



INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

ROTEIROS DE AULAS PRÁTICAS

QUÍMICA ANALÍTICA - QAN

CURSO TÉCNICO EM ANÁLISES QUÍMICAS

Prof. Dr. Marcel Piovezan

LAGES
2017

VERSÃO 1.0

Professor: Marcel Piovezan

Unidade Curricular: QAN

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

Prática 1: Preparo de soluções com soluto sólido e líquido

Introdução

Uma solução no sentido amplo, é uma dispersão homogênea de duas ou mais espécies de substâncias moleculares ou iônicas. As partículas do soluto não se separam do solvente sob ação de ultracentrífugas, não são retidos por ultrafiltros e não são vistas através de microscópios potentes. Os instrumentos citados conseguem separar, reter e visualizar as partículas do soluto numa dispersão coloidal. Já na dispersão grosseira, as partículas do soluto são separadas, retidas e visualizadas com auxílio de instrumentos comuns. Portanto, numa solução, o soluto e o solvente constituem uma única fase e toda mistura homogênea constitui uma solução.

Unidades de Concentração das soluções

A concentração de uma solução expressa a relação entre a quantidade de soluto e a quantidade de solvente ou da solução. As principais formas de medidas da quantidade de soluto são em unidades de massa (m) e número de mol (n) ou volume. As formas mais utilizadas em laboratório são as formas de expressão da concentração em gramas por litro (g/L) e em mol por litro (mol/L).

Concentração em gramas por litro (g/L) ou Concentração Comum

Representada pela letra "C" maiúscula, indica a relação entre a **massa do soluto em gramas e o volume da solução em litros**:

$$C = \frac{m(g)}{V(L)}$$

Concentração em quantidade de matéria (mol/L) ou Molaridade

Representada pela letra "M" maiúscula, indica a relação entre a **número de mol do soluto em mol e o volume da solução em litros**:

$$M = \frac{n(mol)}{V(L)} \quad n = \frac{m(g)}{MM(g/mol)}$$

Concentração em percentual (%) ou Título

Muito usual e relaciona a **massa ou volume do soluto com a massa ou volume do solvente ou da solução**, tais como:

$$\begin{aligned} 10\% (m/m) &\rightarrow 10 \text{ g de soluto em } 100 \text{ g de solução} \\ 10\% (m/v) &\rightarrow 10 \text{ g de soluto em } 100 \text{ mL de solução} \\ 10\% (v/v) &\rightarrow 10 \text{ mL de soluto em } 100 \text{ mL de solução} \end{aligned}$$

Objetivos

- Preparar solução de soluto sólido (NaOH)
- Aprimorar técnicas de pesagem e aferição de vidraria volumétrica
- Preparar solução de soluto líquido (HCl)
- Efetuar cálculos referentes à prática cotidiana da profissão técnica

Materiais	Qtde	Reagentes	Qtde
Balão volumétrico 100 mL	02	NaOH	-
Espátula	01	HCl concentrado	-
Becker de 250 mL ou 100 mL	02	Bastão de vidro	01
Funil de vidro	01	Piseta	02
Pipeta graduada 10 mL	01	Balança analítica	várias
pera	01	Conta gotas	01

PROCEDIMENTO

1. Solute sólido: Solução em Molaridade (mol/L)

- 1.1 Calcular a massa de NaOH necessária para preparar 100 mL de uma solução de NaOH de concentração 0,1 mol/L. Dados: Massa molar (MM) do NaOH (40 g/mol).
- 1.2 Pesar a quantidade calculada em balança analítica utilizando um Becker ou vidro de relógio. Em seguida dissolver com o mínimo de água purificada utilizando um bastão de vidro para homogeneizar. Com auxílio de um funil transferir quantitativamente a mistura para balão volumétrico de 100 mL. Completar o volume da solução com água purificada até a aferição do balão no menisco, tampar e agitar para completa homogeneização. Por fim, rotular com informações como: soluto, concentração, data e responsável pelo preparo.

Cálculos:

2. Solute líquido: Solução em Molaridade (mol/L)

- 2.1 Observar no rótulo do frasco do reagente líquido (HCl) a densidade e a porcentagem ou pureza ou título (m/m) do ácido. A partir desses dados, calcular o volume de HCl necessário para preparar 100 mL de uma solução de HCl de concentração 0,6 mol/L. Dados: Massa molar (MM) do HCl (36,5 g/mol).
- 2.2 Com auxílio de uma pipeta, medir o volume calculado e transferir-lo diretamente para um balão volumétrico de 100 mL que contenha em seu interior aproximadamente 10 mL de água purificada. "lembre-se: Sempre ele (soluto) sobre ela (solvente)". Completar o volume da solução com água purificada até a aferição do balão no menisco, tampar e agitar para completa homogeneização. Por fim, rotular com informações como: soluto, concentração, data e responsável pelo preparo.

Cálculos:

Professor: Marcel Piovezan Unidade Curricular: QAN
Aluno: _____ Turma: _____ Data: ___/___/___

Prática 2: Preparação e diluição de soluções

1. Objetivos

- Aprimorar e efetuar cálculos matemáticos de preparo de soluções;
- Desenvolver habilidades de manuseio de reagentes e materiais de laboratório;
- Preparar e diluir soluções em porcentagem (% m/m), concentração comum (C, g/L) e molaridade (M, mol/L) e interconvertê-las.
- Estabelecer clara relação entre as diversas formas de expressar concentração de soluções.

2. Materiais e Reagentes

	Qtde		Qtd
Balão volumétrico de 100 mL	4	Espátula	2
Balão volumétrico de 50 mL	1	Piseta/frasco lavador	-
Becker de 50 mL	2	NaCl	-
Pipeta volumétrica de 10 mL	2	NaHCO ₃	-
Pipeta volumétrica de 1 mL e 15 mL	1 cada	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ Sacarose	-
Bastão de vidro	1	HCl	-
Conta-gotas	1	H ₂ SO ₄	-
pi-pump	1	H ₃ BO ₃	-
Funil	1		

3. Procedimento experimental

Parte 1: Preparo de solução

- Tomar conhecimento dos perigos potenciais das substâncias utilizadas de modo a reduzir a possibilidade de contaminações ou acidentes.
- Decidir qual o volume e concentração de solução a preparar.
- Efetuar os cálculos necessários.

- Passar água destilada no material.
- Secar cuidadosamente a espátula e o vidro de relógio.
- Medir o volume ou massa de soluto necessária utilizando uma pipeta, ou pesando.
- Transferir o soluto para um becker com auxílio do solvente.
- Dissolver completamente o soluto com bastão de vidro.
- Verter todo o soluto para o balão volumétrico, com auxílio de um funil, lavando a proveta com solvente para arrastar todo o soluto.
- Completar até o traço, primeiro com a pisseta e depois com conta-gotas.
- Tapar e homogeneizar a solução invertendo várias vezes o balão.

