

Ciências da Vida e da Natureza



Química Geral no Laboratório

Marcela Boroski

Coleção Manuales

Química Geral no Laboratório

Marcela Boroski



Marcela Boroski

Química Geral no Laboratório

© 2022 EDUNILA – Editora Universitária

Catálogo na Publicação (CIP)

Boroski, Marcela.

B736q Química Geral no Laboratório / Marcela Boroski. Foz do
Iguaçu: EDUNILA, 2022.

PDF (97 p.). Col. Manuales.

ISBN: 978-65-86342-30-7

1. Química. 2. Laboratório. 3. Experimentos. 4. Ensino
Superior. I. Boroski, Marcela. II. Universidade Federal da
Integração Latino-Americana - UNILA. III. Título.

CDU 54

Ficha catalográfica elaborada por Leonel Gandi dos Santos CRB11/753

Todos os direitos reservados. Nenhuma parte desta obra poderá ser reproduzida, arquivada ou transmitida por qualquer meio ou forma sem prévia autorização por escrito da EDUNILA – Editora Universitária.

EDUNILA – Editora Universitária
Av. Silvio Américo Sasdelli, 1842
Térreo – Edifício Comercial Lorivo
Bairro Itaipu A | Foz do Iguaçu/PR
CEP: 85866-000 | Caixa Postal 2044
+55 (45) 3522-9832
+55 (45) 3522-9836
editora@unila.edu.br
<https://portal.unila.edu.br/editora>


Associação Brasileira
das Editoras Universitárias


Editora da
Universidade Federal da
Integração Latino-Americana

UNIVERSIDADE FEDERAL DA INTEGRAÇÃO LATINO-AMERICANA	
Gleisson Pereira de Brito	<i>Reitor</i>
Luis Evelio Garcia Acevedo	<i>Vice-reitor</i>
EDUNILA – EDITORA UNIVERSITÁRIA	
Antonio Rediver Guizzo	<i>Chefe da EDUNILA</i>
Ailda Santos dos Prazeres	<i>Assistente em administração</i>
Francieli Padilha Bras Costa	<i>Programadora visual</i>
Leonel Gandi dos Santos	<i>Bibliotecário-documentalista</i>
Natalia de Almeida Velozo	<i>Revisora de textos</i>
Ricardo Fernando da Silva Ramos	<i>Assistente em administração</i>
CONSELHO EDITORIAL	
Antonio Rediver Guizzo	<i>Presidente do Conselho</i>
Natalia de Almeida Velozo	<i>Representante do Órgão Executivo da EDUNILA</i>
Anderson Antonio Andreata	<i>Representante dos técnico-administrativos em educação da UNILA</i>
Diego Moraes Flores	<i>Representante do Instituto Latino-Americano de Tecnologia, Infraestrutura e Território (ILATIT – UNILA)</i>
Andrea Ciacchi	<i>Representante do Instituto Latino-Americano de Arte, Cultura e História (ILAACH – UNILA)</i>
Marcela Boroski	<i>Representante do Instituto Latino-Americano de Ciências da Vida e da Natureza (ILACVN – UNILA)</i>
Gilson Batista de Oliveira	<i>Representante do Instituto Latino-Americano de Economia, Sociedade e Política (ILAESP – UNILA)</i>
Laura Beatriz Tauro	<i>Representante da Universidade Nacional de Misiones – UNAM (Argentina)</i>
Raquel Quadros Velloso	<i>Representante da PUC – Rio de Janeiro (Brasil)</i>
Alai García Diniz	<i>Representante da UNIOESTE – Cascavel (Brasil)</i>
Paulínia García Rámirez	<i>Representante da Universidad CES (Colômbia)</i>
Luis Eduardo Aragon Vaca	<i>Representante da UFPA (Brasil)</i>
Joselaine Raquel da Silva Pereira	<i>Representante dos discentes de pós-graduação da UNILA</i>
Rafael Alexander Velasco Castillo	<i>Representante dos discentes de graduação da UNILA</i>
EQUIPE EDITORIAL	
Natalia de Almeida Velozo	<i>Revisão de textos</i>
Leonel Gandi dos Santos	<i>Normalização bibliográfica</i>
Francieli Padilha Bras Costa	<i>Capa, projeto gráfico e diagramação</i>

