

Soluções

Soluções

Soluções: são misturas homogêneas que apresentam uniformidades em suas propriedades. Seus componentes são denominados de solvente e soluto.

Solvente: é o componente que está em maior quantidade na solução.

Soluto: é o componente que encontra-se dissolvido no solvente

Soluções Aquosas

As soluções mais familiares são aquelas no estado líquido, especialmente as que usam água como solvente.

Soluções aquosas são as mais importantes para nossos propósitos em Química.

Um dos aspectos mais importantes é a preparação e a *expressão da concentração de soluções.*

Conceitos importantes usados no estudo das Soluções

Solução diluída: é uma solução contendo uma pequena quantidade de soluto.

Solução concentrada: é uma solução que tem uma quantidade razoável de soluto.

Ex: HCl **12 M** é a “*solução concentrada*” deste ácido;
6 M é considerado o ácido diluído.

➤ **NÃO** quer dizer que uma solução diluída de HCl sempre é **6 M**. Ela será também uma solução diluída sendo 1, 2, ou 0,3 M, ou ainda menor!!

Concentração Comum

É o quociente entre a massa do soluto e o volume da solução

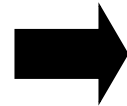
$$C = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

Ex.: Preparar uma solução aquosa 5 g/L de cloreto de sódio (NaCl)

Concentração Comum

Ex.: Qual a massa de cloreto de sódio (NaCl) necessária para preparar 250 mL de uma solução aquosa de concentração igual a 58,5 g/L.

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



$$m_{\text{solute}} = C \cdot V_{\text{solução}}$$

$$m_{\text{solute}} = 58,5 \text{ g/L} \cdot 0,25 \text{ L}$$

$$m_{\text{solute}} = 14,625 \text{ g}$$

Molaridade ou Concentração Molar:

A concentração da solução pode ser definida como:

$$\text{Concentração de solução: } \frac{\text{N}^\circ \text{ de mols de soluto}}{\text{Volume da solução em L}}$$

Sabe-se que o N° de moles de uma substância está relacionado a seu peso em gramas através do *massa molecular (MM)*, desta forma obtemos:

N° de mols de soluto é:

$$\text{N}^\circ \text{ de mols} = \frac{\text{Massa em gramas}}{\text{Massa molecular (MM) ou mol}}$$

Molaridade ou Concentração Molar:

Expressa o número de moles do soluto em 1L de solução (e não em 1 L de solvente). Sua unidade é **mol/L ou mol.L⁻¹**, e ainda é representado por **M**.

A molaridade exprime também o número de *milimoles* (mmol ou 10⁻³ mol) de um soluto por *mililitro* (mL ou 10⁻³ L) de solução:

$$Molaridade = \frac{n_{\text{moles soluto}}}{V(L)_{\text{solução}}} = \frac{n_{\text{mmol soluto}}}{V(mL)_{\text{solução}}}$$

Molaridade ou Concentração Molar:

Uma solução 5,00 M de Cloreto de Sódio contém 5,00 moles (292,5 g) de NaCl por litro de solução.

EXEMPLO: A molaridade de uma solução que contém 0,600 mol de soluto em 2,00 litros de solução é?

Molaridade ou Concentração Molar:

Exemplo 1. *Encontrar a molaridade de uma solução aquosa que contém 2,30 g de álcool etílico (EtOH; C₂H₅OH) (MM = 46,07 g mol⁻¹) em 3,50 L.*

1) Calcular o N^o de mol em 2,30 g de EtOH:

$$2,30 \text{ g} / 46,07 \text{ g mol}^{-1} = 0,04992 \text{ mol de EtOH}$$

2) Para obtermos a concentração molar:

$$M = 0,04992 \text{ mol} / 3,50 \text{ L} = \underline{\underline{0,0143 \text{ M}}}$$

Molaridade

Ex: Em 250 mL de solução contendo 10 g de cloreto de cálcio (CaCl_2), tem-se qual concentração molar?

1M _____ 1 mol de CaCl_2 _____ 1L solução

1M _____ 111g de CaCl_2 _____ 1000mL solução

1M _____ x g de CaCl_2 _____ 250mL solução

1M _____ 27,75 g de CaCl_2 _____ 250 mL solução

xM _____ 10g CaCl_2 _____ 250 mL solução

X= 0,36 M, que corresponde a 10g de CaCl_2 em 250 mL

Portanto, 10 g de cloreto de cálcio contidos em 250 mL de solução correspondem a 0,36M.

Preparação de soluções

Preparo:

- **Adição de um determinado componente de alto grau de pureza (soluto);**
- **Em recipiente adequado (balão volumétrico);**
- **Completando o volume com um solvente;**

Preparação de soluções

Processos de preparação de soluções em laboratório:

➤ **A partir de substâncias sólidas;**

➤ **A partir de soluções previamente preparadas;**

➤ **A partir de soluções concentradas.**

Preparação de soluções

- A partir de substâncias sólidas

Pesa-se a quantidade de sólido desejado (soluto)