OBS. Para completar o volume com exatidão e preciso esperar esfriar a solução após um certo tempo do seu preparo.

Atenção!!! Dos itens 3.1 a 3.3 escolher apenas um soluto

Dos itens 3.4 a 3.6 diluir de acordo com a solução preparada na Parte 1



3.1 Preparação de soluções dada a percentagem em massa (% m/m)

Nessa etapa serão preparadas 50 g de uma das seguintes soluções:

- Solução aquosa de bicarbonato de sódio a 0,5%. (tratamento de queimaduras de ácidos)
- Solução aquosa de ácido bórico a 1%. (tratamento de queimaduras térmicas e de bases)

Preparação de soluções dada a percentagem em massa de solução = **50 g** (*Escolher uma*)

Solução aquosa	Quantidade de soluto (<i>m</i>) (g)	Quantidade de solvente (<i>V</i>) (mL)	Densidade da solução (<i>d</i>) (g mL ⁻¹)
NaHCO ₃ a 0,5 %			
H ₃ BO ₃ a 1 %.			

Cálculos:

3.2 Preparação de soluções dada a concentração comum (C, g/L)

Preparação de soluções estoque aquosas de concentração **1,6 g/L** em balão volumétrico de **100 mL** (*Escolher uma*)

Solução aquosa	Massa de soluto (<i>m</i>) (g)	Volume de solução (<i>V</i>) (L)
1,6 g/L de NaCl		
1,6 g/L de C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ .		

Cálculos:

3.3 Preparação de soluções dada em molaridade (M, mol L⁻¹)

3) Preparação de soluções de ácidos a partir das soluções comerciais. (*Somente CÁLCULOS!!!*)

Solução	Pureza ou Título da solução comercial (τ) (%)	Densidade do solvente (<i>d</i>) (g mL ⁻¹)	Massa molar do soluto (MM) (g mol ⁻¹)	Molaridade da solução comercial (<i>M</i>) (mol L ⁻¹)
Solução de H ₂ SO ₄				
Solução de HCl				

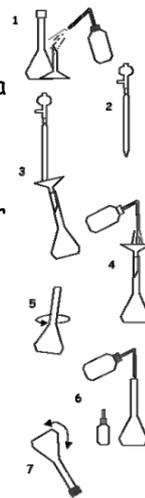
Cálculos:

Parte 2: Diluição de solução

A. Tomar conhecimento dos perigos potenciais das substâncias utilizadas de modo a reduzir a possibilidade de contaminações ou acidentes.

B. Efetuar os cálculos necessários.

1. Passar o material com água destilada à exceção da pipeta que deverá estar lavada e seca.
2. Medir com uma pipeta conveniente o volume de solução a diluir
3. Com auxílio de um funil, verter a solução para o balão volumétrico.
4. Adicionar o solvente ao balão volumétrico lavando o funil.
5. Homogeneizar.
6. Completar até ao traço, primeiro com a pisseta e depois com conta-gotas.
7. Tapar e homogeneizar a solução invertendo várias vezes o balão de diluição.



3.4. Diluição de soluções dada a percentagem em massa (% m/m)

Diluição à partir das soluções estoque do item 3.1. Preparar em balão volumétrico de **100 mL**

Concentração da solução diluída (% m/m)	Volume da alíquota da estoque a ser usada (mL)
NaHCO ₃ a 0,05 %	
H ₃ BO ₃ a 0,1 %	

Cálculos:

3.5 Diluição de soluções dada a concentração comum (C, g/L)

1a) Diluição à partir das soluções estoque aquosas de concentração 1,6 g/L. Preparar em balão volumétrico de **100 mL**

Substância	Volume da alíquota da estoque (mL)	Concentração da solução diluída g/L
NaCl	10 mL	
Sacarose	30 mL	

Cálculos:

3.6 Preparação de soluções dada em molaridade (M, mol L⁻¹)

(Escolha 1 das soluções do item 3.3) Preparar em balão volumétrico de 100 cm³

Volume da alíquota da estoque (mL)	Molaridade da solução estoque (item 3.3) (mol/L)	Concentração da solução diluída (mol/L)
1	Solução de H ₂ SO ₄ =	
3	Solução de HCl =	

Cálculos:

Exercícios de conversão de unidades

Converta:

Concentração da solução diluída (% m/m)	Concentração da solução diluída		
	g/L	mg/L (ppm)	mol/L
NaHCO ₃ a 0,05 %			
H ₃ BO ₃ a 0,1 %			

Converta:

Substância	Concentração da solução diluída		
	g/L	mg/L (ppm)	mol/L
NaOH			
Sacarose			

Converta:

Substância	Concentração da solução diluída		
	mol/L	g/L	mg/L(ppm)
Solução de H ₂ SO ₄			
Solução de HCl			

Questionário

a) A dissolução de ácidos e bases sejam sólidas ou líquidas com água sempre há a liberação de grande quantidade de calor (reações exotérmicas), e muitas vezes podem ocorrer acidentes como explosões. Qual a ordem adequada para preparo dessas soluções com água?



INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
SECRETARIA DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA
INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DE SANTA CATARINA
CÂMPUS LAGES

Professor: Marcel Piovezan

Unidade Curricular: QAN

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ___/___/___

Prática 3: Misturas de soluções com reação química TITULAÇÃO

Introdução

A técnica da Titulação ácido-base é uma das mais comuns para a análise quantitativa de diversos componentes. Ela consiste em usar uma reação imediata da qual a estequiometria é conhecida para se conhecer a quantidade de uma substância.

Objetivos

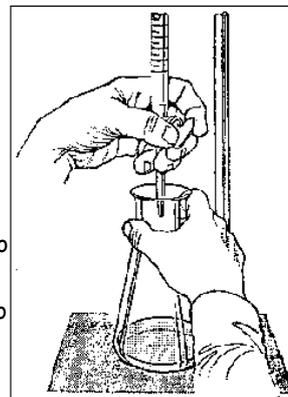
- Praticar o uso de vidrarias de laboratório
- Aprimorar técnica de titulação
- Determinar a concentração de uma solução de HCl

Materiais

	Qtde	Reagentes	Qtde
Bureta de 25 ou 50 mL	01	NaOH 0,1 mol/L	1 L
Pipeta volumétrica de 10 mL	01	HCl concentração desconhecida	250 mL
Erlenmeyer de 100 mL	01	Indicador fenolftaleína	-
Becker de 100 mL	01	Balão volumétrico 100 mL	1
Funil de vidro	01	espátula	1
Suporte universal	01	Becker 50 mL	1
Pera de borracha	01		

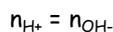
PROCEDIMENTO

- 1) Em um becker colocar 40 mL de NaOH 0,1 mol/L
- 2) Com auxílio do funil. Transferir o NaOH para a bureta.
- 3) Observar se não há bolhas de ar na bureta e zerar.
- 4) No erlenmeyer, pipetar 10 mL de HCl de concentração desconhecida.
- 5) Adicionar ao erlenmeyer, 2 gotas de indicador fenolftaleína.
- 6) iniciar a titulação: com a mão esquerda, abrir a torneira da bureta e com a mão direita segurar o erlenmeyer, agitando continuamente (ver figura ao lado)
- 7) Fechar a torneira da bureta no instante em que observar a mudança de coloração (do indicador para rosa).
- 8) Ler na bureta o volume de NaOH gasto e anotar.
- 9) Fazer os cálculos para determinar a concentração do HCl.