LISTA DE QUADROS

Quadro 1 – Relação de EPIs e EPCs utilizados nos laboratórios de química.....	20
Quadro 2 – Dados obtidos no grupo de laboratório	21
Quadro 3 – Dados obtidos no laboratório de química ao pesar 10 mL de água com o auxílio de uma proveta.....	26
Quadro 4 – Dados obtidos no laboratório de química ao pesar 10 mL de água com o auxílio de uma pipeta volumétrica	26
Quadro 5 – Dados obtidos no laboratório de química ao pesar 10 mL de água diretamente no béquer, seguindo a graduação da vidraria	27
Quadro 6 – Massa específica da água (g mL^{-1}) a diferentes temperaturas. Valores na pressão de 1 atm.....	28
Quadro 7 – Dados obtidos no laboratório de química, pesando-se 6 grãos de feijão	29
Quadro 8 – Resumo dos resultados da prática de padronização da solução de NaOH.....	55
Quadro 9 – Resumo dos resultados da prática de padronização da solução de HCl.....	56
Quadro 10 – Indicadores ácido-base.....	60
Quadro 11 – Resultados de medidas de pH em diferentes soluções	63
Quadro 12 – Resumo dos resultados da prática de determinação de Fe em lâmina de barbear	68
Quadro 13 – Resumo dos resultados de preparo de soluções de cobalto.....	72
Quadro 14 – Resumo dos resultados da influência da temperatura no deslocamento do equilíbrio químico	73
Quadro 15 – Resumo dos resultados da influência da concentração de produtos ou reagentes no deslocamento do equilíbrio químico	74
Quadro 16 – Resumo dos resultados e cálculos da prática de termoquímica	82
Quadro 17 – Resumo dos resultados do estudo da influência da concentração na velocidade da reação	87
Quadro 18 – Resumo dos resultados do estudo da influência da temperatura na velocidade da reação	88

LISTA DE TABELAS

Tabela 1 – Massas e volumes de 1 mol de diferentes substâncias.....	30
Tabela 2 – Atividade experimental de teste de chama com diferentes sais	37

SUMÁRIO

APRESENTAÇÃO	8
NORMAS DE APRESENTAÇÃO DE CADERNO DE LABORATÓRIO	9
NORMAS DE APRESENTAÇÃO DE RELATÓRIO	12
PRÁTICA 1 – APRESENTAÇÃO AO LABORATÓRIO DE QUÍMICA	19
PRÁTICA 2 – VOLUME, PESAGEM E O CONCEITO DE MOL	23
PRÁTICA 3 – CHAMA E TÉCNICAS DE SEPARAÇÃO	33
PRÁTICA 4 – REAÇÕES IÔNICAS E MOLECULARES	39
PRÁTICA 5 – PREPARO DE SOLUÇÕES	47
PRÁTICA 6 – PADRONIZAÇÃO DE SOLUÇÕES	52
PRÁTICA 7 – DETERMINAÇÃO DO PH	59
PRÁTICA 8 – QUANTIFICAÇÃO DE FERRO EM LÂMINA DE BARBEAR	65
PRÁTICA 9 – ESTUDO DOS FATORES QUE INFLUENCIAM O EQUILÍBRIO QUÍMICO	70
PRÁTICA 10 – TERMOQUÍMICA: ESTUDO DO CALOR DE REAÇÃO	77
PRÁTICA 11 – DETERMINAÇÃO DA VELOCIDADE DE REAÇÃO QUÍMICA	84
PRÁTICA 12 – REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO E ESPONTANEIDADE DE REAÇÕES	91

APRESENTAÇÃO

As práticas descritas neste material didático foram selecionadas para aprofundar o conhecimento de química geral – tais como o estudo de reações químicas, preparo de soluções, cálculos estequiométricos, padronização de soluções, equilíbrio químico e iônico, termoquímica, cinética e eletroquímica – e desenvolver habilidades inerentes ao laboratório de química.

Os conteúdos teóricos deverão ter necessariamente uma abordagem prática, mostrando ao estudante sua contextualização no laboratório de química. Por meio das práticas, os estudantes poderão desenvolver métodos de trabalho em equipe, aperfeiçoar a capacidade de observação crítica e de resolução de problemas inerentes ao trabalho de laboratório; desenvolver habilidades para manipulação de reagentes e materiais; aprimorar a capacidade de observação, raciocínio e dedução lógica; dominar os métodos clássicos quantitativos de análise e interpretar resultados.

