

Aula 9

PREPARO DE SOLUÇÕES

META

Introduzir algumas técnicas básicas de preparo de soluções.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:

- realizar os procedimentos de preparo de soluções do tipo sólido-líquido;
- determinar a concentração de soluções;
- conhecer as diversas formas de se expressar a concentração de uma solução;
- e realizar procedimentos de diluição.

PRÉ-REQUISITOS

Ter assimilado o conteúdo das aulas 01 a 08

Maria de Lara Palmeira de Macedo Arguelho Beatriz

INTRODUÇÃO

Olá, caro aluno ou aluna! Espero que você esteja gostando das aulas. Mantenha efetivo contato com colegas e com o tutor no pólo, a fim de que não fiquem dúvidas acumuladas. Vamos para esta nova aula. Em análise química, é comum trabalhar com as substâncias de interesse em solução aquosa. Esta solução é obtida através da dissolução completa de uma quantidade definida de uma amostra sólida em um solvente apropriado. Para a obtenção de uma solução é necessário, inicialmente, que a amostra sólida a ser analisada esteja finamente dividida e, no caso de mistura de duas ou mais substâncias, que a amostra tenha composição homogênea para que a quantidade utilizada no preparo da solução seja representativa. Outro aspecto importante é a quantidade de água presente na amostra. Veja definições e procedimentos no desenvolvimento da aula.



Concentração de solução (jornalavem.wordpress.com)

CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

Você já deve ter observado que determinado volume de água pode dissolver quantidades diferentes de substância. Por exemplo, o açúcar começa a se depositar no fundo do recipiente após a adição de certa quantidade, isto acontece porque saturamos a solução, na temperatura em que a realizamos a dissolução. É importante saber que, nas práticas de química, as reações geralmente ocorrem quando os reagentes estão em solução, e conseqüentemente, devemos conhecer a proporção existente entre as

quantidades de soluto e solvente, ou ainda de soluto e de solução. Nós expressamos a quantidade de soluto existente em uma solução quando informamos ou calculamos a concentração da solução. Existem diversas maneiras de determinar a concentração de uma solução.

RELAÇÃO DE MASSA COM MASSA

Título é a relação entre a massa do soluto e a massa da solução.
Sendo: $T = \text{título}$ (é um número puro, isto é, não tem unidade).

$$T = m_1 / m_1 + m_2$$

m_1 = massa do soluto
 m_2 = massa do solvente
 m_t = massa da solução ($m_1 + m_2$)

Aplicação: 10 gramas de um soluto A são dissolvidos em 90 gramas de um solvente B. Qual o título da solução?

$$m_1 = 10 \text{ gramas (soluto A)}$$

$$m_2 = 90 \text{ gramas (solvente B)}$$

$$T = m_1 / m_1 + m_2 = 10 \text{ g} / 100\text{g} = 0,1$$

O título também pode ser expresso em %, no exemplo anterior a porcentagem seria:

$$\text{A porcentagem em peso (\% em peso)} = \text{título} \times 100 =$$

$$0,1 \times 100 = 10\%$$

FRAÇÃO MOLAR

É um número puro, isto é, não tem unidade.

A fração molar de uma solução pode ser expressa de duas maneiras: Fração molar do soluto ou fração molar do solvente.

A fração molar do soluto (F_1) é a relação entre o número de mols do soluto (n_1) e o número de mols da solução ($n_1 + n_2$).

A fração molar do solvente (F_2) é a relação entre o número de mols do solvente (n_2) e o número de mols da solução ($n_1 + n_2$).

Sendo: F_1 = fração molar do soluto e F_2 = fração molar do solvente

$$n_1 = \text{número de mols do soluto.}$$

$$n_2 = \text{número de mols do solvente.}$$

$$n = \text{número de mols da solução (} n_1 + n_2 \text{).}$$

A soma da fração molar do soluto (n_1) e da fração molar do solvente (n_2) é sempre igual a um.

$$F_1 + F_2 = 1$$

O número de mols é obtido através da aplicação da relação massa por mol.
Aplicação: Uma solução contém 4 mols do soluto dissolvidos em 16 mols do solvente.