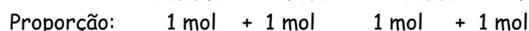


Cálculos

O aparecimento de cor rósea no erlenmeyer indica que todo o ácido foi consumido pela base adicionada. Nesse instante dizemos que foi atingido o PONTO DE EQUIVALÊNCIA:



A reação que ocorre pode ser representada por:



Calcular a concentração molar de HCl na solução desconhecida.

Professor: Marcel Piovezan Unidade Curricular: QAN
Aluno: _____ Turma: _____ Data: ___/___/___

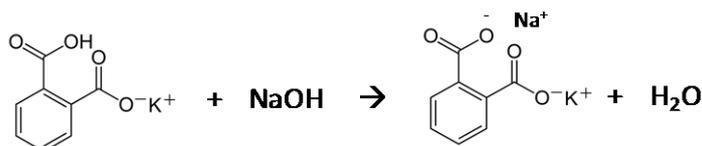
Prática 4: Preparação e Padronização de solução de NaOH utilizando padrão primário biftalato ácido de potássio (KHC₈H₄O₄)

1. Introdução

O NaOH é a base mais utilizada como padrão em laboratórios na determinação de analitos com características ácidas. Porém, ele não é um padrão primário, pois sua massa molar é relativamente baixa, é higroscópico e absorve gás carbônico do ar, contém pequenas quantidades de impurezas, sendo o mais importante o carbonato de sódio.

O biftalato ácido de potássio (KHC₈H₄O₄), ácido monoprótico fraco, é um padrão primário normalmente empregado na padronização de soluções alcalinas. É encontrado com grau de pureza elevado (99,95 %), estável, não higroscópico, massa molar elevada (204,22 g/mol) e baixo custo. A fenolftaleína é o indicador mais apropriado para estas titulações.

A reação entre NaOH e KHC₈H₄O₄ pode ser representada como:



2. Objetivos

- Preparar solução de NaOH 0,100 mol/L
- Padronizar a solução preparada através da titulação utilizando biftalato ácido de potássio (KHC₈H₄O₄) como padrão primário

3. Materiais e Reagentes

	Qtde		Qtde
Biftalato ácido de K	sólido	fenolftaleína	-
NaOH	sólido	Becker 100 mL e 50 mL	2 cada
Bureta 10 mL	1	espátula	2
Erlenmeyer	2	Balões volumétrico de 100 mL	1
Suporte universal	1	Água desionizada	1
Conta gotas	1		

4. Procedimento experimental

Parte 1 - Preparação da solução de NaOH ≈ 0,100 mol/L

- a) Calcular a massa de NaOH necessária para preparar 100 mL de solução.

$$M = \frac{m}{MM \times V(L)}$$

Parte 2 - Padronização da solução de NaOH ≈ 0,100 mol/L com KHC₈H₄O₄

- Em um erlenmeyer de 250 mL pesar aproximadamente 0,1 g de biftalato ácido de potássio sólido.
- Acrescentar cerca de 50 mL de água desionizada. E agite para solubilizar.
- Adicione 2 gotas de indicador fenolftaleína.
- Titular utilizando a solução de NaOH preparada na Parte 1.

- e) Anotar na **Tabela de Resultados** o volume gasto e calcular a concentração real em mol/L da solução de NaOH.
- f) Repita o procedimento utilizando um erlenmeyer limpo e seco.
- g) Identificar o balão com a solução para a próxima prática.

Cálculos em Volumetria

- Os cálculos são feitos a partir da estequiometria da reação envolvida.

$$a A + b B \rightleftharpoons \text{produtos}$$

Exemplo: Padronização de uma solução de NaOH aproximadamente 0,1 mol/L

Quantidade de matéria de biftalato de potássio = Quantidade de matéria de NaOH

$$\frac{m \text{ (g)}}{MM \text{ (g/mol)}} = M \text{ (mol/L)} \times V \text{ (L)}$$

5. Resultados

Tabela de resultados.

Número de determinações	Massa de $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ (g)	Volume de NaOH (L)	NaOH (mol/L)
1			
2			

6. Discussão

- Mostre todos os cálculos efetuados.
- Calcule a média.
- De acordo com a padronização. O resultado real está muito diferente do esperado (preparado)? Demonstre pela determinação do erro absoluto:

$$\text{Erro \%} = 100 - \frac{\text{Concentração determinada} \times 100}{\text{Concentração preparada}}$$



INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO

SECRETARIA DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA

INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DE SANTA CATARINA

CÂMPUS LAGES

Professor: Marcel Piovezan

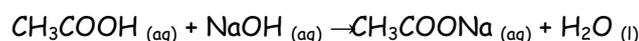
Unidade Curricular: QAN

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ___/___/___

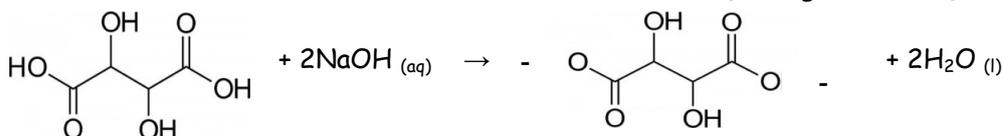
Prática 5: Determinação da acidez de produto comercial (vinagre e vinho)

1. Introdução

O ácido acético é um ácido fraco tendo um $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$. Ele é amplamente usado em química industrial na forma de ácido acético glacial ($d = 1,053 \text{ g/mL}$ e $99,85 \text{ \% m/m}$). Na indústria alimentícia é utilizado só a forma de vinagre. Segundo a Organização Mundial da Saúde (OMS), o vinagre deve conter $3,5 - 8,0 \text{ \%}$ em m/v de ácido acético. A acidez total do vinagre é determinada mediante titulação com uma solução padrão alcalina na presença de fenolftaleína como indicador, segundo a reação:



O ácido tartárico, ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\text{COOH})_2$; $150,09 \text{ g/mol}$) é um ácido fraco diprótico, $K_{a1} = 9,2 \times 10^{-4}$ e $K_{a2} = 4,3 \times 10^{-5}$. O conteúdo de ácido no vinho é expresso como porcentagem de ácido tartárico mesmo que existam outros ácidos na amostra. Os vinhos comuns contêm normalmente abaixo de $1,0 \text{ \%}$ em (m/v) de ácido. A acidez total é determinada nos vinhos através da titulação segundo a reação:



2. Objetivos

- Realizar pré-titulação e diluição de amostras comerciais de vinagre e vinho;
- Determinar a acidez em amostras reais através de titulação ácido-base;
- Comparar os resultados da análise com os padrões da legislação e ou rótulo do produto

3. Materiais e Reagentes

	Qtde		Qtde
Vinagre comercial	-	Solução de fenolftaleína	-
Solução de NaOH	0,1 mol/L	Solução de azul de timol	-
Bureta 25 mL	1	Becker 100 mL e 50 mL	1 cada
Erlenmeyer	2	Pipeta volumétrica de 1 mL	1
Suporte universal	1	Balões volumétrico de 100 mL	1
Proveta de 50 mL	1	Água desionizada	-
Vinho comercial	-	Conta-gotas	1

4. Procedimento experimental

Parte 1 - Titulação da amostra de vinagre

- Pipetar $1,0 \text{ mL}$ da amostra e transferir para erlenmeyer.
- Acrescentar aproximadamente 50 mL de água desionizada com auxílio de proveta.
- Adicionar 2 gotas de indicador fenolftaleína.
- Titular utilizando a solução de NaOH padronizada na aula anterior até coloração rosa persistente.
- Anotar o volume gasto e calcular a concentração do ácido na amostra e posterior cálculo da porcentagem de ácido no vinagre.

Resultados

Tabela de resultados para amostra de vinagre.

Amostra	Volume gasto de NaOH (mL)	Volume da amostra pipetado (mL)	Concentração de ácido na amostra (mol/L)	% de ácido na amostra

Parte 2 - Pré-titulação da amostra de vinho

- Pipetar 1,0 mL da amostra e transferir para erlenmeyer.
- Acrescentar 50 mL de água desionizada com auxílio de proveta.
- Adicionar 6 gotas de indicador azul de timol.
- Titular utilizando a solução de NaOH padronizada na aula anterior até coloração azul persistente.
- Determinar aproximadamente a concentração do ácido tartárico no vinho.
- Diluição da amostra: Determine o volume de amostra que deve ser pipetado para balão de 100 mL que consuma aproximadamente 15 mL da solução padrão de NaOH.

Parte 4 - Titulação da amostra de vinho

- Pipetar o volume da alíquota da amostra calculada na **Parte 3** e transferir para erlenmeyer.
- Acrescentar 25 mL de água desionizada com auxílio de proveta.
- Adicionar 6 gotas de indicador azul de timol.
- Titular utilizando a solução de NaOH padronizada na aula anterior até coloração azul persistente.
- Anotar o volume gasto e calcular a concentração do ácido na amostra e posterior cálculo da porcentagem de ácido no vinho.

$$\text{Ácido Tartárico (g/100mL)} = \frac{(V_{\text{base}}) \cdot (M_{\text{NaOH}}) \cdot (150,09/2) \cdot 100}{(1000) \cdot (V_{\text{amostra}})}$$

onde: V_{base} é o volume (mL) da solução de NaOH usada na titulação

M_{NaOH} é a concentração da solução de NaOH

V_{amostra} é o volume (mL) da amostra titulada

Tabela de resultados para amostra de vinho.

Amostra	Volume gasto de NaOH (mL)	Volume da amostra pipetado (mL)	Concentração de ácido na amostra (mol/L)	% de ácido na amostra

5. Instruções para relatório

- Mostre todos os cálculos efetuados.
- Calcule a média.
- Compare e discuta sobre as porcentagens determinadas experimentalmente e as da legislação, e ou rótulo do produto.



Professor: Marcel Piovezan

Unidade Curricular: QAN

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

Prática 6: Padronização de solução de HCl com Na₂CO₃: Avaliação de reagentes básicos e determinação de massa molar (MM) de base desconhecida

Introdução

O carbonato de sódio é um padrão primário muito utilizado para padronização de soluções ácidas. O seu peso molecular é de 106 g/mol. O referido carbonato para fins analíticos contém umidade, devendo ser dessecado por meio de aquecimento com o cuidado para que não haja rompimento de suas ligações e produção de gás carbônico:



Objetivos

- Preparar solução de soluto líquido (HCl)
- Aprimorar técnica de titulação
- Padronizar uma solução de HCl
- Utilizar indicador vermelho de metila
- Efetuar cálculos referentes à prática cotidiana da profissão técnica

Materiais	Qtde	Reagentes	Qtde
Bureta de 25 ou 50 mL	01	Na ₂ CO ₃	-
Pipeta 5 mL graduada	01	HCl concentrado	-
Erlenmeyer de 100 mL	02	Indicador Vermelho de metila	-
Becker de 100 mL	01	Balão volumétrico 100 mL	1
Funil de vidro	01	espátula	1
Suporte universal	01	Becker 50 mL e 1L	1
Pera de borracha	01	Chapa de aquecimento	5
Conta gotas	01	Bastão de vidro	1

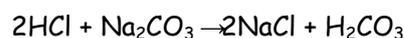
PROCEDIMENTO

1. Preparo de solução de HCl 0,1 mol/L

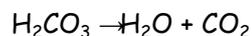
Determinar o volume necessário de HCl concentrado (densidade e Pureza, ver no rótulo) para preparar 100 mL de solução 0,1 mol/L de HCl. Despejar lentamente o volume de HCl calculado sobre um pouco de água deionizada em um balão volumétrico de 100 mL. Completar o volume e aferir o menisco.

2. Padronização da solução de HCl utilizando Na₂CO₃

Pesar em erlenmeyer aproximadamente 0,05 g de carbonato de sódio e anotar a massa. Adicione aproximadamente 50 mL de água desionizada e acrescentar 1 ou 2 gotas de alaranjado de metila. O alaranjado de metila (conhecido também como metilorange) em meio alcalino fica com cor amarela e em meio ácido fica com cor avermelhada. Colocar na bureta o HCl 0,1M a ser padronizado, tendo o cuidado de lavar a bureta com porções de 5 mL de HCl (*descarte no frasco de resíduo, na pia*) e não deixar bolhas de ar no bico da bureta. Gotejar o ácido no erlenmeyer sob constante agitação. O HCl em contato com o carbonato reage segundo a equação:



Gotejar HCl até que a coloração comece a desviar da inicial, o ponto de equivalência ainda não foi alcançado. A presença de H₂CO₃ (ácido carbônico) na reação antecipa o ponto final, então deve-se ferver a solução durante dois minutos com a finalidade de liberar na forma de H₂O e CO₂.