Noções de segurança de laboratório devem ser introduzidas aos estudantes no primeiro dia de aula e, a cada prática, noções específicas devem ser ressaltadas, visando a minimizar a possibilidade de acidentes de laboratório. O conhecimento das vidrarias e materiais comuns no laboratório faz parte das práticas introdutórias da disciplina.

Atividades como a pesquisa por termos desconhecidos ou cálculos são solicitadas anteriormente à prática, a fim de que o estudante aproveite o experimento para sanar dúvidas. Apesar de este conjunto de práticas já ser utilizado pelos professores da área de química da UNILA, buscou-se, neste material didático, enriquecer as questões levantadas após as práticas

NORMAS DE APRESENTAÇÃO DE CADERNO DE LABORATÓRIO

Por que ter um caderno de laboratório?

Um caderno de laboratório tem como objetivo central incluir todas as informações relacionadas a uma atividade laboratorial, seja os conhecimentos prévios necessários para o desenvolvimento do experimento, a coleta de dados ou o desenvolvimento dos cálculos. A organização de um caderno de laboratório é algo pessoal, sendo algumas pessoas mais detalhistas, enquanto outras são mais diretas. Assim, não há um formato único; entretanto, todos os cadernos devem contar com itens essenciais.

Por que ele deve ser completo?

Um caderno de laboratório, organizado e completo, tem como objetivo o registro de todas as atividades desenvolvidas no laboratório, servindo como apoio para o desenvolvimento de futuras pesquisas e atividades profissionais. As informações pessoais, as modificações no roteiro experimental e os ajustes feitos para a análise de determinadas amostras podem auxiliar em procedimentos que serão desenvolvidos na vida profissional. Não raro há relatos de pesquisadores que ainda recorrem aos seus cadernos de laboratório para consulta de informações não descritas nos roteiros experimentais.

Por que o caderno de laboratório precisa ser individual?

Outro objetivo do caderno de laboratório é o desenvolvimento da habilidade da escrita científica, cuja principal característica é a objetividade. Portanto, é primordial descrever todas as observações relevantes diretamente no caderno, sem a necessidade de adicioná-las em rascunhos. Toda atividade de redação é um exercício individual de aprendizagem, assim como o treinamento da redação científica.

Como devo me preparar para a aula prática?

O caderno de laboratório tem a função de auxiliar o estudante a se preparar para a aula prática. Em geral, um caderno organizado denota a habilidade de organização do analista antes da

execução da prática, seja pela realização dos cálculos necessários, seja pela pesquisa de informações relevantes para a plena execução do experimento. Após a leitura da prática, o estudante deve indicar no caderno de laboratório as informações essenciais para a execução da prática, sem a consulta excessiva ao roteiro experimental. Alguns estudantes optam por redigir todo o conteúdo do roteiro experimental; outros preferem um resumo; ainda há aqueles que preferem adicionar as informações de modo bastante visual. Não há apenas um modo. Sugere-se que o estudante procure sua melhor forma de se preparar para aula prática, buscando, a cada aula, melhorar seu desempenho.

O que anotar no caderno de laboratório?

Tudo que envolver a aula prática! Esta é a melhor resposta. Todas as observações sobre a execução dos experimentos devem estar contidas no caderno. Estas anotações farão toda a diferença no momento da discussão dos resultados, pois irão fornecer elementos sobre como os resultados foram atingidos, as evidências de erros experimentais ou de método. São estas informações que trazem a personalidade de quem executou a prática. Além disto, a escrita tem como objetivo organizar os dados coletados durante as práticas e incluir todas as observações científicas durante o experimento.

Seguem algumas normas para o preparo do caderno de laboratório:

1. Não se esqueça de trazer o caderno de laboratório em todas as aulas. Não faça uso de papéis soltos ou de bloco de anotações, visto que todas as informações devem ser transcritas diretamente no caderno. Faça as anotações imediatamente para evitar esquecimentos.
2. Escolha um caderno de capa dura e brochura, por dois motivos: a capa dura torna o caderno mais resistente e a brochura evita que folhas sejam removidas.
3. Destine o caderno unicamente para o uso no laboratório.
4. Numere as páginas do caderno. Você pode comprar um caderno com folhas numeradas ou numerá-las a próprio punho.
5. O caderno é de uso individual.