Balão volumétrico



Adição de parte do solvente



Agitação



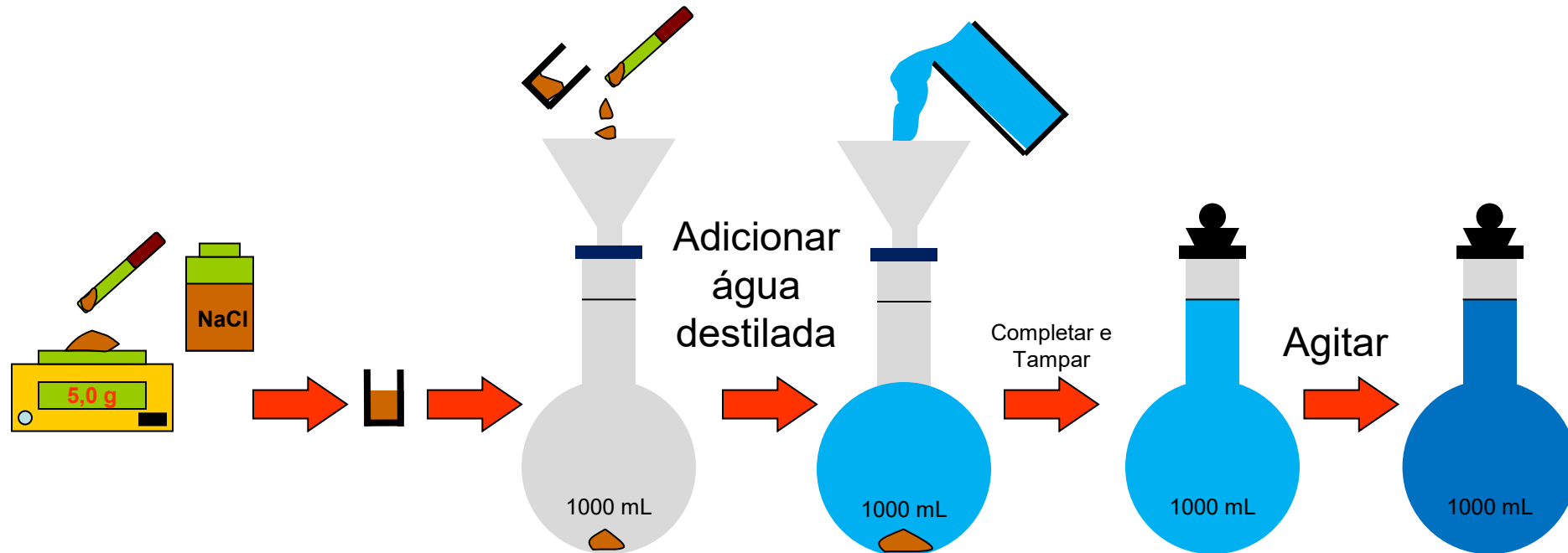
Completa-se o volume com o solvente

Concentração Comum

É o quociente entre a massa do soluto e o volume da solução

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

Ex.: Preparar uma solução aquosa 5 g/L de cloreto de sódio (NaCl)



Exemplo 1: Preparação de soluções

Preparar uma solução aquosa 2 M (2 mol/L)
de hidróxido de sódio (NaOH)



Massa do soluto = 80 g
 $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $n_{\text{soluto}} = 2 \text{ mol}$



Massa do soluto = 80 g
Volume da solução = 1 L
 $n_{\text{soluto}} = 2 \text{ mol}$



NaOH (aq)
 $m = 2,0 \text{ mol/L}$

Exemplo 2:
Preparação de soluções

$$M = \frac{N^{\circ} \text{ moles soluto}}{V \text{ (L)}} = \frac{N^{\circ} \text{ mmol soluto}}{V \text{ (mL)}}$$

Como você prepararia 0,150 L de uma solução 0,500 M de NaOH, a partir de NaOH sólido e água.

1) Calcularemos o número de moles de NaOH requeridos:

$$\begin{aligned} N^{\circ} \text{ mol NaOH necessários} &= 0,150 \text{ L} \times \frac{0,500 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L}} \\ &= 0,0750 \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

$$\text{Massa de NaOH requerida} = 0,075 \text{ mol} \times \frac{40,0 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 3,00 \text{ g}$$

R: você deveria pesar 3,00 g de NaOH e dissolver em suficiente água para fazer 150 mL (0,150 L) de solução.

Preparação da Solução de Hidróxido de Sódio aproximadamente 0,1000 mol/L

1. Calcule a massa de hidróxido de sódio necessária para preparar 100 mL de solução 0,1000 mol/L

1M de NaOH -----MM-----1L

1M de NaOH -----40,00 g-----1L

1M de NaOH ----- 40,00 g-----1000 mL

0,1 M de NaOH ----- **4,00 g**-----**1000 mL**

0,1 M de NaOH ----- **X g** ----- **100 mL**

0,1 M de NaOH ----- **0,40 g/mol** ----- **100 mL**

Preparação da Solução de hidróxido de sódio aproximadamente 0,1000 mol/L (continuação)

- 2. Pese a massa calculada diretamente num béquer, utilizando balança semi-analítica. Use espátula de porcelana.**
- 3. Dissolva a massa pesada no mínimo de água destilada.**
- 4. Transfira quantitativamente a solução para um balão volumétrico de 100mL, utilizando um funil. Lave várias vezes todo o material utilizado com porções de água destilada, recolhendo todo o volume no balão.**
- 5. Complete o volume até a marca do balão. Agite a solução para homogeneizar.**
- 6. Transferir a solução do balão para um frasco estoque limpo e seco (de polietileno ou vidro).**
- 7. Rotule-o escrevendo: Solução de hidróxido de sódio aproximadamente 0,1000 mol/L, data e autor (seu nome).**

Soluções Padrão e Não Padrão

Soluções Padrão

Solução padrão é uma solução cuja concentração é conhecida com rigor. Esta pode ser preparada a partir de:

- uma substância primária, a qual é medida a massa, que depois é dissolvida num solvente apropriado e posteriormente diluída num balão volumétrico;
- padrões comerciais, que são fornecidos em ampolas hermeticamente fechadas e que se diluem num balão volumétrico.

