

Trabalhando com soluções

- **Química e Reações Químicas, Kotz e Treichel**
- **Capítulo 5 pag. 146 (vol I, 3^a ed.)**

- **ou**

- **Capítulo 5, pag 155 (5^a ed)**

Segurança no laboratório!?!



Concentração da Solução

- A quantidade de soluto dissolvido num dado volume de solução é denominada de **concentração**.

A concentração (C) de uma solução pode ser expressa em relações massa-volume, massa-massa ou volume-volume, por exemplo:

g L^{-1} (g/L)

mg L^{-1} (mg/L) ou ppm (partes por milhão)

% m/m

% v/v

Concentração da Solução

É comum expressar concentração em mols de soluto por litro de solução.

$$\text{Molaridade (M)} = \frac{\text{mols soluto}}{\text{litros de solução}}$$

A unidade de concentração molar é mol/L ou mol L⁻¹

pode ser representada pela fórmula entre colchetes: $[\text{NaCl}] = 1 \text{ mol/L}$

PROBLEMA: Dissolva 5,00 g de $\text{NiCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ em água suficiente para preparar 250 mL de solução. Calcule a molaridade.

Etapa 1: Calcule mols de $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

$$\begin{array}{r} 1,00 \text{ mol NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \text{ ----- } 237,7 \text{ g} \\ x \text{ ----- } 5,00 \text{ g} \\ x = 0,0210 \text{ mol} \end{array}$$

Etapa 2: Calcule a molaridade

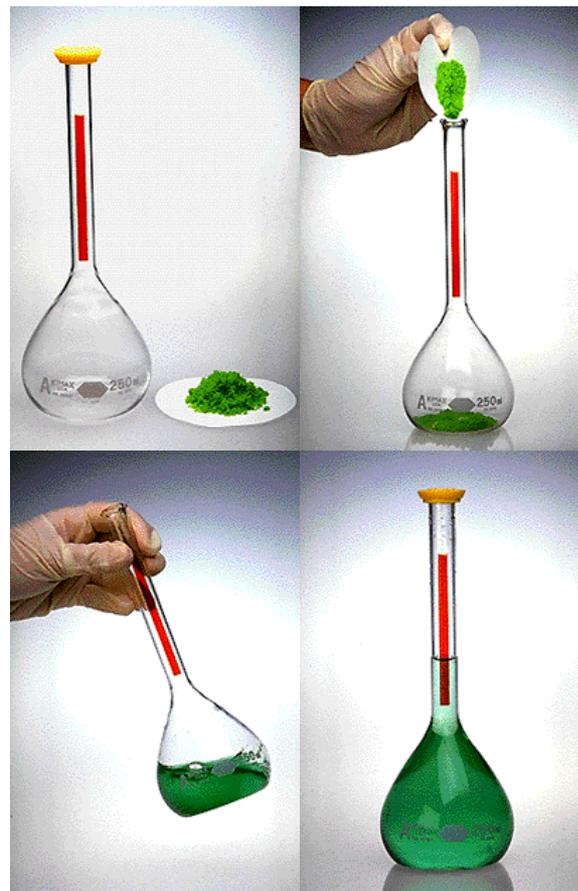
$$\frac{0,0210 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,0841 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NiCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}] = 0,0841 \text{ mol/L}$$

$$8,41 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \quad 84,1 \text{ mmol L}^{-1}$$

Como preparar a solução?

Usar vidraria apropriada!

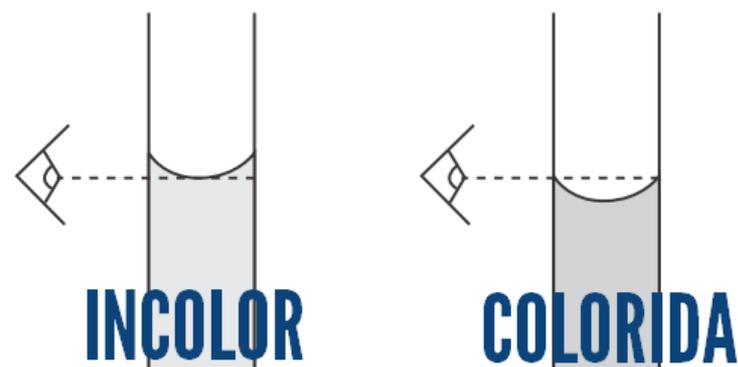
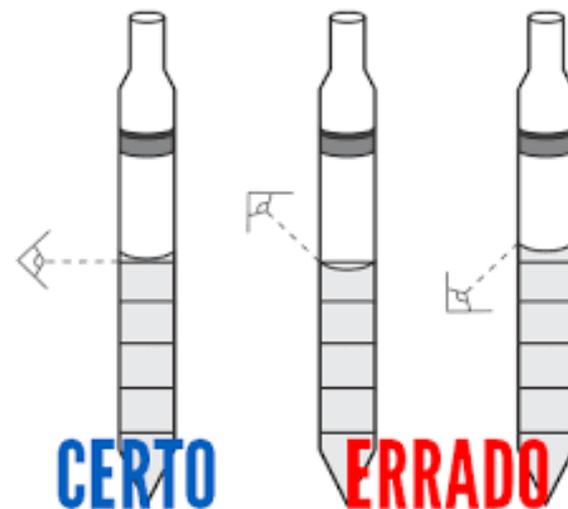
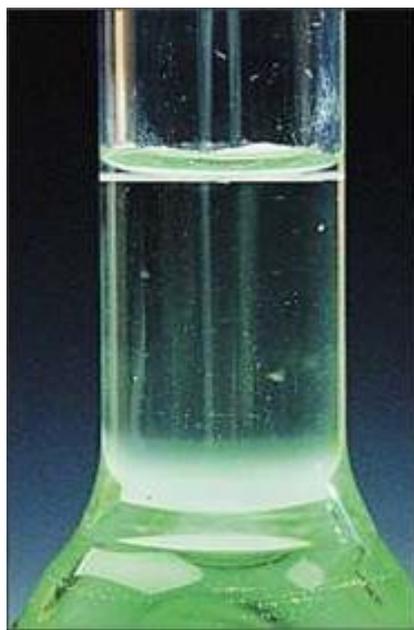


Também é recomendável dissolver o sólido em um bequer e transferir a solução para o balão volumétrico

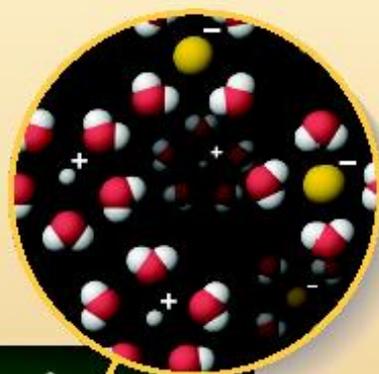
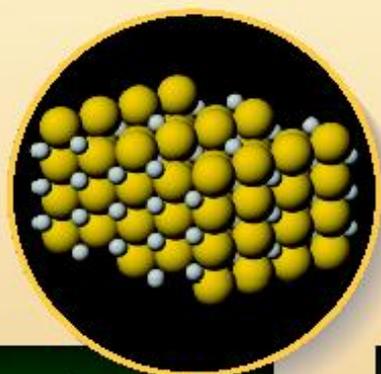
Como preparar a solução?