6. Faça as anotações de forma legível e à caneta (preferivelmente). Os cálculos podem ser feitos a lápis, mas a versão definitiva deve ser feita à caneta.
7. A cada novo experimento, sempre comece a escrever em uma nova folha, inutilizando o espaço em branco eventualmente deixado na página anterior. Indique a data e o horário de início do experimento, os estudantes que participaram da atividade, o título do experimento, o objetivo, o resumo (esquema), as pesquisas e os cálculos prévios.
8. Nunca apague um dado ou rasgue uma página. Isso tira toda a autenticidade e validade do caderno. Se houver essa necessidade, em caso extremo, use a expressão “digo”, colocando a parte a ser substituída entre parênteses e, após, a parte que irá substituir. As correções devem ser feitas traçando-se uma linha por cima, de forma que permaneça legível; não rasure nem apague.
9. Não deixe espaços em branco. Inutilize, com um traço, o espaço em branco entre os dados registrados e a assinatura ou o restante do texto.
10. Indique todas as fórmulas usadas para os cálculos.
11. Indique quaisquer modificações no roteiro, inclua as observações durante o experimento, as marcas comerciais dos reagentes e os equipamentos usados (chapa aquecedora, agitador etc.).
12. Os resultados de cada experimento devem ser claramente descritos com suas possíveis conclusões e interpretações sobre cada passo. Se possível e aplicável, inclua a análise estatística. Indique a bibliografia consultada quando pertinente.

NORMAS DE APRESENTAÇÃO DE RELATÓRIO

1. Digite os manuscritos em fonte Times New Roman 12.
2. Utilize o formato A4 (210 mm x 297 mm), com alinhamento justificado, mantendo margens laterais de 2,5 cm e espaçamento de 1,5 cm em todo o texto.
3. Remova o espaçamento entre os parágrafos.
4. Apenas as tabelas devem ser confeccionadas com espaçamento simples.
5. O recuo para elaboração do parágrafo deve ser: tab=1,25 cm. Todas as páginas devem ser numeradas no canto inferior direito.
6. Numere as páginas consecutivamente a partir da introdução.
7. Utilize o corretor de revisão de ortografia e gramática para evitar erros no texto.
8. Redija os relatórios em português ou espanhol.
9. Em relação a unidades, utilize mg L^{-1} em vez de mg/L ou mg.L^{-1} .

Observação: Para evitar os frequentes problemas com impressoras, faça a impressão do documento com antecedência.

As questões propostas como atividades tem o objetivo de orientá-los sobre os aspectos principais das práticas que devem estar incluídos na discussão dos resultados.

A seguir, apresentamos o modelo de capa e outras normas a serem seguidas para elaboração do relatório.



**INSTITUTO LATINO-AMERICANO DE CIÊNCIAS DA VIDA
E DA NATUREZA (ILACVN)**

Curso: Química – Licenciatura

Disciplina: Química Geral Experimental

Professora: Marcela Boroski

**Atenção para as margens!
Superior, inferior, direita e
esquerda: 2,5 cm**

**RELATÓRIO DA PRÁTICA 1
“DETERMINAÇÃO DO TEOR DE CÁLCIO EM BEBIDAS LÁCTEAS”**

Estudantes: Aline S. Fontana
Clarissa N. de Souza

**Os nomes dos estudantes
devem estar completos e
com a mesma redação que
consta no Sigaa.
Colocar em ordem
alfabética.**

Foz do Iguaçu, 10 de março de 2023

1. INTRODUÇÃO

Nesta seção, antes de iniciar a pesquisa, leia o objetivo da prática.

As referências devem ajudar a atingir o objetivo da prática, embasando as discussões dos resultados.

Esta seção deve ter entre 1 e 2 páginas.

Citar pelos menos 3 referências.

Artigos que não tenham a autoria não servem como referência para os relatórios.

Nada de copiar um parágrafo inteiro ou, pior, um texto inteiro sem citar a referência. Isto pode ser considerado plágio e trazer indesejáveis consequências!

Vamos aprender a fazer um relatório corretamente, que sirva para toda a vida acadêmica e profissional de vocês!

O relatório é dividido nestas seções:

1. **Introdução**
2. **Objetivo**
3. **Materiais e métodos**
4. **Resultados e discussão**
5. **Conclusões**
6. **Referências**
7. **Anexos**

Não é necessário colocar um item em cada página. Com exceção da capa, o relatório pode ser impresso frente e verso. Todos os títulos das diferentes seções do texto devem ser apresentados em **negrito** e ter apenas a primeira letra de cada palavra em letra maiúscula. Caso seja necessária a utilização de subtópicos nas seções do texto, esses devem ser apresentados sem negrito, mas em *itálico*.