Soluções Padrão e Não Padrão

Substância primária

Requisitos para uma substância ser uma substância primária:

- grau de pureza superior a 99,95%
- fácil de secar, para ser possível eliminar qualquer umidade existente
- ser estável tanto em solução como no estado sólido
- não deve absorver muita umidade
- não deve reagir com substâncias existentes no ar
- apesar de não ser essencial, deve possuir uma elevada massa molecular para que os erros relativos cometidos nas pesagens sejam insignificantes

Soluções Padrão e Não Padrão

Muitas vezes, os titulantes usados não são soluções padrão (por exemplo: HCl). Neste caso a solução de HCl tem de ser aferida (titulada) com uma solução padrão.

Titulação ácido – base:

Aferição de soluções ácidas:

- carbonato de sódio Na_2CO_3 , MW = 105.99
- Tris-(hidroximetil)amino metano TRIS $(\text{CH}_2\text{OH})_3\text{CNH}_2$, MW = 121.14

Aferição de soluções básicas

- ácido ftalato de potássio $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$, MW = 204.23
- iodato de hidrogénio $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$, MW = 389.92

Soluções Padrão e Não Padrão

Porque é que o NaOH não é um padrão primário?

1. A pureza do NaOH(s) não é elevada
2. NaOH é higroscópico, chegando a formar gotas de solução de NaOH
3. NaOH(s) reage rapidamente com CO₂ da atmosfera:



4. A massa molar do NaOH é apenas 40

No entanto soluções de NaOH (protegidas do CO₂ e H₂O da atmosfera) são excelentes padrões secundários e são bastantes usadas

VOLUMETRIA DE NEUTRALIZAÇÃO

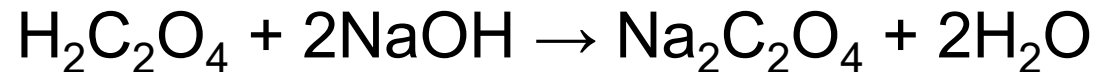
TITULAÇÃO

- É um procedimento analítico, no qual a quantidade desconhecida de um composto é determinada através da reação deste com um reagente padrão ou padronizado.
- Este processo envolve a participação de um Titulante (reagente ou solução, cuja concentração é conhecida) e de um Titulado (composto ou solução, cuja concentração é desconhecida e que se deseja conhecer).

Volumetria de Neutralização

O ácido oxálico p.a apresenta uma pureza superior a 99,95%. Não é higroscópico (apesar de possuir 2 moléculas de hidratação) e possui as propriedades de uma substância-padrão, portanto, é um padrão primário.

Ele reage com uma base forte, como por exemplo, NaOH (hidróxido de sódio), segundo a seguinte reação:



A reação é rápida e deslocada para a direita o que possibilita definir com facilidade o momento final da reação (a fenolftaleína 8,3-9,8)

Preparação de 100 mL de uma solução-padrão 0,0500 mol/L ácido oxálico

Procedimento Experimental:

1. Calcule a massa ácido oxálico p.a necessária para preparar 100 mL de uma solução-padrão de concentração 0,050 mol/L

1M de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ----- 126,0634 g-----1L

1 M de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ -----126,0634 g -----1000 mL

0,1 M de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ -----12,60634 g -----1000 mL

0,1 M de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ----- 1,260634 g -----100 mL

0,05 M de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ----- X g ----- 100 mL

0,05 M de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ----- 0,630617 g ----- 100 mL

Preparação de 100 mL de uma solução-padrão 0,0500 mol/L ácido oxálico (continuação)

2. Em um béquer de 50 mL pesar a massa 0,630617 g . Adicionar ao béquer cerca de 25 mL de água destilada e dissolver o reagente. Com o auxílio de um funil e de um bastão vidro, transferir a solução para o balão volumétrico de 100 mL.

3. Lavar repetidas vezes com pequenas porções de água destilada, o béquer, o bastão e o funil, vertendo todo esse conteúdo para o balão volumétrico. Após, adicionar água destilada até que o menisco inferior do nível do líquido (solução) tangencie a marca de calibração do balão.

4. Tampe o balão com a sua respectiva tampa e inverta-o sucessivas vezes de modo a homogeneizar a solução.

5. Transferir a solução do balão para um frasco estoque limpo e seco (de polietileno ou vidro).

6. Rotule-o escrevendo: Solução de ácido oxálico 0,050 mol/L, data e autor (seu nome).

Padronização de uma Solução Aproximadamente 0,100 mol/L de NaOH com Solução Padrão de ácido oxálico 0,05 mol/L.