Não passar da marca!!!

Sujeito a ter que repetir o procedimento!!!



Concentrações dos Íons em solução



Copper chloride is added to water. Interactions between water and the Cu^{2+} and Cl^{-} ions allow the solid to dissolve.



The ions are now sheathed in water molecules.

Se $[\text{CuCl}_2] = 0,30$
mol/L, então qual
a concentração
dos íons?

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0,30 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^{-}] = 2 \times 0,30 \text{ mol/L}$$

$$= 0,60 \text{ mol/L}$$

Problema: Que massa de ácido oxálico, $H_2C_2O_4$, é necessária para preparar exatamente 250 mL de uma solução 0,050 mol/L?

$$\text{Molaridade (M)} = \frac{\text{mols soluto}}{\text{litros de solução}}$$

Etapa 1: Calcule o número de mols de ácido necessários

$$n = M \cdot V_{\text{solução}} = (0,0500 \text{ mol/L})(0,250 \text{ L}) = 0,0125 \text{ mol}$$

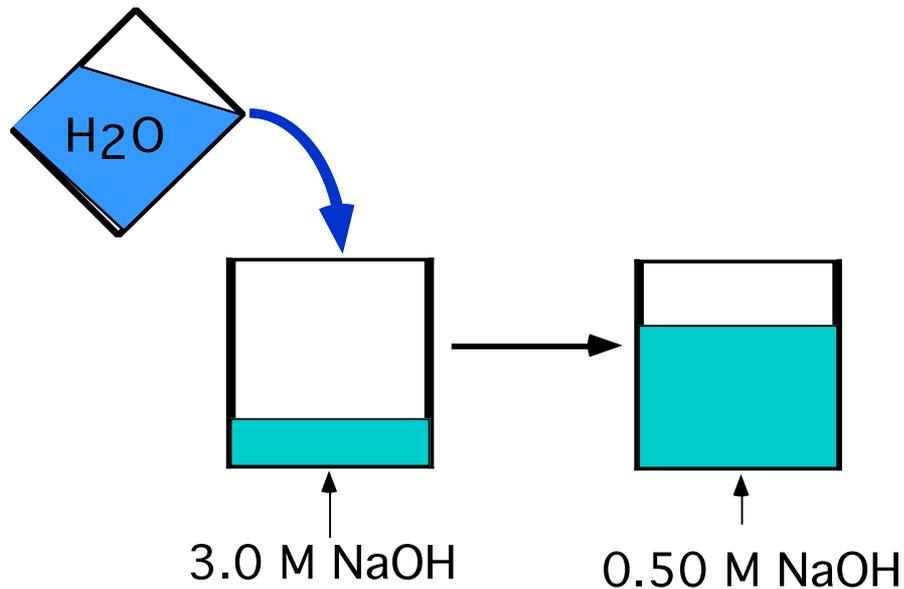
Etapa 2: Calcule a massa de ácido necessária

$$\begin{array}{l} 1,00 \text{ mol } H_2C_2O_4 \text{ --- } 90,00 \text{ g} \\ 0,0125 \text{ mol --- } x \\ x = 1,13 \text{ g} \end{array}$$

PROBLEMA: Você tem 50,0 mL de NaOH 3,0 mol L⁻¹ e precisa de NaOH 0,50 mol L⁻¹. O que fazer?

Dilua a solução!

Adicione água à solução 3,0 mol/L de modo a reduzir sua concentração para 0,50 mol/L.



1
PROBLEMA: Você tem 50,0 mL de NaOH 3,0 mol L⁻¹ e precisa de NaOH 0,50 mol L⁻¹. O que fazer?

Quanta água devemos adicionar?

IMPORTANTE LEMBRAR!!!! O número de mols não muda quando se faz uma diluição!

n_{NaOH} no volume usado da solução INICIAL =
 n_{NaOH} na solução FINAL após a diluição

PROBLEMA: Você tem 50,0 mL de NaOH 3,0 mol L⁻¹ e precisa de NaOH 0,50 mol L⁻¹. O que fazer?