As citações literais ou as que se referem a ideias de autores devem ser feitas pelo sobrenome do autor (em letras maiúsculas), seguido do ano de publicação e página (SOARES, 2017, p. 5). Quando houver dois ou mais autores, os sobrenomes devem ser separados por ponto e vírgula (SOARES; KALIW, 2008). Quando houver três ou mais autores, deve-se citar o primeiro autor seguindo de *et al.* (SILVA *et al.*, 2014).

Exemplo:

O linho (*Linum usitatissimum* L.) é uma espécie que se destina à produção de fibras têxteis de alta qualidade e sua semente, a linhaça, é matéria-prima para produção de óleo e diversos produtos alimentícios (MORRIS, 2005).

2. OBJETIVOS

Determinar os níveis de cálcio em bebidas lácteas.

Comparar duas metodologias volumétricas e indicar a mais adequada para avaliação do teor de cálcio em bebidas lácteas.

3. MATERIAIS E MÉTODOS

Usar a terceira pessoa do singular ou do plural do tempo verbal pretérito perfeito para relatar com detalhes o experimento. Atenção! Frequentemente ocorrem modificações da aula prática. Descreva as modificações nesta seção.

Exemplo:

Para a obtenção dos extratos, utilizaram-se 10,0 g das folhas desidratadas de trigo colhidas aos 80 dias. O extrato metanólico foi obtido por meio da percolação de 70 mL de solvente metanol através das amostras trituradas durante 48h, com adição de novas alíquotas de metanol a cada 24h. O solvente foi removido em evaporador rotatório a pressão reduzida a 40 °C.

4. RESULTADOS E DISCUSSÃO

- Tabelas, quadros e figuras

As tabelas têm por finalidade sintetizar dados numéricos, geralmente com tratamento estatístico. Os quadros apresentam os resultados brutos e possuem linhas de grade, de modo a formar um quadro. As tabelas não devem apresentar grades laterais e as grades internas devem ser utilizadas apenas se necessário (ver exemplo a seguir). As notas têm por função conceituar ou esclarecer o conteúdo da tabela e, se necessário, devem ser indicadas no rodapé da tabela por letras ou símbolos gráficos e em tamanho de letra menor do que aquela utilizada no corpo da tabela.

Os resultados devem ser apresentados em tabelas, quadros e figuras, os quais devem ser numerados em algarismos arábicos, segundo a ordem em que aparecem no texto. Tabelas, quadros e figuras devem sempre ser acompanhados de um título que descreva claramente o conteúdo apresentado. Ele deve ser autoexplicativo e complementar o texto. Não é necessário utilizar o mesmo título da apostila; o ideal é complementá-lo. Para tabelas e quadros, o título deve ser apresentado na parte superior; já para as figuras, ele aparece na parte inferior. As tabelas, as figuras e os quadros devem ser mencionados no texto como apresentado a seguir:

A tabela 1 apresenta os valores de concentração de diferentes frações preparadas a partir dos extratos obtidos das folhas de linho. Quanto menor os valores, maior a eficiência como antioxidante para promover a inibição do radical DPPH. Desse modo, os melhores resultados foram encontrados para a fração acetato, seguido da butanoica e hexânica. Os dados encontrados foram similares aos de Castro e Souza (2005), que investigaram folhas de linho colhidas aos 40 dias. Embora o tempo de colheita seja inferior, os resultados foram similares.

Submeter a tabela ao autoajuste de janela

Tabela 1 – Concentração ($\mu\text{g mL}^{-1}$) dos extratos obtidos das folhas de linho colhidas aos 80 dias, necessário para inibir 50% do radical DPPH

Fração	Concentração ($\mu\text{g mL}^{-1}$)
Hexânica	241,9±2,3
Acetato	153,7±1,0
Butanoica	228,7±0,9
Metanólica	387,0±3,8
Aquosa	> 500

Os resultados são médias \pm desvio padrão de análises em triplicata.

○ Equações matemáticas

As equações devem ser centralizadas e numeradas sequencialmente. Quando da apresentação de fórmulas matemáticas no texto, essas devem ser confeccionadas utilizando-se a ferramenta Microsoft Equation, implementada no Word® (ou similar), e devem ser numeradas no canto direito com a numeração entre parênteses. Quando necessário, deve-se utilizar legenda para descrever os componentes das fórmulas.