Determinar: a) a fração molar do soluto, b) a fração molar do solvente.
 $n_1 = 4$ e $n_2 = 16$

MOLALIDADE

Molalidade ou concentração molal é a relação entre o número de mols do soluto (n_1) e a massa do solvente (m_2), em quilogramas (kg) - não pode ser expressa em outra unidade.

Sendo: M = molalidade ou concentração molal
 n_1 = número de mols do soluto
 m_2 = massa do soluto em quilogramas

Aplicação: Uma solução é preparada, dissolvendo-se 4,35 gramas de NaNO_3 em 2000 gramas de água. A molalidade da solução é:

Dado: $MM = 87 \text{ g}$ é o mol do soluto.

$$n_1 = m/MM \text{ (massa do soluto / MM do soluto)} = 4,35 \text{ g} / 87 \text{ g} = 0,05 \text{ mols de NaNO}_3$$

$$m_2 = 2000 \text{ g} = 2 \text{ kg}$$

$$M = n_1/m_2 \text{ (número de mols do soluto/massa do solvent)} = 0,05 / 2 = 0,025 \text{ molal}$$

RELAÇÃO DE MASSA, MOLS E EQUIVALENTE-GRAMA COM VOLUME

Concentração comum é a relação entre a massa do soluto, em gramas, e o volume da solução, em litros.

Sendo: C = concentração comum
 m_1 = massa do soluto, em gramas.
 V = volume da solução, em litros.

Aplicação: Qual a concentração de uma solução que contém 20 gramas do soluto dissolvido em 0,5 litro de solução?

$$\begin{aligned}m_1 &= 20 \text{ g} \\V &= 0,5 \text{ L} \\C &= 20\text{g} / 0,5 \text{ L} = 40 \text{ g} / \text{L}\end{aligned}$$

Molaridade ou concentração molar é a relação entre o número de mols do soluto e o volume da solução, em litros. É a forma mais comum de expressar a concentração de uma solução e pode ser calculada pela equação:

$$M = n_1 / V$$

Sendo: M = molaridade ou concentração molar
 n_1 = número de mols do soluto
 V = volume da solução, em litros

Relacionando a Molaridade com a Concentração Comum:

Aplicação: Foram dissolvidos 4,9 g de H₂SO₄ em água suficiente para 0,5 litros de solução. Qual a concentração molar (molaridade) e a concentração comum da solução? Dado: MM₁ de H₂SO₄ = 98 g

Cálculo da concentração molar ou molaridade:

$$\begin{aligned}n_1 &= m_1 / MM_1 = 4,9 \text{ g} / 98 \text{ g} = 0,05 \text{ mols} \\M &= n_1 / V (\text{litros}) = 0,05 / 0,5 \text{ litros} = 0,1 \text{ molar}\end{aligned}$$

Cálculo da concentração comum:

$$C = M \cdot MM_1 = 0,1 \cdot 98\text{g} = 9,8\text{g/L} \quad \text{ou} \quad C = m_1 / V = 4,9\text{g} / 0,5 \text{ L} = 9,8\text{g/L}$$

NORMALIDADE

Inicialmente faremos um estudo sobre o equivalente-grama.

Equivalente-grama (E) de um ELEMENTO QUÍMICO é a relação entre a massa molecular (MM) e sua valência (v) ou NO_x mais comum, no composto considerado.

Exemplos:

$$\text{Para o sódio - Na (NO}_x = +1) \text{ E} = MM / \text{NO}_x = 23 / 1 = 23\text{g}$$

$$\text{Para o bário - Ba (NO}_x = +2) \text{ E} = MM / \text{NO}_x = 137\text{g} / 2 = 68,5\text{g}$$

$$\text{Para o alumínio - Al (NO}_x = +3) \text{ E} = MM / \text{NO}_x = 27\text{g} / 3 = 9\text{g}$$

Equivalente-grama (E) de um ÁCIDO é a relação entre a MM do ácido e o número de hidrogênios ácidos ou ionizáveis (x).