2

Etapa 1: Calcule a quantidade de NaOH na solução inicial

$$n = M \cdot V = (3,0 \text{ mol/L})(0,050 \text{ L}) = 0,15 \text{ mol}$$

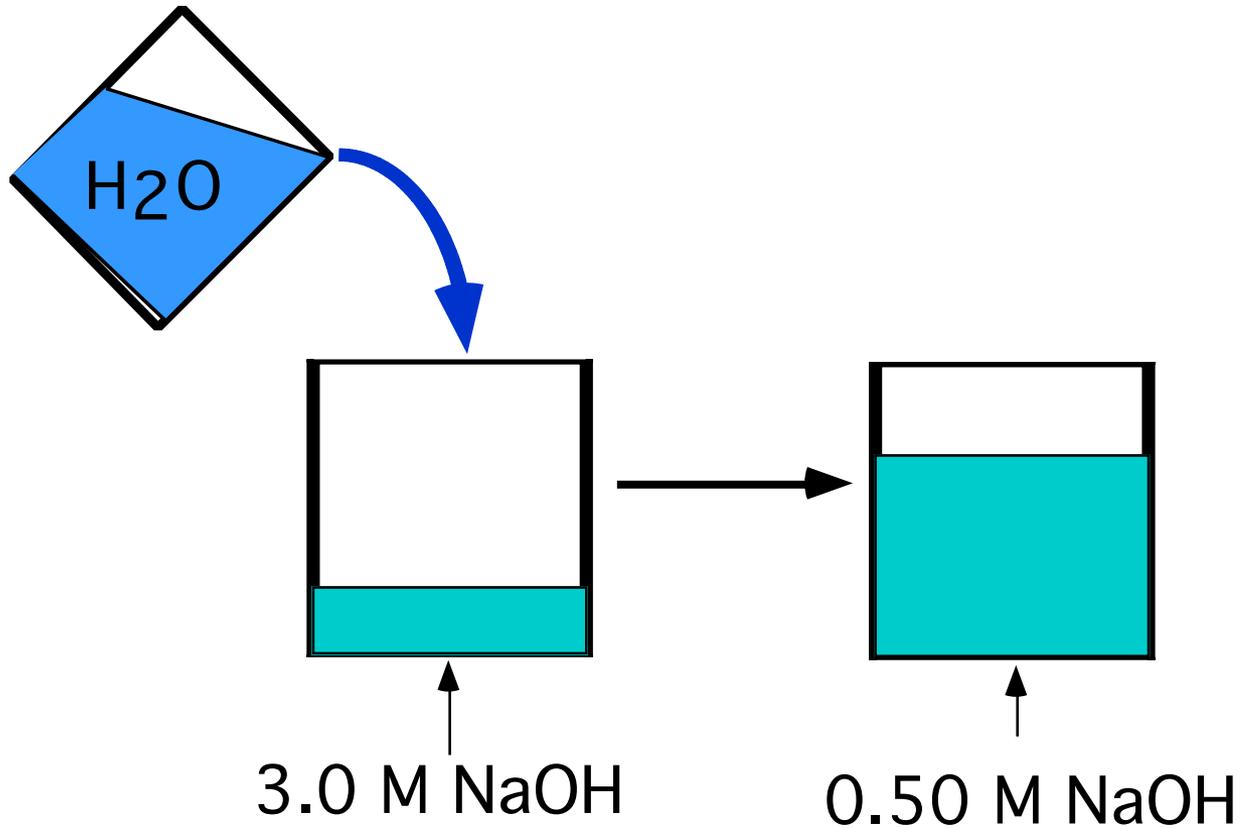
A quantidade de NaOH na solução final tem que ser também = 0,15 mol NaOH

Etapa 2: Calcule o volume da solução final

$$V = n / M = (0,15 \text{ mol}) / (0,50 \text{ mol/L}) = 0,30 \text{ L}$$

PROBLEMA: Você tem 50,0 mL de NaOH 3,0 mol L⁻¹ e precisa de NaOH 0,50 mol L⁻¹. O que fazer?

3



Conclusão:

Adicione 250 mL de água a 50,0 mL de NaOH 3,0 mol/L para preparar 300 mL de NaOH 0,50 mol/L.

Preparando Soluções por Diluição

O número de mols não muda quando se faz uma diluição!

$$n_{\text{inicial}} = n_{\text{final}}$$

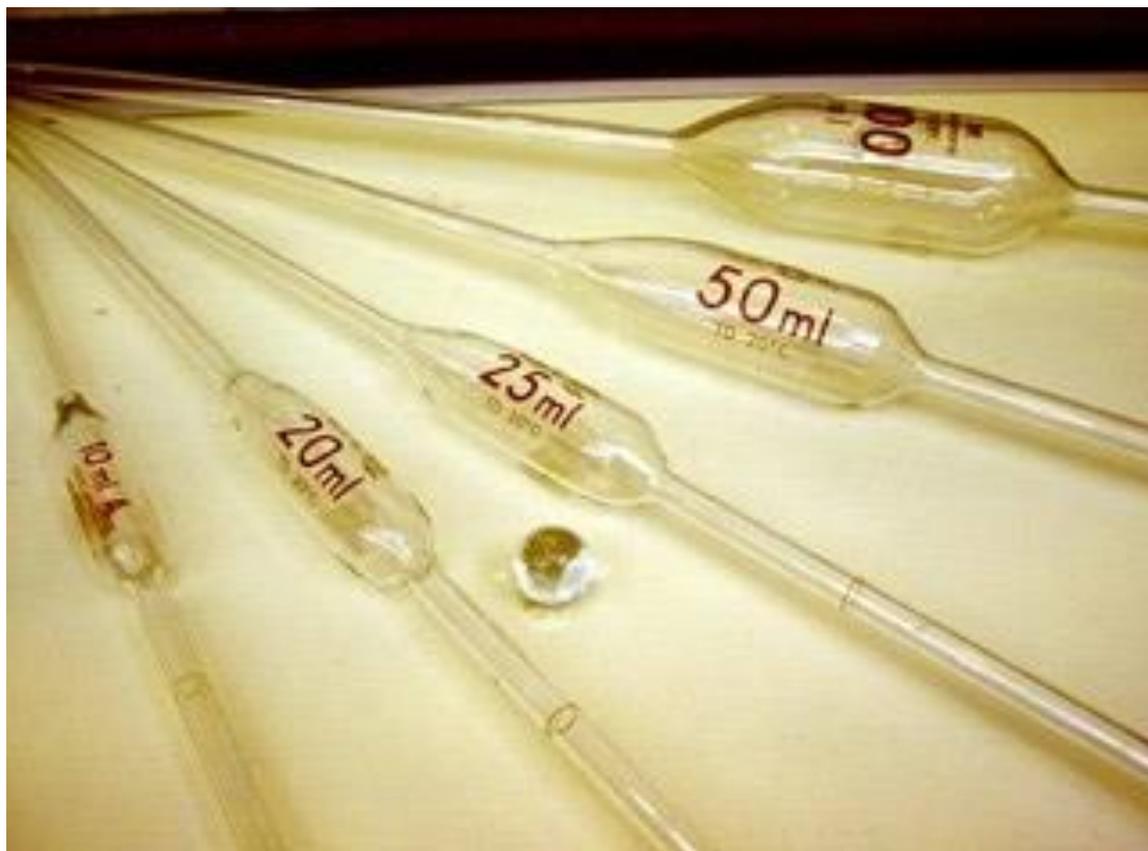
$$M_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = M_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

Como preparar uma solução por diluição?