Esfriar a solução em água corrente e continuar a titulação até que a coloração comece a desviar para um alaranjado mais escuro. Anotar o volume de HCl gasto e repetir o procedimento por mais duas vezes, no mínimo. Calcular a molaridade do HCl por intermédio da equação da diluição usando a média aritmética dos valores mais próximos.

Cálculo: Na equivalência: $2 n_{\text{HCl}} = n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$

$$\frac{M \times V}{2} = \left(\frac{m}{MM} \right)$$

Aplicação:

a) Escolha uma base (reagente analítico) e determine a sua pureza. Pese aproximadamente 0,1 g da base e efetue a titulação como no procedimento da padronização. Repita mais 2 vezes.

b) Determine a massa molar da base desconhecida. Pese aproximadamente 0,1 g da base desconhecida e efetue a titulação como no procedimento da padronização. Repita mais 2 vezes.

Resultados e Discussões

- Apresente as médias e desvio padrões das etapas de padronização do HCl, da determinação da pureza do reagente analítico e da massa molar da base desconhecida.
- Sobre a aplicação: compare o resultado com o rótulo do produto e discuta as diferenças se houverem.
- Na determinação da massa molar da base sugira qual base (molécula) se trata. Sugira uma outra técnica que possa ser utilizada para identificar esta molécula (pode ser usando um equipamento ou uma reação química característica)

Questões

1. O que é solução padrão? Por que nem todas as soluções são padrões?
2. O que é padronização? Quando ela é necessária?
3. O que é padrão primário? Quais os requisitos para que uma substância seja um padrão primário? Por que é preciso secá-lo antes de sua utilização?
4. Por que NaOH e HCl não são padrões primários?
5. O que é transferência quantitativa?
6. Quais dos equipamentos utilizados nestas práticas devem estar necessariamente secos: espátula, recipiente de pesagem, balão volumétrico, bastão de vidro, funil, pipeta, erlenmeyer e bureta.
7. Quais são as fontes de erros no preparo e padronização de soluções?

Professor: Marcel Piovezan

Unidade Curricular: QAN

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ___/___/___

Prática 7: Volumetria de neutralização e Curva de titulação

1. Introdução

Uma titulação ácido-base envolve uma reação de neutralização na qual um ácido reage com uma quantidade equivalente de base. Construindo uma curva de titulação podemos facilmente explicar como o ponto final desta titulação pode ser detectado. Esta curva pode ser construída através de um gráfico da variação do pH da solução em função do volume de titulante adicionado (Fig. 1).

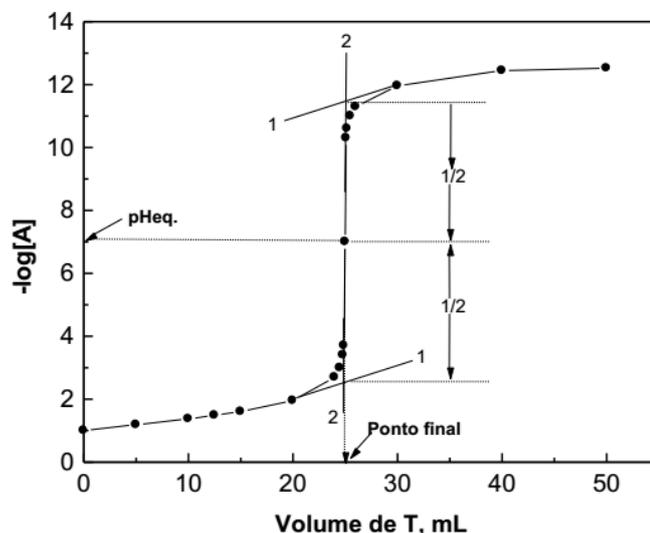


Fig. 1. Curva típica de uma titulação potenciométrica, onde o ácido forte é titulado com uma base forte.

O titulante é sempre um ácido ou uma base forte. O analito (substância que se deseja conhecer a concentração ou massa) pode ser tanto uma base ou ácido forte ou fraco. A propriedade da solução medida nesta titulação será o pH e, sendo assim, um pHmetro é usado durante o procedimento para medir o pH da solução quando o titulante é adicionado progressivamente.

O ponto final da titulação pode ser determinado graficamente ou pela adição de um indicador apropriado. A escolha de um indicador adequado requer um conhecimento detalhado das características do ácido e da base. Através da análise do gráfico pode-se selecionar um ou mais indicadores adequados para cada titulação. A determinação da concentração ou quantidade do analito em questão pela medida do volume de titulante gasto até o ponto de equivalência é, portanto, chamada de **análise volumétrica**.

Objetivos

Construir e analisar as curvas de titulação obtidas pela titulação de amostras de HCl e CH₃COOH com NaOH previamente padronizado.

2. Materiais e Reagentes

	Qtde		Qtde
pHmetro	1	NaOH (0,100 mol/L)	500 mL
Pipeta volumétrica (15 mL)	1	HCl ~ 0,1 mol L ⁻¹	100 mL
Bureta	1	CH ₃ COOH ~ 0,1 mol L ⁻¹	100 mL
Suporte universal	1	pera	1
Agitador magnético	1	Proveta 100 mL	1
Barra magnética	1	Becker 250 mL	2

3. Procedimento experimental

Antes de iniciar o experimento, aguarde as instruções para operar com o pHmetro.

- O béquer usado para titulação deve ser limpo depois de cada titulação;
- Quando o aparelho não estiver em uso, deixar o eletrodo imerso com água destilada;
- O pHmetro deve ser calibrado com solução tampão pH 4 e 7 antes de iniciar a titulação;
- Deve-se tomar cuidado ao manipular o eletrodo de vidro, pois este é extremamente frágil.
- Monte o sistema de acordo com a Fig. 2.



Fig 2. Aparato de titulação potenciométrica.

Parte 1 - Titulação de uma amostra de HCl ~ 0,1 mol L⁻¹ com NaOH padrão 0,100 mol L⁻¹

Completar a bureta com NaOH padrão, eliminar possíveis bolhas de ar localizadas abaixo da torneira e ajustar o nível do líquido para o valor zero. Transferir 15 mL de HCl para um béquer de 250 mL e adicionar 50 mL de água destilada com o auxílio de uma proveta. A quantidade de água acrescentada deve cobrir a parte do eletrodo que é sensível à leitura. Ligar o agitador e medir o pH da solução (este valor de pH é o 0 "zero" na Tabela 1).

Adicionar adequadamente quantidades de solução padrão de NaOH e a cada estabilização do pH anotar na Tabela 1 o resultado do volume de NaOH e o respectivo valor de pH da solução. Medir os valores de pH após cada adição de 0,50 mL até 14,00 mL. Em seguida mantenha adições de 0,10 mL até que 16,00 mL tenha sido adicionado. Finalmente, continue adicionando 0,50 mL até o volume total de 25,00 mL de NaOH.