Exemplos:

Para o ácido nítrico - HNO₃

$$E = MM_1 / x = 63g / 1 = 63g \quad (1 \text{ hidrogênio ácido})$$

Para o ácido sulfúrico - H₂SO₄

$$E = MM_1 / x = 98g / 2 = 49g \quad (2 \text{ hidrogênios ácidos})$$

Para o ácido fosfórico - H₃PO₄

$$E = MM_1 / x = 98g / 3 = 32,67g \quad (3 \text{ hidrogênios ácidos})$$

Equivalente-grama (E) de uma BASE é a relação entre a MM da base e o número de hidroxilas (x).

Exemplos:

Para o hidróxido de sódio - NaOH

$$E = MM_1 / x = 40g / 1 = 40g$$

Para o hidróxido de cálcio - Ca(OH)₂

$$E = MM_1 / x = 74g / 2 = 37g$$

Equivalente-grama (E) de um SAL é a relação entre a MM do sal e o NO_x total do cátion ou ânion (x).

Exemplos:

Para o cloreto de sódio - NaCl

$$E = MM_1 / x = 58,5g / 1 = 58,5g$$

Para o sulfeto de cálcio - CaS

$$E = mol_1 / x = 72g / 2 = 36g$$

Vamos agora para a NORMALIDADE ou CONCENTRAÇÃO NORMAL

Normalidade ou concentração normal é a relação entre o número de equivalentes-gramas do soluto e o volume da solução, em litros.

Sendo: N = normalidade ou concentração normal.

ne = n° de equivalentes-grama do soluto.

m₁ = massa do soluto, em gramas.

V = volume da solução, em litros.

E = equivalente-grama.

Exemplos:

Qual a normalidade (concentração normal) de uma solução que contém 21,56 g de H₂SO₄ dissolvido em 200 mL solução? Dados: H = 1; S = 32; O = 16

$$MM_1 = 98 \text{ g} \Rightarrow E = 98 \text{ g} / 2 = 49 \text{ g}$$

$$m_1 = 21,56 \text{ g}$$

$$V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$N = m_1 / E \cdot V \Rightarrow N = 21,56 \text{ g} / 49 \text{ g} \cdot 0,2 \text{ L}$$

$$\Rightarrow N = 2,2 \text{ normal (2,2 N)}$$

PREPARAÇÃO DE SOLUÇÃO DE NaOH 0,1 MOL/L

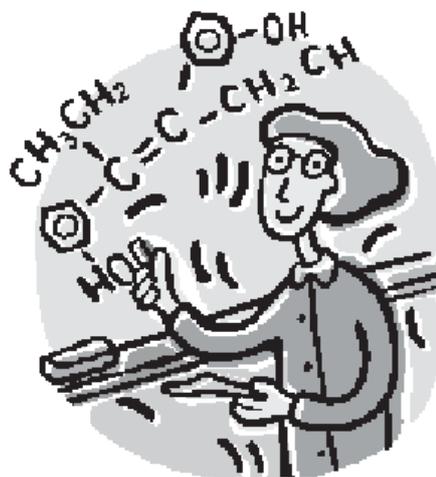
Calcule a massa de NaOH necessária para preparar 250 mL de uma solução de concentração 0,2 mol/L. Pese a quantidade calculada de NaOH, em balança analítica, usando um vidro de relógio e faça a pesagem o mais rápido possível, pois as pastilhas de NaOH hidratam-se muito rapidamente. Transfira estas pastilhas de NaOH assim pesadas para um béquer de 100 mL, com o auxílio de um bastão de vidro. Lave o vidro de relógio, cuidadosamente, usando uma pisseta com água destilada, transferindo toda esta água de lavagem diretamente para um béquer de 100 mL.

ATENÇÃO: CUIDADO COM OS OLHOS, evite que a solução respingue.

Agite cuidadosamente a mistura com o bastão de vidro até que ocorra a dissolução completa das pastilhas do NaOH. Evite qualquer tipo de perda de material durante as etapas de dissolução e transferência da solução.

Transfira, quantitativamente, a solução do béquer para um balão volumétrico de 250 mL, conforme instrução do professor.