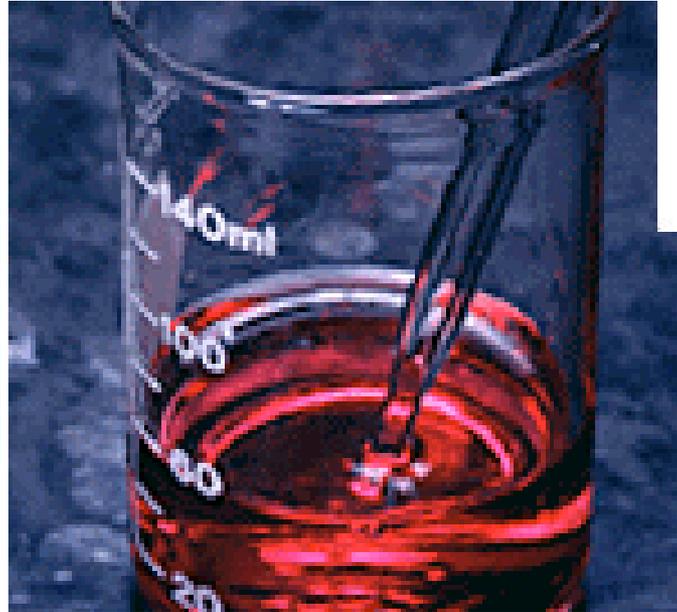
Usar vidraria apropriada! aquela que fornece maior exatidão na medida de volume



Pipetas volumétricas



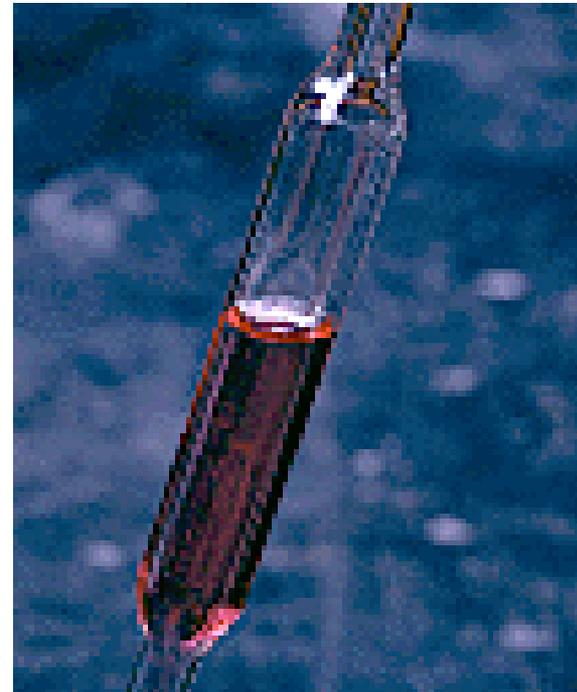
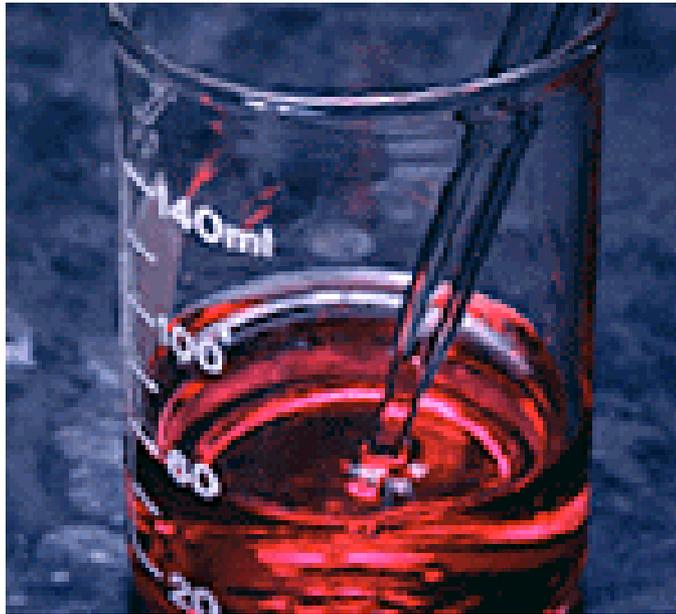
Transferir o líquido para um bequer para pipetar, não pipete diretamente do balão!



Ambientar a pipeta
com a solução a ser
medida/transferida

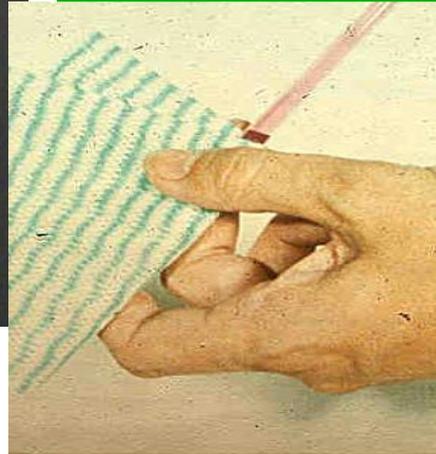
IMPORTANTÉ!!!!

evita diluição da amostra!!!





Seque a
ponta



Preencha
acima da
calibração



Drene até a
marca da
calibração

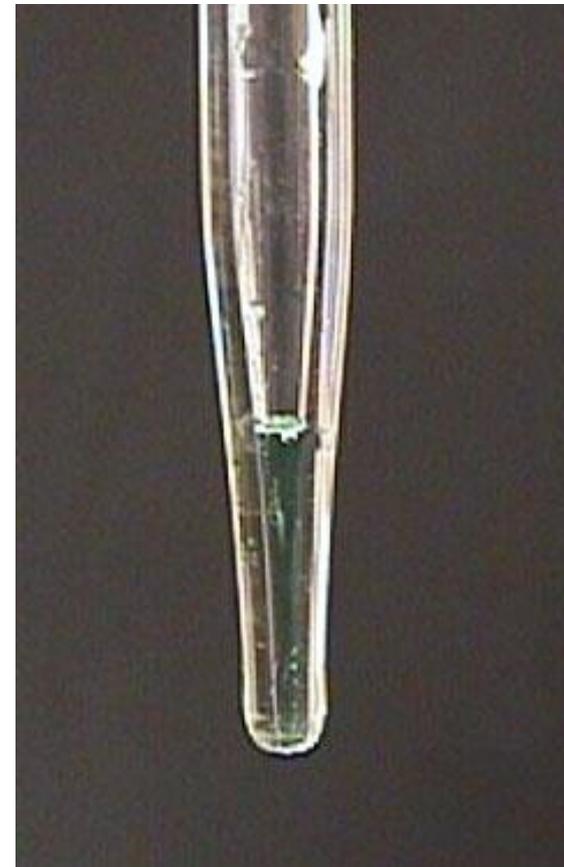
Remova
qualquer
gota
encostando
na parede
do frasco