Construir gráfico de pH versus volume de NaOH adicionado.

Parte 2 - Titulação de uma amostra de CH₃COOH ~ 0,1 mol L⁻¹ com NaOH padrão 0,100 mol L⁻¹

Repetir o procedimento da Parte 1, usando 15,00 mL da solução de CH₃COOH no lugar de HCl e adicionar 50 mL de água destilada com o auxílio de uma proveta.

Os dados de pH versus volume de NaOH adicionado deverão ser preenchidos nas Tabelas 1

Instruções para Relatório: Entregar as Tabelas dos dados de volume e pH e os gráficos das titulações. Indicar no gráfico: a) O volume na equivalência (ponto final), b) O pH_{eq.}, c) O cálculo da concentração do HCl e do CH₃COOH e d) Sugerir qual o indicador ácido-base (Tabela 2) mais adequado para uma titulação sem pHmetro. Impresso ou feito a mão em papel milimetrado.

Pré-Laboratório

Instruções: Na data da realização da prática 8 você deverá entregar devidamente efetuado os cálculos na parte abaixo do sinalizado "---corte aqui" para entregar ao professor. Vale nota!

- a) Calcular o volume de ácido acético glacial (CH_3COOH ; $\text{MM}=60,05 \text{ g/mol}$) necessário para preparar uma solução de concentração 1 mol/L em balão de 50 mL . (sabendo que o título= $99,9\%$ e densidade = $1,05 \text{ g/mL}$. Mostre os cálculos
- b) Em seguida, foi pipetado um volume da solução preparada acima para um balão volumétrico de 100 mL a fim de obter uma solução $0,1 \text{ mol/L}$ de ácido acético. Mostre os cálculos da diluição.

-----cortar aqui



MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
SECRETARIA DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA
INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DE SANTA CATARINA
CÂMPUS LAGES

Professor: Marcel Piovezan

Unidade Curricular: QAN

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

Prática 8: Preparação e Propriedades de solução tampão $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$

Pré- Laboratório

- a) Calcular o volume de ácido acético glacial (CH_3COOH ; $\text{MM}=60,05 \text{ g/mol}$) necessário para preparar uma solução de concentração 1 mol/L em balão de 50 mL . (sabendo que o título= $99,9\%$ e densidade = $1,05 \text{ g/mL}$. Mostre os cálculos
- b) Em seguida, foi pipetado um volume da solução preparada acima para um balão volumétrico de 100 mL a fim de obter uma solução $0,1 \text{ mol/L}$ de ácido acético. Mostre os cálculos da diluição.



INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO

SECRETARIA DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA

INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DE SANTA CATARINA

CÂMPUS LAGES

Professor: Marcel Piovezan

Unidade Curricular: QAN

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ___/___/___

Prática 8: Preparação e Propriedades de solução tampão $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$

1. Introdução

Nas soluções em geral é necessária apenas uma pequena quantidade de um ácido forte para alterar drasticamente o pH. Para algumas experiências, no entanto, é desejável manter um pH relativamente constante ao passo que os ácidos ou bases são adicionados à solução. As soluções tampões são projetadas para preencher esse papel. Os laboratórios usam tampões rotineiramente para moderar o pH de uma reação. Biologicamente encontramos a presença de sistemas tamponados que vão desde o controle do pH do sangue até assegurar que a urina não atinja níveis altamente ácidos.

Um tampão é simplesmente uma mistura de um ácido fraco e a sua base conjugada ou uma base fraca e o seu ácido conjugado. Os tampões reagem com qualquer ácido ou base adicionados para manter o pH do meio relativamente constante, até o ponto onde a sua capacidade para tal se esgote.

2. Objetivos

- Preparar soluções tampões com pH definido
- Verificar as propriedades tamponantes do tampão, frente a uma solução não tamponada.

3. Materiais e Reagentes

	Qtde		Qtde
Ácido acético glacial	-	Proveta 50 mL	1
NaOH (0,5 mol/L)	100 mL	Becker 100 mL	2
Acetato de sódio	-	Pipeta volumétrica e graduada (10 mL)	1 de cada
pHmetro	1	Balões volumétricos de 50, 100 mL	2 de 50 e 1 de 100
espátula	1	Bastão de vidro	1
pera	1	Vidro relógio	1

4. Procedimento experimental

Parte 1 - Preparação de um tampão de ácido acético/acetato de sódio com pH = 5,2

- Calcular o volume de ácido acético necessário para preparar uma solução de ácido acético 1 mol/L (**solução estoque**) em balão de 50 mL. (Verifique a pureza (título) e densidade no frasco do reagente). Mostre os cálculos
- Em seguida pipetar um volume da solução preparada para um balão volumétrico de 100 mL a fim de obter uma solução 0,1 mol/L de ácido acético. Mostre os cálculos da diluição.
- Determinar a concentração de acetato de sódio que deve compor o tampão. Para tanto, a solução tampão a ser produzida deve ter pH final de 5,2. Sabendo que o pK_a do ácido acético é 4,74 e sua concentração é 0,1 mol/L. Utilize a equação de Henderson-Hasselbach:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

- Sabendo a concentração do sal na solução tampão, determinar a massa a ser pesada. A massa molar do acetato de sódio é (82,03 g/mol) e volume de 100 mL.
- Adicionar a massa calculada de acetato de sódio ao balão contendo o ácido acético para formar o tampão desejado e completar o volume com água destilada até a marca de aferição.
- Com um pHmetro determinar o pH real da solução tampão e calcular o erro absoluto, considerando o verdadeiro (5,2).

Parte 2 - Verificação das propriedades de um tampão

Solução de CH_3COOH (0,1 mol/L)

- Calcular o volume necessário a ser utilizado da solução estoque de ácido acético (1 mol/L) para preparar uma solução 0,1 mol/L em balão de 50 mL. Complete com água até a marca de aferição.
- Em um Becker de 100 mL transfira com proveta 25 mL da solução de CH_3COOH (0,1 mol/L) preparada.
- Com o pHmetro imerso na solução verifique o pH inicial e vá fazendo adições sucessivas de volumes de solução de NaOH (0,5 mol/L).
- Repita o mesmo procedimento (b e c) usando agora a solução tampão de $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$.
- Anote os valores de pH observados na Tabela de resultados.

5. Resultados

Tabela de resultados.

Solução	Volume de NaOH (0,5 mol/L)	pH medido
CH_3COOH (0,1 mol/L)	1 mL	
CH_3COOH (0,1 mol/L)		
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$ (0,1 mol/L)		
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$ (0,1 mol/L)		
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$ (0,1 mol/L)		
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$ (0,1 mol/L)		
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$ (0,1 mol/L)		
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$ (0,1 mol/L)		
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$ (0,1 mol/L)		
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$ (0,1 mol/L)		

6. Discussão

- Mostre todos os cálculos efetuados.
- De acordo com os resultados dos estudos das propriedades dos tampões, o que pode concluir?