Exemplo:

Os cálculos foram feitos segundo método de Joseph e Ackman (1992), conforme a equação 1:

$$M_x = \frac{A_x \times M_p \times F_{ct}}{A_p \times M_a \times F_{cea}} \quad (1)$$

Onde:

M_x : massa do ácido graxo x em mg g⁻¹ de lipídio;

M_p : massa do padrão interno em mg;

M_a : massa da amostra de lipídios totais em g;

A_p : área do padrão interno;

A_x : área do ácido graxo x;

F_{cea} : fator de conversão de metil éster para ácido graxo;

F_{ct} : fator de correção (do detector de ionização chama) teórico do ácido graxo.

Importante!!

Figuras, quadros e tabelas têm como objetivo organizar a apresentação dos resultados. Torna-se essencial discuti-los no texto, citando os principais resultados obtidos na tabela, indicando a média acompanhada do desvio padrão e o coeficiente de variância.

5. CONCLUSÕES

As conclusões devem ser relevantes e congruentes com os objetivos, ou seja, devem responder à(s) pergunta(s) de pesquisa. Nesta seção, não devem ser apresentadas citações bibliográficas, sugestões e/ou considerações adicionais.

6. REFERÊNCIAS

As referências devem ser apresentadas de acordo com as normas da ABNT NBR 6023:2018.

7. ANEXOS

Caso sejam incluídas informações adicionais, como cálculos, estes podem ser apresentados nos anexos.

PRÁTICA 1 – APRESENTAÇÃO AO LABORATÓRIO DE QUÍMICA

Objetivos:

Conhecer as normas básicas de segurança no laboratório de química.

Identificar as principais vidrarias e utensílios em um laboratório de química e conhecer suas aplicações.

1. INTRODUÇÃO

A segurança no laboratório de química é uma preocupação individual e coletiva, visto que um acidente no laboratório pode prejudicar a vida de todos os usuários.

É de fundamental importância o conhecimento dos Equipamentos de Proteção Individual (EPI) e dos Equipamentos de Proteção Coletiva (EPC). Nesta aula, os estudantes devem tomar conhecimento desses equipamentos de segurança.

Nesta prática, os estudantes devem refletir sobre os principais aspectos na conduta que podem comprometer sua segurança no laboratório de química. As normas gerais estão disponíveis em Machado e Mól (2008), Lenzi *et al.* (2004) e Almeida (2011).

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais e reagentes

- ✓ EPIs e EPCs utilizados nos laboratórios de química.
- ✓ Vidrarias e acessórios de uso no laboratório de química.

2.2 Metodologia

2.2.1 Equipamento de proteção individual e coletiva

Nesta aula, o estudante tomará conhecimento do laboratório e de seus acessórios e conhecerá os EPIs e EPCs utilizados nos laboratórios de química. Preencha o quadro 1.

Quadro 1 – Relação de EPIs e EPCs utilizados nos laboratórios de química

EPI	EPC

2.2.2 Segurança no laboratório de química

Os estudantes vão se deparar com situações perigosas e incorretas no laboratório, que vão contra as normas de segurança. Dentro da equipe, elenque essas situações e preencha o quadro 2.

Quadro 2 – Dados obtidos no grupo de laboratório

Itens	Situações de perigo no laboratório	Possível consequência
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		
11		
12		
13		

2.2.3 Vidrarias e acessórios de laboratório

Vidrarias e acessórios de laboratório serão apresentados com suas respectivas finalidades.

3. ATIVIDADES

1. Preencha os quadros 1 e 2, compartilhando os dados com outros grupos.

4. REFERÊNCIAS

ALMEIDA, P. C. V. Segurança e normas de trabalho em laboratório. *In*: ALMEIDA, P. C. V. **Química geral**: práticas fundamentais. Viçosa: UFV, 2005. p. 9-23.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A. V.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

MACHADO, P. F. L.; MÓL, G. S. Experimentando química com segurança. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 27, 2008.