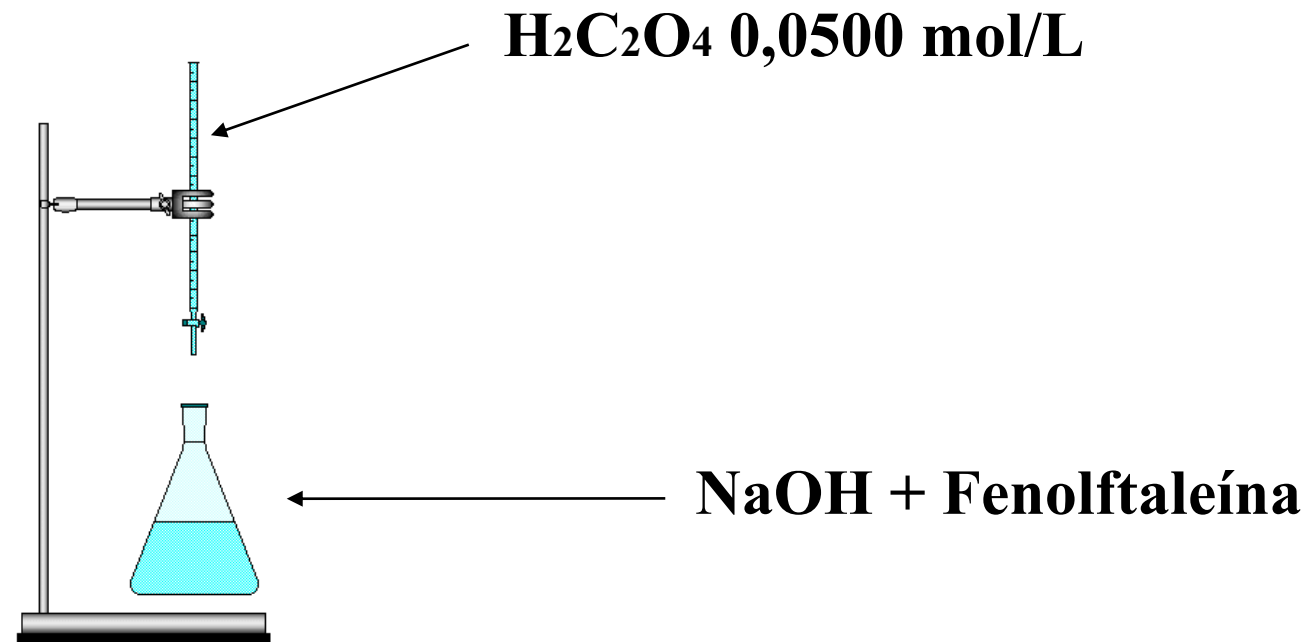
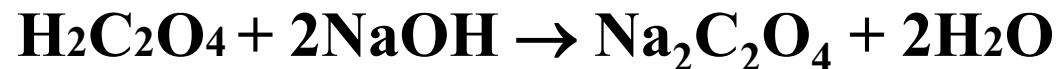


Figura 1. Montagem da vidraria para uma titulação

Padronização de uma Solução Aproximadamente 0,100 mol/L de NaOH com Solução Padrão de ácido oxálico 0,05 mol/L.

- 1. Carregar a bureta, com o auxílio de um béquer com solução padrão de ácido oxálico 0,05 mol/L..**
- 2. Transferir com o auxílio de uma pipeta volumétrica exatamente 20 mL da solução de NaOH a ser padronizada para cada um dos erlenmeyers (triplicata).**
- 3. Adicionar 2 gotas de fenolftaleína (a solução tornar-se-á rosa)**
- 4. Iniciar a e seguir a titulação até observar a mudança da coloração (pelo uso do indicador) de rosa claro para incolor (ponto final de titulação), parar a adição fechando a torneira, anotar o volume gasto da bureta (V_A).**
- 5. Repetir a titulação mais duas vezes. Anotar o volume da bureta. V_A =**
- 6. Calcular a concentração em mol/L da solução de hidróxido de sódio, através da equação química:**



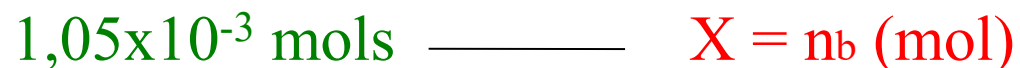
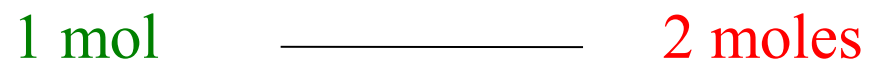
Interpretação dos resultados

Supondo-se que tenham sido gastos uma média de 21 mL de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ na titulação de 20 mL de amostra de NaOH , realizada em triplicata, poderemos estabelecer que:

$$C_A = \frac{n_A}{V_A}$$

$$0,05 = \frac{n_A}{0,021L}$$

$$n_A = 0,00105 \text{ mols}$$



$$X = n_b = 2,1 \times 10^{-3} \text{ moles}$$

Interpretação dos resultados (continuação)

Agora para determinarmos a concentração real, ou verdadeira da solução de NaOH, aplicamos:

$$C_B \equiv \frac{n_B}{V_b} \quad \text{-----} \rightarrow \quad C_B \equiv \frac{2,1 \times 10^{-3} \text{ moles}}{20 \times 10^{-3} \text{ (L)}}$$