Lave o béquer e o bastão várias vezes com água destilada, transferindo a solução resultante para o balão volumétrico. O volume do balão com água destilada até a marca existente no gargalo, ajustando a altura do menisco de tal modo que a sua parte inferior coincida com a marca. Feche o balão com a tampa apropriada e movimente o mesmo (agite) com cuidado para obter uma solução homogênea.



PREPARAÇÃO DE SOLUÇÃO DE NaOH 0,05 MOL/L

Esta solução de NaOH 0,05 mol/L deve ser preparada a partir da diluição da solução anterior de 0,2 mol/L.

Inicialmente, calcule o volume necessário da solução 0,2 mol/L de NaOH para obter 100 mL de solução 0,05 mol/L.

Com o auxílio de uma pipeta volumétrica de 25 mL e de um bulbo de sucção (NUNCA USE A BOCA PARA ASPIRAR SOLUÇÕES COM PIPETAS), transfira o volume cuidadosamente para um balão volumétrico de 100 mL e complete o volume com água. Cuidado para não ultrapassar a marca no gargalo.

Não vamos calibrar a pipeta, mas usaremos o volume de 25,0 mL para os cálculos subsequentes.

CONCLUSÃO

Realizar os procedimentos de preparo de soluções do tipo sólido-líquido é uma das atividades mais comuns em um laboratório de química, uma vez que a maioria das reações químicas acontece de forma satisfatória em solução. Porém, a quantidade de soluto presente em uma solução é um fator determinante da velocidade de uma reação e do entendimento da estequiometria de uma reação. É fundamental que saibamos determinar a concentração das soluções e para tanto, precisamos conhecer as diversas formas de expressarmos a concentração de uma solução. Para realizarmos procedimentos de diluição de forma consciente e chegarmos à solução final, conhecendo a sua concentração, valemo-nos do princípio de que o número de moles do soluto não muda após a diluição, o que muda é apenas a quantidade de solvente.



RESUMO

O preparo de soluções é um tema central na formação do químico. É importante saber que, nas práticas de química, as reações geralmente ocorrem quando os reagentes estão em solução e, conseqüentemente, devemos conhecer a proporção existente entre as quantidades de soluto e solvente ou ainda de soluto e de solução. A concentração de uma solução refere-se à quantidade de soluto em uma dada quantidade de solução. Costuma-se expressar essa concentração em unidades físicas e/ou químicas. As relações massa-massa e massa-volume são as mais empregadas, sendo a molaridade a forma mais usual de expressar a concentração de uma solução. Nesta aula nós vimos alguns conceitos envolvidos nos cálculos de concentração e realizamos o procedimento experimental para o preparo de uma solução de NaOH 0,05 mol/L a partir de uma solução 0,2 mol/L.

REFERÊNCIAS

- BACCAN, N. et al. **Química analítica quantitativa elementar**. 3 ed. Campinas: Ed. Edgar Blucher Ltda, 2001.
- BERAN, J. A. **Laboratory manual for principles of general chemistry**. 5 ed. New York: John Wiley & Sons, 1994.
- BETTELHEIM, Frederick A.; LANDESBURG, Joseph M. **Laboratory experiments for general, organic and biochemistry**. 5 ed. New York: Saunder College Pub, 2006.
- HARRIS, D., **Análise química quantitativa**. 5 ed. Rio de Janeiro: Editora LTC, 2001.
- GIESBRECHT, E. et al. **Experiências de Química, técnicas e conceitos básicos: PEQ Projetos de Ensino de Química**. São Paulo: Ed. Moderna, Ed. da Universidade de São Paulo, 1979.
- MALM, L. E. **Manual de laboratório para química - uma ciência experimental**. 4 ed. Lisboa: Ed. Fundação Calouste Gulbenkian, 2000.
- SILVA, R. R.; BOCCHI, N.; ROCHA-FILHO, R. C., **Introdução à química experimental**. São Paulo: Mcgraw-Hill, 1990.
- SKOOG, A. S. et al. **Fundamentos de química analítica**. São Paulo: Ed. Thomson Learning, 2005.
- VOGEL, **Análise química quantitativa**. 6 ed. São Paulo: Livros técnicos e Científicos Ed. S.A., 2002.