

AULA 1 – CONCENTRAÇÃO COMUM, DENSIDADE E TÍTULO

Concentração Comum (C)

A concentração comum é a relação da massa do soluto pelo volume da solução.

Podemos calcular a concentração comum das soluções através da seguinte equação:

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

É interessante notar que a massa e o volume podem ser expressos em diferentes unidades:

- m: g, mg, kg, µg, ...
- V: L, mL, cm³, m³, ...

Densidade de Soluções (d)

A densidade de uma solução é a relação entre a massa da solução e seu próprio volume.

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

Assim como a concentração comum, a densidade de soluções também pode ser expressa em várias unidades diferentes: g/cm³, g/mL, kg/L, kg/m³, etc.

É importante sempre notar a diferença entre a concentração comum e densidade.

Título ou Porcentagem em massa

O título é a relação de massas do soluto pela massa da solução.

Multiplicando o título por 100% indicamos a porcentagem em massa do soluto presente na solução.

$$\tau = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} \text{ e } p = \tau \cdot 100$$

AULA 2 – CONCENTRAÇÃO EM MOL/L

A concentração em mol/L também pode ser chamada de **concentração em quantidade de matéria/L** ou **molaridade**.

É expressa pela relação do número de mol do soluto pelo volume da solução obrigatoriamente em litros.

$$M = \frac{\text{número de mol do soluto}}{\text{volume da solução (L)}} = \frac{n}{V(L)}$$

A concentração em mol/L por vezes é representada através de [colchetes]. Por exemplo:

Uma solução de cloreto de sódio (NaCl) de concentração 1,0 mol/L é assim representada – [NaCl] = 1,0 mol/L.

AULA 3 – FRAÇÃO MOLAR

A fração molar indica a relação entre o número de mols do soluto pelo número de mols da solução, ou seja, o número de mols do soluto somada ao solvente.

Matematicamente, temos:

$$\chi = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}} \quad \text{ou} \quad \chi = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{solução}}}$$

AULA 4 – CONCENTRAÇÃO MOLAL OU MOLALIDADE

A molalidade (W) é a relação da quantidade, em mols, do soluto existente em 1 kg de solvente.

$$W = \frac{n_{\text{soluto}}}{1 \text{ kg solvente}}$$

Exemplo:

Uma solução é composta por 1 kg de água (solvente) e 3 mols de cloreto de sódio (soluto), dizemos que neste caso temos uma solução de 3mol/kg de NaCl ou então 3 molal.

Podemos expressar matematicamente a molalidade outras formas:

$$W = \frac{1000 \cdot n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente}} (\text{gramas})} \quad \text{ou} \quad W = \frac{1000 \cdot m_{\text{soluto}}}{\underbrace{m_{\text{solvente}}}_{\text{em gramas}} \cdot M_{\text{soluto}}}$$

AULA 5 – RELAÇÕES DE CONCENTRAÇÃO

Alguns exercícios relacionam uma ou mais unidades diferentes de concentrações. É interessante saber que elas podem estar juntas numa equação única.

$$C = \tau \cdot d = M(\text{mol/L}) \cdot \underset{\text{massa molar}}{M} \quad (\text{g/mol})$$

AULA 6 – PPM

Os químicos utilizam a unidade **partes por milhão (ppm)** para expressar concentrações extremamente pequenas, principalmente nos casos de poluentes do ambiente.

ppm – partes por milhão

Indica a quantidade, em gramas, do soluto presente em um milhão (10^6) gramas da solução.

Exemplo:

O padrão aceitável de monóxido de carbono (CO) é de 9 ppm, mas na cidade de São Paulo, por exemplo, já foram encontrados valores de 13,4 ppm.

Interpretando estes dados, temos:

Nível de 9 ppm indica que são aceitáveis 9 g de CO para cada 10^6 (um milhão) de gramas de ar;

Em São Paulo 13,4 ppm indica 13,4 g de CO para cada 10^6 g de ar.

AULA 7 – DILUIÇÃO

As diluições são muito comuns em nosso cotidiano. Suco de frutas concentrados são muito utilizados, mas não são bebidos sem antes passar por um processo de diluição.

Diluir algo é diminuir sua concentração e isto ocorre pela adição de solvente a uma solução mais concentrada para obtenção uma nova solução **menos concentrada** ou **mais diluída**.

É importante ter em mente que numa diluição a quantidade de soluto nunca se altera, ou seja, a quantidade inicial de soluto será sempre igual à quantidade final de soluto.