↓

$$C_B \equiv 0,11 \text{ mol/L de NaOH}$$

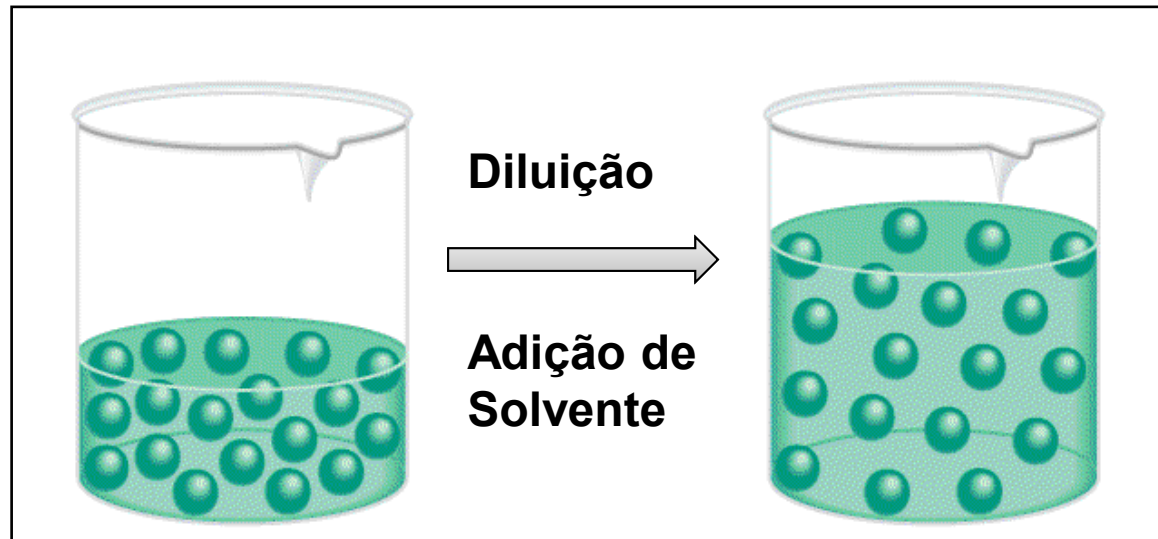
Conclusões

A partir da utilização de uma substância-padrão de biftalato de potássio e a utilização deste para a preparação de uma solução-padrão de **ácido oxálico 0,05 mol/L**, é possível realizar a padronização de uma solução de NaOH, já que o hidróxido de sódio não é considerado uma substância-padrão e portanto, da origem à soluções não-padrão (grosseiras).

A metodologia indicada para esta determinação seria a volumetria de neutralização (um dos tipos de titulometria). Ou seja, dessa maneira, a solução hipoteticamente preparada de NaOH, apresentaria como título, a concentração de *exatamente* 0,11 mol/L e passaria a ser considerada uma solução padronizada de NaOH.