PRÁTICA 2 – VOLUME, PESAGEM E O CONCEITO DE MOL

Preparação para a prática:

- Fazer os cálculos e as pesquisas das atividades 5 e 6 e trazer as informações anotadas individualmente no caderno de laboratório.
- Trazer anotado no caderno de laboratório a fórmula para o cálculo da média, desvio padrão relativo e coeficiente de variância.
- Definir o termo exatidão e precisão no caderno de laboratório.
- Trazer para a aula prática: tabela periódica, tabela de nomenclatura de ânions e cátions e tabela de solubilidade de sais em água.

Objetivos:

Aprender a manusear vidrarias comuns no laboratório e usar a balança analítica.

Contextualizar o significado de mol no laboratório de química.

1. INTRODUÇÃO

As diferentes vidrarias disponíveis nos laboratórios são resultado do trabalho artesanal de cientistas que, ao longo dos séculos, desenvolveram materiais que atendessem às suas necessidades, melhorando o desenvolvimento do experimento. O formato cônico do erlenmeyer foi pensado para evitar respingar as soluções durante uma reação, permitindo ao analista homogeneizar o conteúdo, por exemplo, durante uma análise por titulação. Já a função do béquer é de armazenamento e transferência de líquidos e sólidos, não constituindo uma vidraria de alta precisão e exatidão.

O manuseio das vidrarias e equipamentos no laboratório requer treino e o desenvolvimento de habilidades. Esta aula terá uma abordagem prática, que permitirá ao estudante tornar-se apto a diferenciar as vidrarias usadas para medição de volume daquelas empregadas para armazenamento.

A União Internacional de Química Pura e Aplicada (do inglês *International Union of Pure and Applied Chemistry* – IUPAC) tem como um dos seus objetivos simplificar a linguagem usada pelos químicos no mundo inteiro. Embora muitos livros tragam a denominação de “número de Avogadro”, o termo correto é “constante de Avogadro”. O mol é uma unidade de medida do Sistema Internacional de Unidades (SI) para a grandeza quantidade de matéria. Desde 1971, o mol era definido como sendo a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 kg de carbono 12. Em uma recente divulgação técnica da IUPAC, o conceito de mol foi alterado, baseando-se sua definição em um número específico de entidades elementares (MARQUARDT *et al.*, 2018). De acordo com esta nova definição, um mol contém exatamente $6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementares. Quando se utiliza a unidade mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, moléculas, elétrons, outras partículas ou agrupamentos especiais de tais partículas (SILVA; ROCHA-FILHO, 1995). A constante de Avogadro (N_A) estabelece a igualdade entre a quantidade de matéria (n) e o número de entidades (N), dada pela equação 1:

$$N = N_A \cdot n \quad (1)$$

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais e reagentes

Materiais / Vidrarias (quantidade)	Amostras / Reagentes
Balança analítica (1) Pesa filtro ou vidro de relógio (1) Pissete com água destilada (1) Béquer 50 mL (1) Proveta 10 mL (1) Pipeta volumétrica 10 mL (1) Pipeta graduada 10 mL (1) Tubo de ensaio (2) Bureta (1) Erlenmeyer 125 mL (1) Termômetro (1)	Grãos de feijão Sulfato de cobre Cloreto de sódio Ferro

2.2 Metodologia

2.2.1 Medidas volumétricas e de pesagem

1. Pese um béquer seco de 50 mL. Meça 10 mL de água com uma proveta e adicione ao béquer de 50 mL. Na sequência, pese novamente. Evite tocar o béquer diretamente com as mãos.
2. Repita este procedimento mais duas vezes e anote as massas obtidas no quadro 3.

Quadro 3 – Dados obtidos no laboratório de química ao pesar 10 mL de água com o auxílio de uma proveta

Medida	Béquer (g)	Béquer + água (g)	Massa de água (g)	Volume de água (mL)
1				
2				
3				
			Média	
			Desvio padrão (DP)	
			Coefficiente de variância (CV) (%)	

3. Seque o béquer de 50 mL previamente pesado e repita o procedimento anterior, utilizando, agora, uma pipeta volumétrica de 10 mL. Anote os pesos no quadro 4.

Quadro 4 – Dados obtidos no laboratório de química ao pesar 10 mL de água com o auxílio de uma pipeta volumétrica

Medida	Béquer (g)	Béquer + água (g)	Massa de água (g)	Volume de água (mL)
1				
2				
3				
			Média	
			Desvio padrão (DP)	
			Coefficiente de variância (CV) (%)	

4. Seque o béquer de 50 mL previamente pesado e adicione 10 mL de água destilada, utilizando a graduação do próprio béquer. Anote os pesos no quadro 5.