Deixar o líquido
escoar



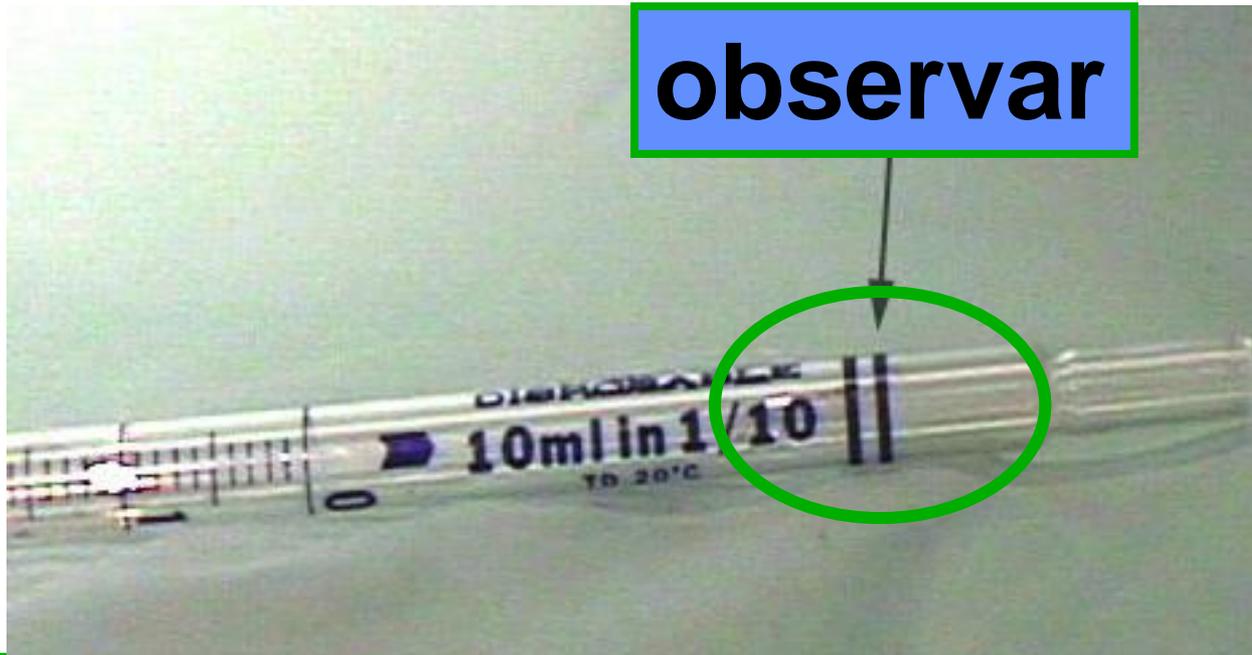
Encostar a ponta
no frasco para
escoar



Algum líquido
vai sobrar na
ponta...OK!

Exceção

observar



exige assoprar o volume final
preso na ponta

Revisando o uso de pipeta volumétrica

1. Ambientar a pipeta com a solução a ser pipetada
2. Preencher acima da marca da calibração
3. Secar a pipeta por fora
4. Drenar o líquido até a marca (menisco)
5. Remover qualquer gota excedente
6. Transferir o líquido por gravidade
7. Encostar a ponta da pipeta no frasco coletor para escoar todo o líquido



PROBLEMA: Você tem uma solução de CuSO_4 de concentração $0,15 \text{ mol/L}$. Se $6,0 \text{ mL}$ dessa solução forem diluídos com água até o volume final de 10 mL , qual a concentração da nova solução?

Quantia de CuSO_4 na solução original =

$$n = M \cdot V$$

$$(0,15 \text{ mol/L})(0,006 \text{ L}) = 0,0009 \text{ mol CuSO}_4$$

A quantia de CuSO_4 na solução final tem que ser também = $0,0009 \text{ mol}$

Volume da solução final = $0,010 \text{ L}$

$$[\text{CuSO}_4]_f = n/V = (0,0009 \text{ mol})/(0,010 \text{ L})$$

$$[\text{CuSO}_4]_f = 0,09 \text{ mol/L}$$

pH, Uma Escala de Concentração

pH: um modo de expressar acidez dada pela concentração de H^+ em solução.

0

7

14



pH Baixo : $[H^+]$ alta

pH Alto : $[H^+]$ baixa

Solução ácida

pH < 7

Neutra

pH = 7

Solução básica

pH > 7

A Escala de pH

$$\begin{aligned}\text{pH} &= \log (1/ [\text{H}^+]) \\ &= - \log [\text{H}^+]\end{aligned}$$

Em uma solução **neutra**,

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol/L a } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\begin{aligned}\text{pH} &= - \log [\text{H}^+] = -\log (1,00 \times 10^{-7}) \\ &= - (-7) \\ &= 7\end{aligned}$$

$[H^+]$ e pH

Se a $[H^+]$ de um refrigerante é $1,6 \times 10^{-3}$ mol/L,
o pH é _____?

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$\text{pH} = -\log (1,6 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = -(-2,80)$$

$$\text{pH} = 2,80$$



pH e $[H^+]$

Se o pH da Coca-Cola é 3.12, $[H^+]$ é _____.

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$\log [H^+] = -\text{pH}$$

Faça o antilog

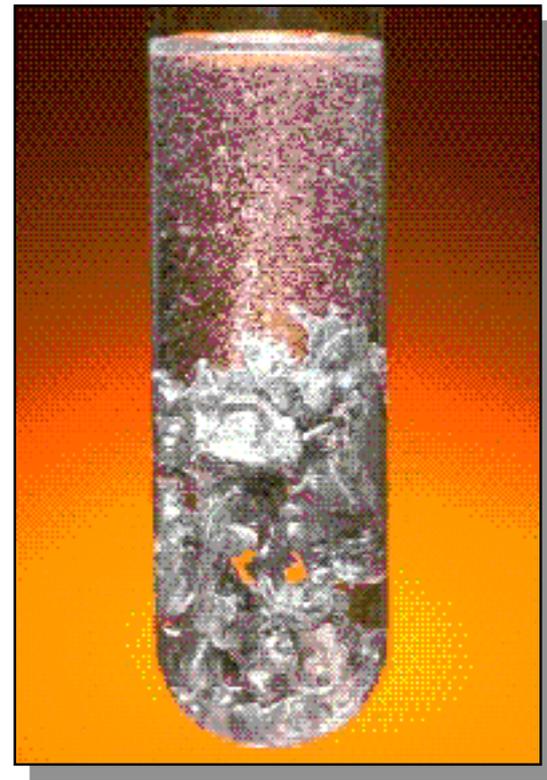
$$[H^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[H^+] = 10^{-3,12} = 7,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$