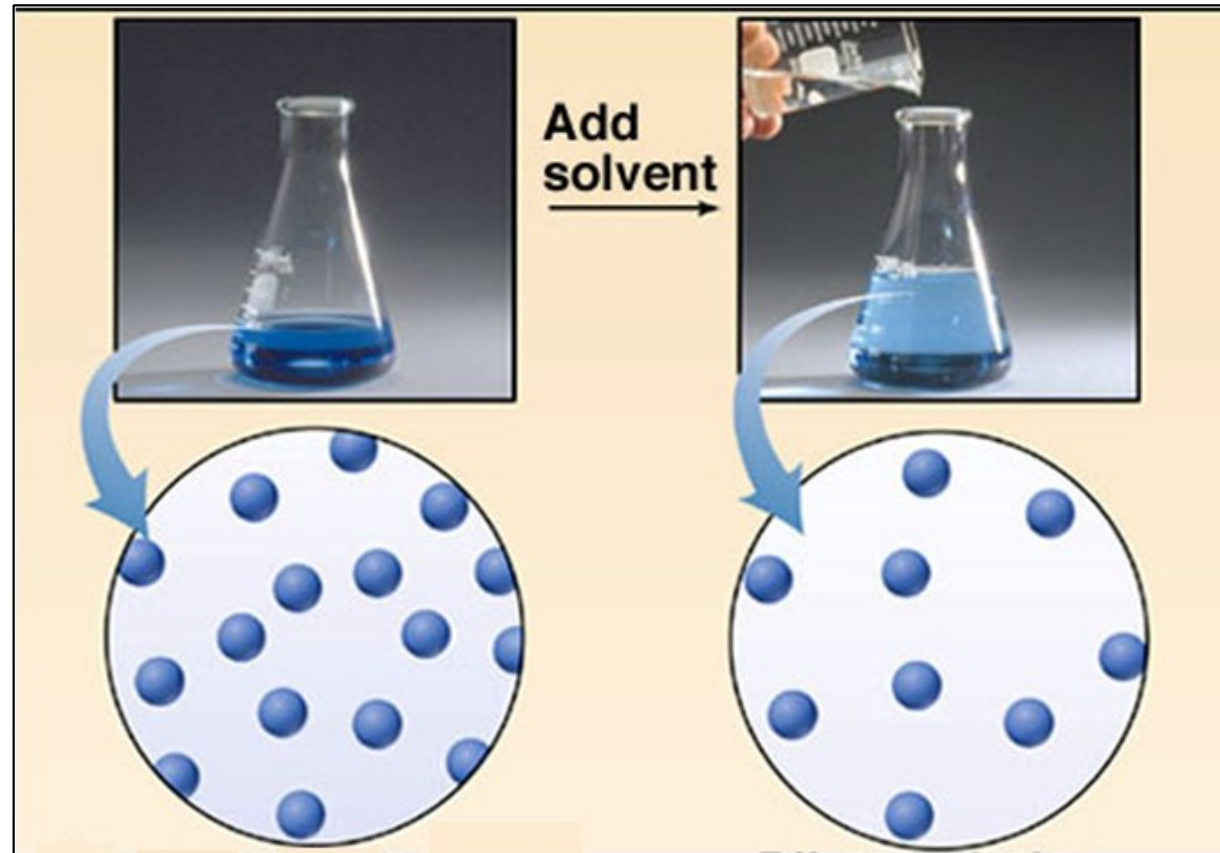
Diluição de Soluções

- O procedimento para preparar uma solução menos concentrada a partir de uma solução mais concentrada é denominado **diluição**.



Solução concentrada → **Solução diluída**

Diluição de Soluções



Solução concentrada: Mais partículas de soluto por unidade de volume

Solução diluída: Menos partículas de soluto por unidade de volume

Diluição de Soluções

As soluções concentradas também podem ser misturadas com solventes para torná-las diluídas.

Em diluições a quantidade de solvente é que aumenta e a **quantidade de soluto permanece sempre constante**. Assim, o **número inicial de mols do soluto é igual** ao **número de mols do soluto no final**.

A molaridade (M) é expressa como: n° de mols/volume (L)

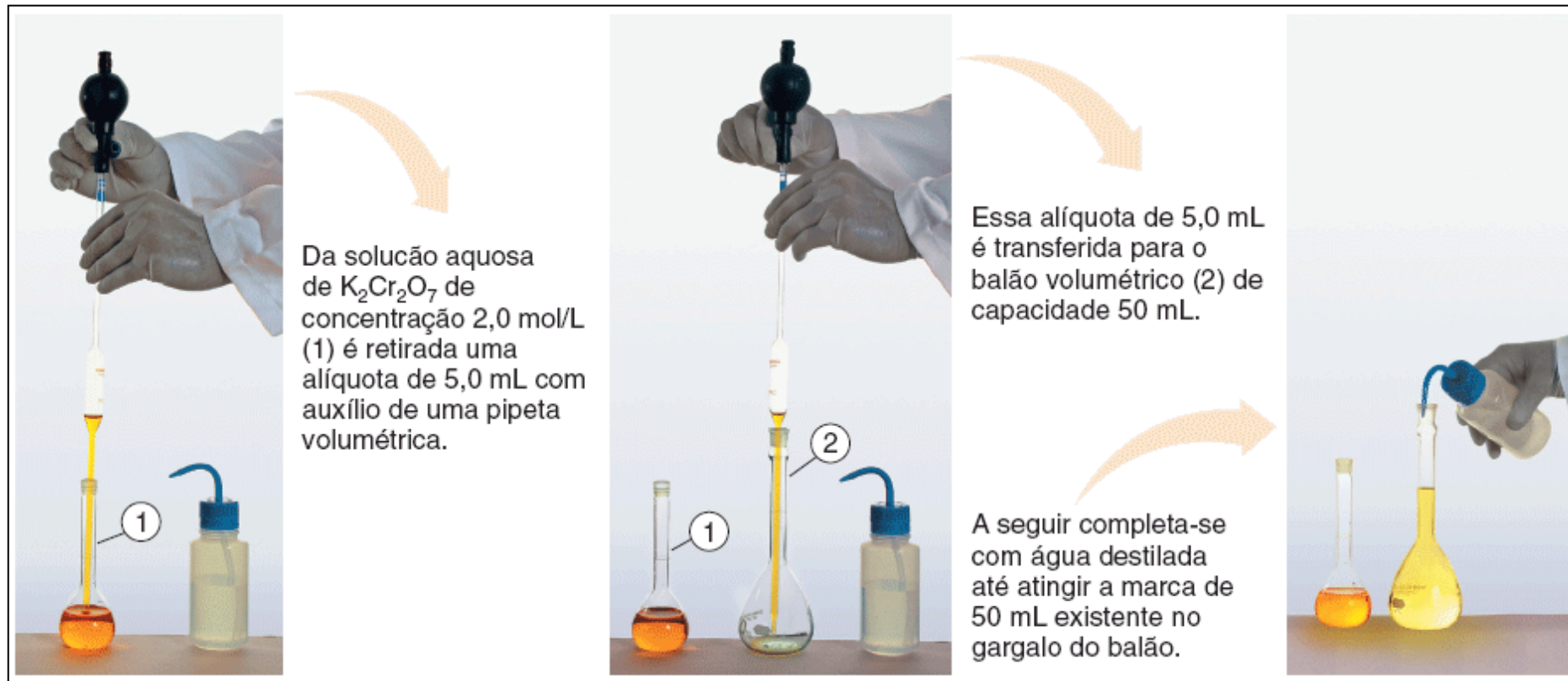
Observa-se então que o **n° de mols = M x V (ou n = M.V)**

Portanto: **$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$** (Equação geral da diluição);

ou também: **$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$** (Equação geral da diluição)

Diluição de Soluções

Solução concentrada de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (aq) diluída pela adição de solvente resulta em nova solução com o mesmo número de íons 2K^+ e $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$.