7. Referências

- KOTZ, J.C. & TREICHEL, P. JR. (2003). **Química e Reações Químicas**, Vol. II, LTC.
- RUSSEL, J.B (1994). **Química geral**, São Paulo, Vol.I, Editora Mc Graw-Hill do Brasil.
- BROWN, T. L.; LE MAY JR, H. E.; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. **Química: A Ciência Experimental**. São Paulo: Pearson Education, 2005.



INSTITUTO FEDERAL
SANTA CATARINA

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
SECRETARIA DE EDUCAÇÃO PROFISSIONAL E TECNOLÓGICA
INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DE SANTA CATARINA
CÂMPUS IAGES

Professor: Marcel Piovezan

Unidade Curricular: QAN

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

Prática 9: Reações químicas de precipitação, complexação e oxiredução

Objetivos:

Observar o comportamento, classificar e equacionar as reações químicas. Aprimorar manuseio de vidrarias e soluções.

Reagentes

Soluções 0,1 mol/L de: Nitrato de prata, cloreto de sódio, sulfato de sódio, cloreto de bário, hidróxido de sódio, sulfato de cobre, hidróxido de amônio, sulfato ferroso, cloreto férrico, cromato de potássio e fio de cobre em pedaços.

Materias

10 tubos de ensaio, estante para tubos, 10 pipetas graduadas de 2 mL, frasco para rejeito de metais e luvas.

Procedimento

Em um tubo de ensaio adicione cada um dos reagentes indicados conforme as reações abaixo. Fique atento as mudanças de temperatura, cor, formação de precipitado, velocidade da reação (lenta ou rápida), liberação de gás e outros.

Reação	Reagentes	Produtos
1	Cobre sólido + nitrato de prata Pedaço de fio 2 mL	
Reação química balanceada:		
Observações:		
Reação	Reagentes	Produtos
2	Sulfato de sódio + Cloreto de bário 1 mL 1 mL	
Reação química balanceada:		
Observações:		
Reação	Reagentes	Produtos
3	Cloreto de bário + Cromato de potássio 1 mL 5 gotas	
Reação química balanceada:		
Observações:		
Reação	Reagentes	Produtos
4	Sulfato de cobre + hidróxido de sódio 1 mL 1 mL	
Reação química balanceada:		

Professor: Marcel Piovezan

Unidade Curricular: QAN

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ____/____/____

Prática 10: Determinação de cloreto em soro fisiológico e águas

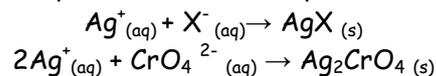
Introdução

Entre os métodos volumétricos de precipitação, os mais importantes são os que empregam solução padrão de nitrato de prata. São chamados de métodos argentimétricos e são amplamente utilizados na determinação de haletos (cloreto, brometo e iodeto), tiocianato (SCN^-) e cianeto (CN^-) com formação de sais de prata pouco solúveis.

Baseado nos diferentes tipos de indicadores disponíveis, existem três métodos distintos para determinação volumétrica com íons prata:

- método de Mohr - formação de um precipitado colorido;
- método de Volhard - formação de um complexo solúvel vermelho;
- método de Fajans - mudança de cor associada a adsorção de um indicador sobre a superfície do precipitado.

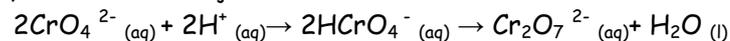
Método de Mohr: neste método, o haleto é titulado com uma solução padrão de nitrato de prata usando-se cromato de potássio como indicador. O ponto final da titulação é alcançado com o primeiro excesso de íons prata que reage com o indicador precipitando cromato de prata vermelho, segundo a reação:



Como esta titulação se baseia nas diferenças de solubilidade do AgX e Ag_2CrO_4 é muito importante a concentração adequada do indicador.

Na prática, o ponto final ocorre um pouco além do ponto de equivalência, devido à necessidade de se adicionar excesso de Ag^+ para precipitar Ag_2CrO_4 em quantidade suficiente para ser notado visualmente. Este método requer que uma titulação em branco seja feita, para que o erro cometido na detecção do ponto final possa ser corrigido. O valor gasto na prova do branco obtido deve ser subtraído do valor gasto na titulação.

A solução a ser titulada deve apresentar um pH entre 6 a 8, pois o íon cromato reage com os íons hidrogênio em soluções ácidas, conforme a reação:



Por outro lado, em $pH > 10,5$ a alta concentração de íons OH^- ocasiona a formação de hidróxido de prata, que se oxida a óxido de prata.



O cloreto de sódio encontrado no soro fisiológico, utilizado em processos de hidratação ou como veículo medicamentoso, na sua forma isotônica (mesma força iônica do soro sanguíneo) encontra-se na concentração de 0,9 % (m/v).

Neste experimento, a determinação analítica do cloreto de sódio no soro fisiológico será realizada segundo o método de Mohr.

Objetivos

- Preparar solução de $AgNO_3$
- Padronizar solução de $AgNO_3$
- Realizar prova de branco
- Determinar o percentual de cloreto (Cl^-) nas amostra
- Comparar os valores com rótulos e ou legislação

Professor: Marcel Piovezan

Unidade Curricular: QAN

Aluno: _____ Turma: _____ Data: ___/___/___

Prática 11: Volumetria de Complexação: Determinação da Dureza da água e teor de Ca^{2+} em casca de ovo

Introdução

A titulometria com formação de complexos ou complexometria baseia-se em reações que envolvem um íon metálico e um agente ligante com formação de um complexo suficientemente estável. Apesar de existir um grande número de compostos usados na complexometria, os complexos formados com o **ácido etilenodiaminotetracético (EDTA)**, são os mais comuns. Vários íons metálicos reagem estequiometricamente com o EDTA. Este é um ácido tetracarboxílico, possuindo quatro hidrogênios ionizáveis. O EDTA na forma de ácido ou sal dissódico pode ser obtido em alto grau de pureza, podendo ser usado como padrão primário, porém, se necessário pode ser padronizado contra solução padrão de Zinco ou com Carbonato de Cálcio.

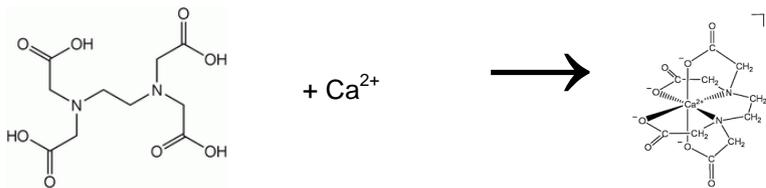


Figura 1. Reação do EDTA com íons metálicos, por exemplo Cálcio, formando o complexo metálico.