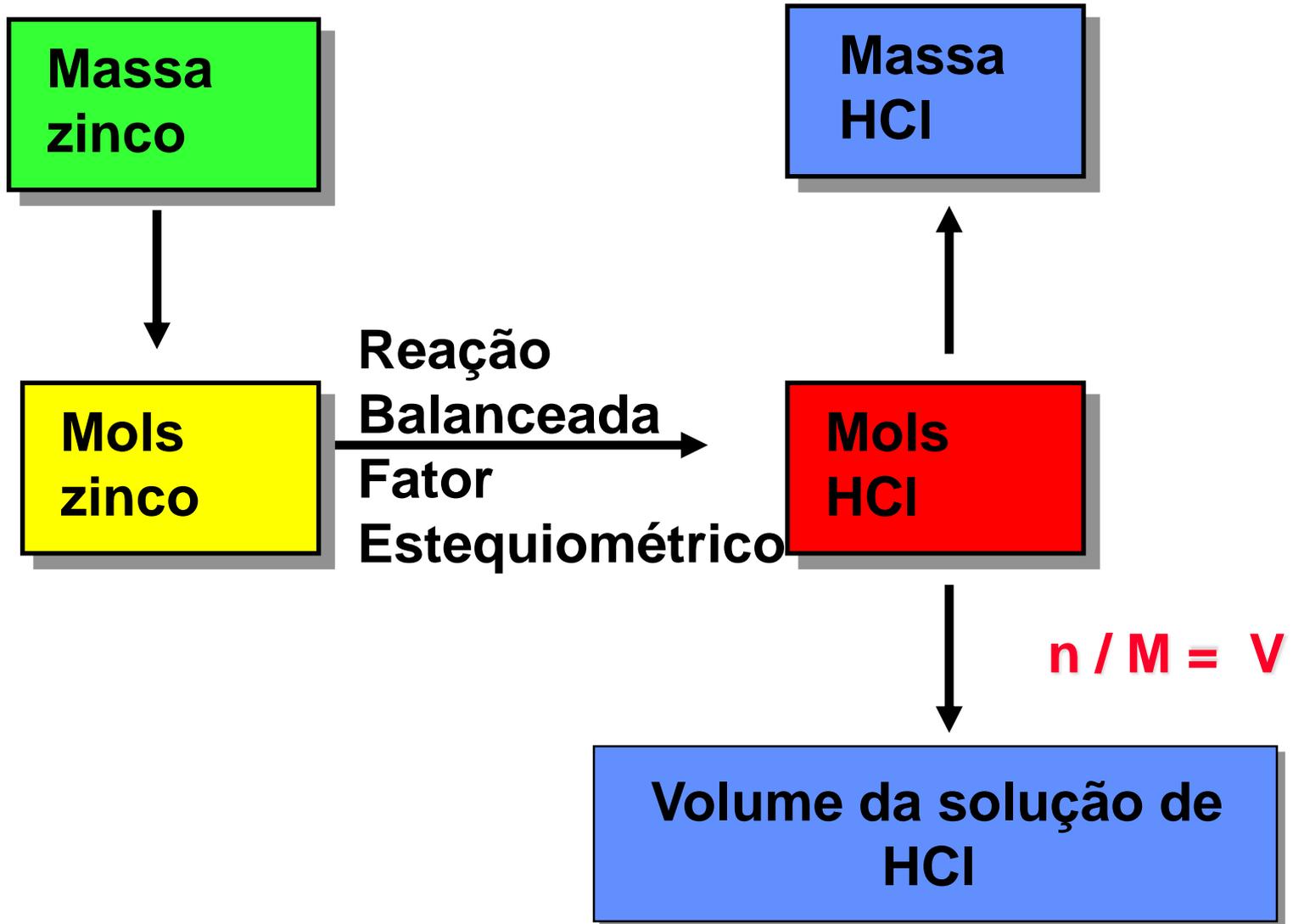
Estequiometria de Reações em Solução

- Zinco reage com ácidos produzindo gás H_2 .
- Temos 10,0 g de Zn
- Que volume de HCl 2,50 mol/L é necessário para dissolver completamente o Zn?



PLANO GERAL PARA CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

29



Zinco reage com ácidos, produzindo gás H_2 . Se você tem 10,0 g de Zn, que volume de HCl 2,50 mol/L é necessário para dissolver totalmente o zinco?

Etapa 1: Escreva a equação balanceada



Etapa 2: Calcule a quantidade de Zn

$$\begin{array}{r} 1,00 \text{ mol Zn} \text{ ----- } 65,39 \text{ g Zn} \\ x \text{ ----- } 10,0 \text{ g Zn} \\ x = 0,153 \text{ mol} \end{array}$$

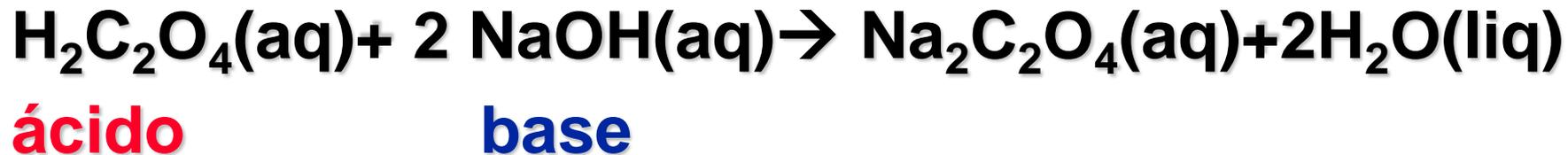
Etapa 3: Use o fator estequiométrico

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol Zn} \text{ ----- } 2 \text{ mol HCl} \\ 0,153 \text{ mol Zn} \text{ ---- } x \\ x = 0,306 \text{ mol HCl} \end{array}$$

Etapa 4: Calcule o volume da solução de HCl

$$\begin{array}{r} 2,50 \text{ mol HCl} \text{ - - - - - } 1,00 \text{ L} \\ 0,306 \text{ mol HCl} \text{ - - - - } x \\ x = 0,122 \text{ L HCl} \end{array}$$

Uso de REAÇÕES ACIDO-BASE para determinar concentração



A concentração do ácido (ou da base) pode ser determinada experimentalmente por uma técnica volumétrica chamada **TITULAÇÃO**.