Da solução aquosa de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de concentração 2,0 mol/L (1) é retirada uma alíquota de 5,0 mL com auxílio de uma pipeta volumétrica.

Essa alíquota de 5,0 mL é transferida para o balão volumétrico (2) de capacidade 50 mL.

A seguir completa-se com água destilada até atingir a marca de 50 mL existente no gargalo do balão.

Preparação de soluções

Processos de preparação de soluções em laboratório:

- A partir de substâncias sólidas
- A partir de soluções previamente preparadas
- A partir de soluções concentradas

Preparação de soluções

➤ **A partir de soluções concentradas**

- ✓ Quando se tem a concentração do soluto (%) e a densidade da solução.
- ✓ Preparo de soluções a partir de ácidos e bases concentrados.

Preparação de soluções

Ex. Preparar 1000 mL de solução de H_2SO_4 3 mol/L (3M) a partir de solução concentrada de ácido sulfúrico.

Dados: concentração do H_2SO_4 = 98%

Densidade do H_2SO_4 = 1,84 g.mL⁻¹

Preparação de soluções

➤ A partir de soluções concentradas

Inicialmente calculamos a massa de ácido que está presente em 1M de ácido sulfúrico. Após calcula-se a massa presente em 3 mol/L.

1 M	_____	1 mol de H ₂ SO ₄	_____	1L
1 M	_____	98g de H ₂ SO ₄	_____	1L
3 M	_____	294g de H ₂ SO ₄	_____	1L

Também podemos usar fórmula (como já vimos em outra aula):

$$\mathbf{C_n} = \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{MM.V}} \quad \text{isolando-se m, temos:} \quad \mathbf{m} = \mathbf{C_n.MM.V}$$
$$\mathbf{m} = (3\text{mol.L}^{-1}).(98\text{g}).(1\text{L})$$
$$\mathbf{m} = 294 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

✓ **Cálculo da massa de H_2SO_4 a 98 % (p/p).**

$$\begin{array}{rcl} 100\text{g de } \text{H}_2\text{SO}_4 & \text{-----} & 98\text{g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ X & & 294 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

$$X = 300 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

• **Cálculo do volume de solução de H_2SO_4 a 98 % (p/p).**

$$d = m/v \quad \text{isolando o volume, temos:} \quad v = m/d$$

$$\text{Dado: } \text{densidade do } \text{H}_2\text{SO}_4 = 1,84 \text{ g.mL}^{-1}$$

$$\text{Logo: } v = \frac{300}{1,84} \quad \Rightarrow \quad v = 163 \text{ mL}$$

Portanto, retira-se 163 mL da solução concentrada, coloca-se, lentamente, em balão volumétrico de 1L com 500 mL de água e adiciona-se água até completar o volume (1L), para se obter a solução 3 mol/L de H_2SO_4

Preparação de soluções

Exercício 1. Preparar 500 mL de solução de H_2SO_4 2,5 mol/L a partir de solução concentrada de ácido sulfúrico.

Dados: concentração do H_2SO_4 = 98%

Densidade do H_2SO_4 = 1,84 g.mL⁻¹

Preparação de soluções

➤ A partir de soluções concentradas

Inicialmente calculamos a massa de ácido que está presente em 1M de ácido sulfúrico. Após calcula-se a massa presente em 3 mol/L.

1 M	_____	1 mol de H ₂ SO ₄	_____	1L
1 M	_____	98g de H ₂ SO ₄	_____	1L
2,5 M	_____	245g de H ₂ SO ₄	_____	1L
2,5 M	_____	122,5g de H ₂ SO ₄	_____	0,5 L

Também podemos usar fórmula (como já vimos em outra aula):

$$\mathbf{C_n} = \frac{m}{MM.V} \quad \text{isolando-se } m, \text{ temos: } \mathbf{m} = \mathbf{C_n} \cdot MM \cdot V$$
$$\mathbf{m} = (2,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot (98 \text{ g}) \cdot (0,5 \text{ L})$$
$$\mathbf{m} = 122,5 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

✓ **Cálculo da massa de H₂SO₄ a 98 % (p/p).**

$$\begin{array}{rcl} 100\text{g de H}_2\text{SO}_4 & \text{-----} & 98\text{g de H}_2\text{SO}_4 \\ X & & 122,5 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

$$X = 125 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

• **Cálculo do volume de solução de H₂SO₄ a 98 % (p/p).**

$$d = m/v \quad \text{isolando o volume, temos:} \quad v = m/d$$

$$\text{Dado: } \text{densidade do H}_2\text{SO}_4 = 1,84 \text{ g.mL}^{-1}$$

$$\text{Logo: } v = \frac{125}{1,84} \quad \Rightarrow \quad v = 67,93 \text{ mL}$$

Portanto, retira-se 67,93 mL da solução concentrada, coloca-se, lentamente, em balão volumétrico de 0,5L com 250 mL de água e adiciona-se água até completar o volume (0,5L), para se obter a solução 2,5 mol/L de H₂SO₄

Preparação de soluções

- **Preparação de uma solução estoque HCl 1 mol/L a partir de uma solução concentrada de HCl**

Exemplo. Preparar **100 mL** de solução de HCl 1 mol/L a partir de solução concentrada de ácido clorídrico.

