \frac{n_1}{V} = \frac{x}{V_{H_2SO_4}} = \frac{0,025}{0,050} = 0,5 \text{ M}$$

Obs: o processo descrito acima é denominado de **Titulação**.