Podemos relacionar as formas de concentração antes e depois do processo de diluição através das seguintes equações. Observe:

| | Inicial | Final | Relação |
|-----------------------|-------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------|---------------------|
| Concentração Comum | $C = \frac{m_{\text{solute}}}{V}$ | $C' = \frac{m_{\text{solute}}}{V'}$ | $CV = C'V'$ |
| Concentração em mol/L | $M = \frac{n_{\text{solute}}}{V}$ | $M' = \frac{n_{\text{solute}}}{V'}$ | $MV = M'V'$ |
| Título (τ) | $\tau = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solução}}}$ | $\tau' = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solução}}}$ | $\tau m = \tau' m'$ |

AULA 8 – MISTURAS DE SOLUÇÕES

Misturas de soluções de mesmo soluto (Sem Reação Química)

Ao misturarmos soluções de mesmo soluto e evidentemente de mesmo solvente, nota-se que:

- A solução resultante da mistura possui quantidade (número de mol ou massa) do soluto igual à soma das quantidades que foram adicionadas inicialmente;
- O volume final da solução é o somatório dos volumes das soluções iniciais.

Por finalidade de cálculos podemos utilizar as seguintes equações:

$$\begin{aligned} C_1V_1 + C_2V_2 + C_3V_3 + \dots &= C_fV_f \\ M_1V_1 + M_2V_2 + M_3V_3 + \dots &= M_fV_f \\ \tau_1m_1 + \tau_2m_2 + \tau_3m_3 + \dots &= \tau_fm_f \end{aligned}$$

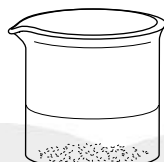
Misturas de Soluções com Reação Química

Quando temos misturas de soluções onde ocorre reação química podemos tomar os seguintes passos para resolução:

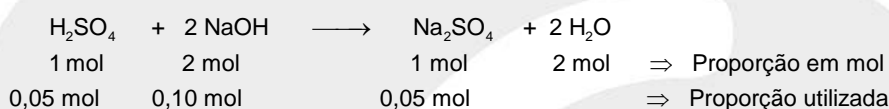
- Equacionar e balancear devidamente a questão;
- Calcular as quantidades (em mol ou em massa – dependendo do exercício) dos reagentes envolvidos;
- Calcular a quantidade (em mol ou em massa) dos produtos formados;
- Calcular a quantidade (em mol ou em massa) dos produtos formados;
- Levar em consideração a proporção estequiométrica da reação e verificar se há excesso de algum reagente;
- O volume final da solução resultante é o somatório dos volumes iniciais adicionados.

Exemplo 1

$$\begin{aligned}
 n_{\text{base}} &= M_{\text{base}} \cdot V(L) \\
 n_{\text{base}} &= 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L} \\
 n_{\text{base}} &= 0,05 \text{ mol}
 \end{aligned}
 \left\{ \begin{array}{l} 0,2 \text{ mol/L} \\ \text{NaOH} \\ V = 0,5 \text{ L} \end{array} \right.$$



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

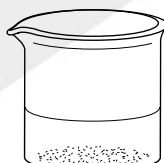


Cálculo da concentração do sal formado nesta reação:

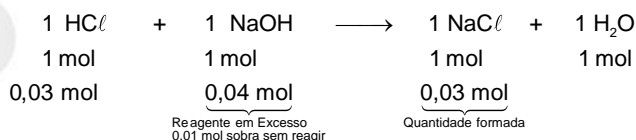
$$M_{\text{sal}} = \frac{n_{\text{sal}}}{V(L)_{\text{final}}} = \frac{0,05 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

Exemplo 2:

$$\begin{aligned}
 n_{\text{base}} &= M_{\text{base}} \cdot V(L) \\
 n_{\text{base}} &= 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,4 \text{ L} \\
 n_{\text{base}} &= 0,04 \text{ mol}
 \end{aligned}
 \left\{ \begin{array}{l} 0,1 \text{ mol/L} \\ \text{NaOH} \\ V = 0,4 \text{ L} \end{array} \right.$$



$$V_f = 0,5 \text{ L}$$



Cálculo da concentração do sal formado nesta reação:

$$M_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V(L)_{\text{final}}} = \frac{0,03 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,06 \text{ mol/L}$$

Cálculo da concentração da base que restou na solução após a reação ter ocorrido:

$$M_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH - Excesso}}}{V(L)_{\text{final}}} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,02 \text{ mol/L}$$

AULA 9 – TITULAÇÃO

A titulação é um método de análise feita em laboratório químico para se determinar uma concentração desconhecida de uma substância química.

Existem alguns métodos para se realizar uma titulação:

- Titulação ácido-base
- Titulação por complexação
- Titulação por precipitação

O método mais utilizado é o de ácido-base, onde se adiciona uma solução de concentração conhecida (denominada titulante) com auxílio de uma bureta, a uma outra solução de concentração desconhecida (titulado) que está contida num recipiente conhecido como Erlenmyer.

O titulante é adicionado lentamente ao titulado até que a reação de neutralização se complete totalmente. O ponto de equivalência, ou seja, o momento onde todo o ácido é neutralizado pela base é verificado com o auxílio de um indicador ácido-base, geralmente a fenolftaleína (rosa em meio básico e incolor quando o meio está ácido ou neutro) ou através de um pHmetro – equipamento de laboratório que faz medidas de pH.

Através do volume adicionado do titulante (solução de concentração conhecida) conseguimos determinar a concentração da solução desconhecida.

Matematicamente procedemos como sendo um exemplo de mistura de soluções com reação química.