Dados:

Concentração do HCl = 37%

Densidade = 1,19 g.mL⁻¹.

Preparação de soluções

➤ A partir de soluções concentradas

- ✓ Inicialmente calculamos a massa do ácido que está presente em 1M de ácido clorídrico.

1 M _____ 1 mol de HCl _____ 1L

1 M _____ 36,46 g de HCl _____ 1000 mL

1 M _____ 3,646 g de HCl _____ 100 mL

Preparação de soluções

Também podemos usar fórmula (como já vimos em outra aula):

$$C_n = \frac{m}{MM.V} \quad \text{isolando-se } m, \text{ temos:}$$

$$m = C_n \cdot MM \cdot V$$

$$m = (1 \text{ mol.L}^{-1}) \cdot (36,46 \text{ g}) \cdot (0,1 \text{ L})$$

$$m = 3,646 \text{ g de HCl}$$

Preparação de soluções: Cálculo da massa de HCl a 37 % (p/p).

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ g de HCl} & \frac{\quad}{\quad} & 37 \text{ g de HCl} \\ \mathbf{X} & & 3,646 \text{ g de HCl} \end{array}$$

$$\mathbf{X = 9,854 \text{ g de HCl}}$$

✓ Cálculo do volume de solução de HCl a 37 % (p/p).

$$d = m/v \quad \text{isolando o volume, temos:} \quad v = m/d$$

$$\text{Dado: } \mathbf{\text{densidade do HCl} = 1,19 \text{ g.mL}^{-1}}$$

$$\text{Logo: } v = \frac{\mathbf{9,854}}{1,19} \quad \Rightarrow \quad \mathbf{v = 8,28 \text{ mL}}$$

Portanto, retira-se 8,28 mL da solução concentrada, coloca-se, lentamente, em balão volumétrico com 50 mL de água e adiciona-se água até completar o volume, para se obter 100 mL a solução 1 mol/L de HCl.

Preparação de soluções

- **Preparação de uma solução estoque HCl 0,5 mol/L a partir de uma solução concentrada de HCl**

Exemplo. Preparar **250 mL** de solução de HCl 0,5 mol/L a partir de solução concentrada de ácido clorídrico.

Dados:

Concentração do HCl = 37%

Densidade = 1,19 g.mL⁻¹.

Preparação de soluções

➤ A partir de soluções concentradas

- ✓ Inicialmente calculamos a massa do ácido que está presente em 1M de ácido clorídrico.

1 M _____ 1 mol de HCl _____ 1L

1 M _____ 36,46 g de HCl _____ 1000 mL

0,5 M _____ 18,23 g de HCl _____ 1000 mL

0,5 M _____ 4,56 g de HCl _____ 250 mL

Preparação de soluções: Cálculo da massa de HCl a 37 % (p/p).

$$\begin{array}{r} 100 \text{ g de HCl} \\ \times \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{r} 37 \text{ g de HCl} \\ 4,56 \text{ g de HCl} \\ \hline \end{array}$$

$$X = 12,32 \text{ g de HCl}$$

✓ Cálculo do volume de solução de HCl a 37 % (p/p).

$$d = m/v \quad \text{isolando o volume, temos:} \quad v = m/d$$

Dado: **densidade do HCl = 1,19 g.mL⁻¹**

$$\text{Logo: } v = \frac{12,32}{1,19} \Rightarrow v = 10,35 \text{ mL}$$

Portanto, retira-se 10,35 mL da solução concentrada, coloca-se, lentamente, em balão volumétrico com 100 mL de água e adiciona-se água até completar o volume, para se obter 250 mL a solução 0,5 mol/L de HCl.

Bibliografia:

- MAIA, Daltamir Justino e BIANCHI, J. C. de A. **Química geral**. 1 ed. São Paulo: Pearson, 2007.
-
- LENZI, E.; FAVERO, L.; TANAKA, A.; **Química Geral Experimental**; 1 a ed.; Rio de Janeiro: Freitas Bastos; 2004.
-
- CONSTANTINO, M.; SILVA, G.; DONATE, P.; **Fundamentos de Química Experimental**; 1 a ed.; São Paulo: Edusp; 2004.
-
- BESSLER, K.E.; NEDER, A.V.F. **Química em tubos de ensaio uma abordagem para principiantes**. São Paulo: Edgard Blucher, 2004.
-
- MAIA, D. **Práticas de Química para Engenharías**. 2. ed. Campinas: Editora Átomo, São Paulo: 2017.
-
- POSTMA, J.M.; ROBERTS, J.L.; HOLLENBERG, J.L.; **Química no laboratório**; 5 .ed São Paulo: Editora Manole, 2009.
- GENTIL, Vicente. **Corrosão**. 6 Ed. Rio de Janeiro: LTC, 2011.
-
- Pavia, D.; Lampman, G. Kriz, G.; Engel, R. **Química Orgânica Experimental- Técnicas de Escala Pequena**. São Paulo: Bookman, 2009.
-
- BARBOSA, L. C. A.; **Introdução à Química Orgânica**. 1 ed. São Paulo: Prentice Hall, 2004.