Arranjo para a titulação de um ácido com uma base

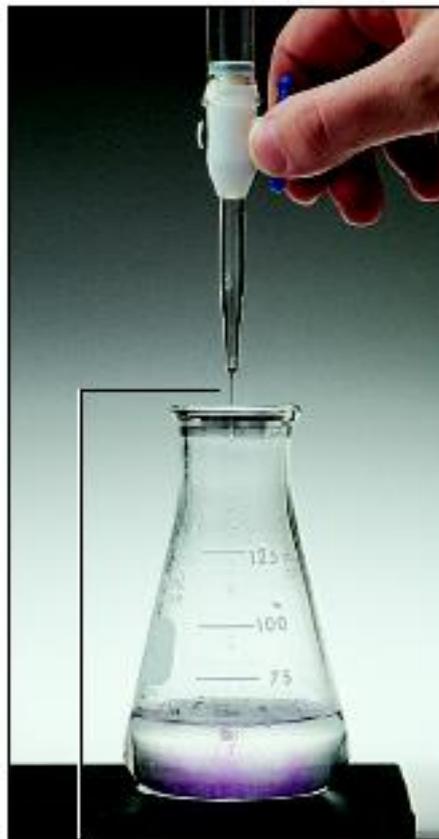
Frasco erlenmeyer contendo a solução aquosa da amostra a ser analisada (ANALITO) com volume ou massa conhecida

+
indicador de pH



Bureta contendo NaOH de concentração conhecida

TITULANTE

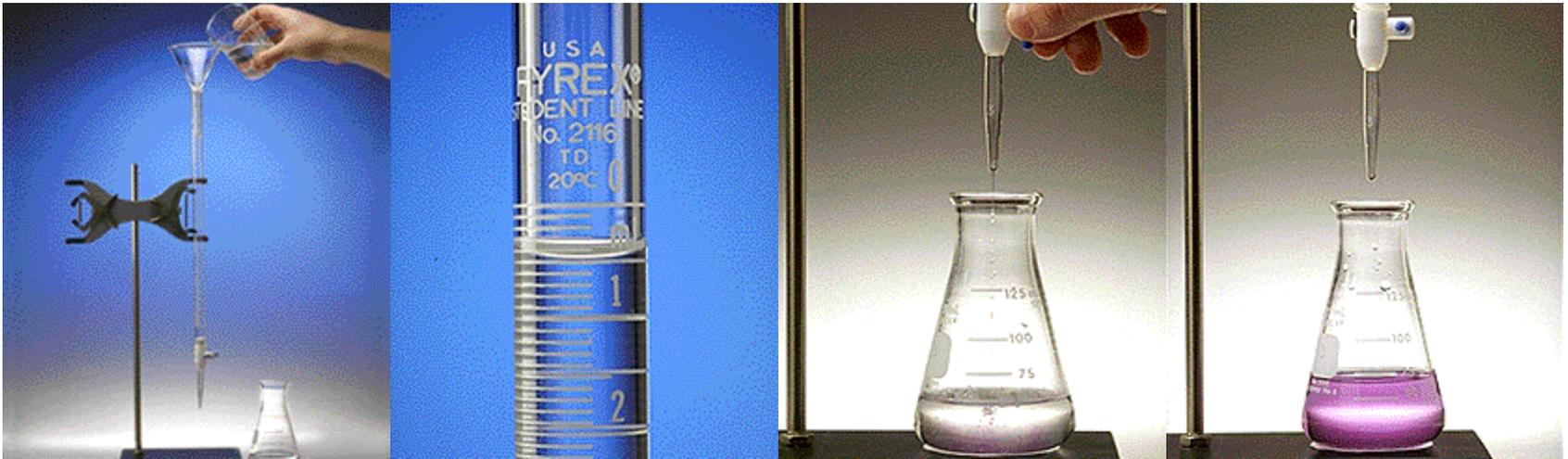


A solução de NaOH é adicionada lentamente sob agitação



Quando a quantidade de NaOH adicionada é exatamente igual a quantidade de H^+ o indicador muda de cor

Titulação



- O indicador de pH mostra quanto a reação estequiométrica exata ocorreu.
- Equação iônica líquida
$$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$$
- No ponto de equivalência
$$\text{mols H}^+ = \text{mols OH}^-$$

A concentração da solução da base (ou ácido) usado como titulante deve ser conhecida ou padronizada

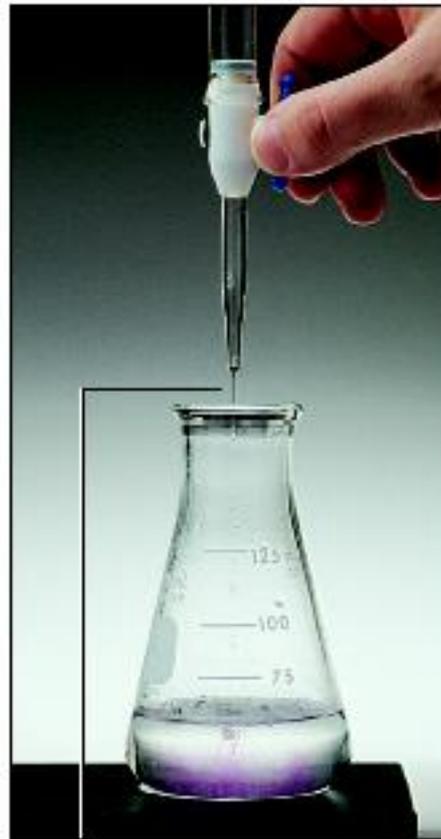
Frasco erlenmeyer contendo uma solução com quantidade conhecida (em mols) de um ácido

+

indicador de pH



Bureta contendo NaOH de concentração desconhecida



A solução de NaOH é adicionada lentamente sob agitação



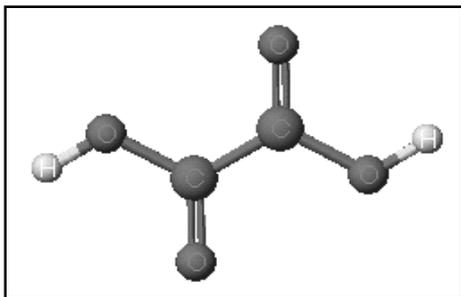
Quando a quantidade de NaOH adicionada é exatamente igual a quantidade de H^+ o indicador muda de cor

Titulação - LABIQ

- http://labiq.iq.usp.br/slideshows_view.php?idSlideshow=26&idTopico=176

PROBLEMA 1: Padronize uma solução de NaOH — i.e., determine precisamente sua concentração.