Determinação da dureza em águas: O índice de dureza da água é um dado muito importante usada para avaliar a sua qualidade. Denomina-se dureza total a soma das durezas individuais atribuídas à presença de íons cálcio e magnésio. A composição química da água e, portanto, a sua dureza, depende em grande parte do solo da qual procede. Assim, águas brandas são encontradas em solos basálticos, areníferos e graníticos, enquanto que águas que procedem de solos calcários apresentam frequentemente durezas elevadas.

Numerosos processos industriais, tais como fábricas de cervejas, conservas, de papel e celulose, e muitas outras, requerem água branda. Para o caso de lavanderias as água duras ocasionam elevado consumo de sabão (em consequência da formação de sabões insolúveis de cálcio e magnésio) e resultam em danos para tecidos. Também é importante considerar que as águas duras formam crostas em caldeiras de vapor, ocasionando com isso elevadas perdas de calor e podendo provocar explosões, devido ao aumento da pressão interna. Mediante controle periódico com titulações com o EDTA é possível garantir segurança para estas instalações. A Portaria 1.469/00 do Ministério da Saúde estipula em 500mg/L de CaCO_3 o limite máximo permitido para dureza total.

Objetivos

- Preparar solução de titulante (EDTA)
- Aprimorar técnica de titulação complexométrica
- Padronizar uma solução de EDTA
- Determinar a Dureza de águas naturais e minerais e do teor de Cálcio em casca de ovo
- Efetuar cálculos referentes à prática cotidiana da profissão técnica

Materiais	Qtde	Reagentes	Qtde
Bureta de 25 ou 50 mL	01	EDTA	-
Pipeta 5 mL e 1 mL graduada	01	HCl concentrado	-
Erlenmeyer de 100 mL	02	Indicador Negro de Eriocromo T	-
Becker de 100 mL	01	NH_4Cl e NH_4OH	-
Funil de vidro	01	CaCO_3	-
Suporte universal	01	Becker 50 mL e 1L	1
Pera de borracha	01	Conta gotas	1
Balão volumétrico 100 mL e 250 mL	1	espátula	2
Conta gotas	01	Bastão de vidro	1
Proveta 50 mL	1	Papel filtro qualitativo	1

PROCEDIMENTO

1. Preparo de solução de EDTA 0,01 mol/L

Pesar aproximadamente 0,9306 g (até $\pm 0,1$ mg) de sal dissódico (designado por $\text{Na}_2\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}_8 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), seco a 70-80 °C por duas horas em estufa. As duas moléculas de água de hidratação permanecem intactas nestas condições de secagem.

Transfere-se quantitativamente o EDTA pesado para um balão volumétrico de 250 mL. Adiciona-se cerca de 200 mL de água deionizada, agita-se até dissolver totalmente o sal e depois dilui-se até o menisco. Esta solução deve preferencialmente ser armazenada em frasco plástico e pode, nestas condições ser considerada um padrão primário. A partir da massa pesada, calcula-se a concentração exata da solução de EDTA em mol/L. **Massa molar do EDTA: 372,24 g/mol**

 Preparação do tampão pH = 10 ($\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$)

Pesar 13,5 g de NH_4Cl transferir para balão de 250 mL e adicionar 88 mL de NH_4OH concentrado; Completa volume com água deionizada. *Faça na capela.*

2. Padronização da solução de EDTA utilizando CaCO_3

Padronização:

Pesar exatamente cerca de 0,01 g de CaCO_3 anidro e transferir para erlenmeyer de 250 mL. Adicionar 1 mL de HCl concentrado para diluir o sal (faça na capela). Adicionar, na sequência, aproximadamente 25 mL de água deionizada, 5 mL de solução tampão pH = 10 ($\text{NH}_4\text{OH}/\text{NH}_4\text{Cl}$) e 3 gotas de indicador Negro de Eriocromo T (NET) no momento da titulação. Titule cada alíquota com uma solução de EDTA (recém preparada) até o aparecimento de coloração azul nítida pura (não violeta). Calcule a molaridade da solução de EDTA preparada.

3. Determinação da dureza total em água

Procedimento: Transferir uma alíquota de 50 mL de amostra para um erlenmeyer de 250 mL, adicionar 1 mL de solução tampão pH 10 e, a seguir, 5 gotas do indicador Negro de Eriocromo T. O tampão deve ser adicionado antes do indicador de modo que pequenas quantidades de ferro presentes na amostra precipitem na forma de hidróxido de ferro, impedindo sua reação com o indicador. Titula-se a alíquota com EDTA 0,01 mol/L até a mudança de cor de vermelho-vinho para azul puro.

A reação, e conseqüentemente a mudança de cor, é lenta próximo do ponto final, e por esta razão o titulante deve ser adicionado gota a gota e com vigorosa agitação.

Calcular a dureza da água e dar o resultado na forma de CaCO_3 , para cada alíquota analisada, sendo a massa molar do CaCO_3 igual a 100,09 g/mol.

Cálculo:
$$\text{mg/L CaCO}_3 = \frac{M_{\text{EDTA}} \times V_{\text{EDTA}} (\text{mL}) \times 100,09}{0,05}$$

Questões:

1. Observe a tabela:

Classificação da água conforme sua dureza, em mg/L CaCO_3	
0 – 75mg/L	Mole (soft)
75 – 150mg/L	Moderada
150 – 300mg/L	Dura (hard)
Acima de 350mg/L	Muito dura

De acordo com a tabela, responda qual seria a classificação da água analisada durante o experimento?

2. De que maneira podemos remover a dureza existente nas águas duras?

4. Determinação da massa de cálcio em casca de ovo

O pré- tratamento das amostras consiste em uma limpeza com detergente e enxague em água corrente e em água destilada. Seca-se as amostras em estufa a 110 °C durante 6 horas (SANTOS, 2012), tritura-se em almofariz e pistilo.

Análise da amostra: Pesar 0,25 g da casca triturada e transferir para becker de 250 mL, seguido da adição de 2 mL ou o necessário de HCl concentrado (6 mol/L) até solubilizar a casca. Filtrar em papel a fim de que se remova qualquer resíduo proveniente da decomposição incompleta da matéria orgânica. Transferir o filtrado para balão de 250 mL e completar o volume com água destilada. Pipetar 10 mL para um erlenmeyer de 125 mL, adicionar 10 mL de solução tampão de amônio (pH= 10), e três gotas da solução do indicador Negro de eriocromo T. Titular com solução complexante EDTA 0,01 mol/L, até mudança da coloração vermelho arroxeado para azul.

Cálculo: $n_{\text{Ca}^{2+}} = n_{\text{EDTA}}$

$$\frac{m_{\text{Ca}^{2+}}}{MM_{\text{Ca}^{2+}}} = M_{\text{EDTA}} \times V_{\text{EDTA}}$$