Dados: 1,065 g de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (ácido oxálico) necessitam de 35,62 mL de NaOH para atingir o ponto de equivalência. Qual é a concentração de NaOH?



**Ácido oxálico,
 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$**

1,065 g de $H_2C_2O_4$ (ácido oxálico) requer 35,62 mL de NaOH para atingir o ponto de equivalência. Qual é a concentração de NaOH?

Etapa 1: Calcule a quantia de $H_2C_2O_4$

$$\begin{array}{r}
 1,00 \text{ mol } H_2C_2O_4 \text{ --- --- --- } 90,00 \text{ g} \\
 x \text{ --- --- --- --- --- } 1,065 \text{ g} \\
 x = 0,0118 \text{ mol}
 \end{array}$$

Etapa 2: Calcule a quantia de NaOH necessária



1,065 g de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (ácido oxálico) requer 35,62 mL de NaOH para atingir o ponto de equivalência. Qual é a concentração de NaOH?

Etapa 1: Calcule a quantidade de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 0,0118$ mol de ácido

Etapa 2: Calcule a quantidade de NaOH necessária = 0,0236 mol NaOH

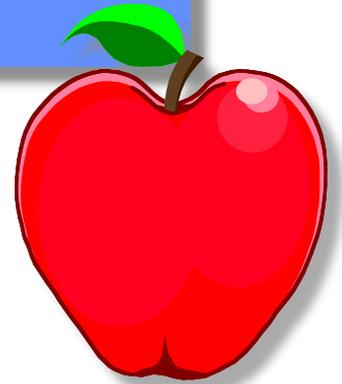
Etapa 3: Calcule a concentração de NaOH

$$\frac{0,0236 \text{ mol NaOH}}{0,03562 \text{ L}} = 0,663 \text{ mol/L}$$

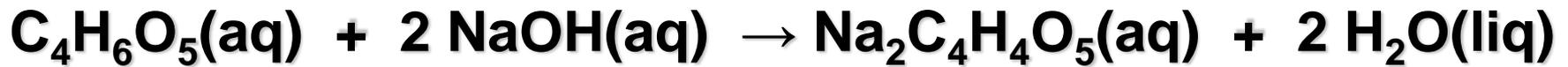
$$[\text{NaOH}] = 0,663 \text{ mol/L}$$

PROBLEMA 2:

Use NaOH padronizado para determinar a quantidade de ácido em uma amostra



Maças contêm ácido málico, $C_4H_6O_5$



Dados: 76,80 g de maçã necessitam de 34,56 mL de NaOH 0,663 mol/L para a titulação. Qual é a porcentagem em massa de ácido málico?

76,80 g de maçã necessitam de 34,56 mL de NaOH 0,663 mol/L para a titulação. Qual é a % em massa de ácido málico?

Etapa 1: Calcule a quantia de NaOH usada

$$n = M \cdot V = (0,663 \text{ mol/L})(0,03456 \text{ L})$$

$$= 0,0229 \text{ mol NaOH}$$

Etapa 2: Calcule a quantia de ácido titulado.

$$\begin{array}{r}
 1 \text{ mol de ácido} \text{ - - - - - } 2 \text{ mol base} \\
 x \text{ - - - - - } -0,0229 \text{ mol} \\
 x = 0,0115 \text{ mol}
 \end{array}$$

$$= 0,0115 \text{ mol ácido}$$

76,80 g de maçã necessitam de 34,56 mL de NaOH 0,663 mol/L para a titulação. Qual é a % em massa de ácido málico?

Etapa 1: Calcule a quantia de NaOH usada.

$$= 0,0229 \text{ mol NaOH}$$

Etapa 2: Calcule a quantia de ácido titulado

$$= 0,0115 \text{ mol ácido}$$

Etapa 3: Calcule a massa de ácido titulado.

$$1,00 \text{ mol ácido málico} - - - - - 134 \text{ g}$$

$$0,0115 \text{ mol} - - - - - x$$

$$x = 1,54 \text{ g}$$

76,80 g de maçã necessitam de 34,56 mL de NaOH 0,663 mol/L para a titulação. Qual é a % em massa de ácido málico?

- **Etapa 1:** Calcule a quantia de NaOH usada.
= 0,0229 mol NaOH
- **Etapa 2:** Calcule a quantia de ácido titulado
= 0,0115 mol ácido
- **Etapa 3:** Calcule a massa de ácido titulado
= 1,54 g

Etapa 4: Calcule % ácido málico.

$$\frac{1.54 \text{ g}}{76.80 \text{ g}} \cdot 100\% = 2.01\%$$

Exercício

43

Um dos parâmetros que determina a qualidade do azeite de oliva é sua acidez, normalmente expressa na embalagem na forma de porcentagem, e que pode ser associada diretamente ao teor de ácido oleico em sua composição.

Uma amostra de 20,00 g de um azeite comercial foi adicionada a 100 mL de uma solução contendo etanol e etoxietano (dietiléter), 1:1 em volume, com o indicador fenolftaleína. Sob constante agitação, titulou-se com uma solução etanólica contendo KOH 0,020 mol/L até a _____ total. Para essa amostra, usaram-se 35,0 mL de base, o que permite concluir que se trata de um azeite tipo _____.

As palavras que completam corretamente as lacunas são:

- (A) oxidação; semifino.
- (B) neutralização; virgem fino.
- (C) oxidação; virgem fino.
- (D) neutralização; extra virgem.
- (E) neutralização; semifino.

Note e adote:

Classificação de azeites por acidez (em %, massa do ácido oleico por 100 g de azeite):

Tipo	Acidez
Extra virgem	Menor que 0,8%
Virgem fino	De 0,8% até 1,5%
Semifino	Maior que 1,5% até 3,0%
Refinado	Maior que 3,0%

Ácido oleico (ácido octadec-9-enoico)

Fórmula: $C_{18}H_{34}O_2$

Massa molar = $282,5 \text{ g mol}^{-1}$