Quadro 5 – Dados obtidos no laboratório de química ao pesar 10 mL de água diretamente no béquer, seguindo a graduação da vidraria

Medida	Béquer (g)	Béquer + água (g)	Massa de água (g)	Volume de água (mL)
1				
2				
3				
			Média	
			Desvio padrão (DP)	
			Coefficiente de variância (CV) (%)	

5. Determine a temperatura da água para estimar o volume dos itens 1, 3 e 4. Consulte a tabela de massa específica da água em função da temperatura (quadro 6).

Quadro 6 – Massa específica da água (g mL^{-1}) a diferentes temperaturas. Valores na pressão de 1 atm

Temperatura										
°C	Em décimos de grau									
	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9
10	0,999700	691	682	673	664	654	645	635	624	615
11	605	595	585	574	564	553	542	531	520	509
12	498	486	475	463	451	439	427	415	402	390
13	377	364	352	339	326	312	299	285	272	258
14	244	230	216	202	188	173	159	144	120	114
15	099	084	069	054	038	023	007	991	975	959
16	0,998943	926	910	893	877	860	843	826	809	792
17	774	757	739	722	704	686	668	650	632	613
18	595	576	558	539	520	501	482	436	444	424
19	405	385	365	345	325	305	285	265	244	224
20	203	183	162	141	120	099	078	056	035	013
21	0,997992	970	948	926	904	882	860	837	815	792
22	770	747	724	701	678	655	632	608	585	561
23	538	514	490	466	442	418	394	369	345	320
24	296	271	246	224	196	171	146	120	095	069
25	044	018	992	967	941	914	888	862	836	809
26	0,996783	756	929	703	676	649	621	594	567	540
27	512	485	457	429	401	373	345	311	289	261
28	232	204	175	147	118	089	060	031	002	973
29	0,995944	914	885	855	826	796	766	736	706	676
30	646	616	586	555	525	494	464	433	402	371

Fonte: Handbook of Chemistry and Physics, CRC press, Ed 64.

2.2.2 Manuseando as vidrarias volumétricas

1. Pipete com a pipeta graduada (transferindo para diferentes tubos de ensaio) 2,0 mL, 2,7 mL e 3,8 mL de água. Esta prática tem a finalidade de treinar o aluno para controlar volumes variáveis numa pipeta graduada. **Atenção!** Nunca pipete com a boca. Utilize sempre um pipetador.
2. Encha a bureta com água. Transfira o volume para o erlenmeyer. Observe a diferença entre uma vidraria volumétrica e uma de transferência de líquidos.

2.2.3 Construindo o conceito de mol no laboratório de química

1. Numa balança de precisão, pese 6 grãos de feijão. Faça esse procedimento três vezes, empregando diferentes grãos de feijão. Anote o valor da pesagem no quadro 7.

Quadro 7 – Dados obtidos no laboratório de química, pesando-se 6 grãos de feijão

Medida	Valor pesado	Arredondamento para 3 casas decimais	Arredondamento para 2 casas decimais
1			
2			
3			
Média* (g)		-	-
Desvio padrão (DP)*		-	-
Coeficiente de variância (CV)* (%)		-	-

*As fórmulas devem ser pesquisadas antes da aula prática.

2. Antes do início da aula, determine a massa molecular, a fórmula química, a densidade e o volume de cada uma das substâncias – sulfato de cobre, cloreto de sódio, água e ferro. Indique a massa de amostra (g) necessária para se pesar 1 mol de cada uma das substâncias. Preencha completamente a tabela 1 antes da aula prática.
3. Cada grupo será responsável pela pesagem de uma substância. Pese um mol de cada umas das quatro substâncias: sulfato de cobre, cloreto de sódio, água e ferro.

Tabela 1 – Massas e volumes de 1 mol de diferentes substâncias

Substância	Fórmula química	Massa molecular (g/mol)	Massa amostra (g)	Massa específica (g/cm³)	Volume aproximado (cm³)
Sulfato de cobre (sólido)					
Cloreto de sódio (sólido)					
Água (líquida a 25 °C)					
Ferro (sólido)					

3. ATIVIDADES

1. Preencha os dados dos quadros 3, 4 e 5 e calcule os valores de média, desvio padrão e coeficiente de variância a partir das medidas de volume.
2. Em relação à questão 1, qual das vidrarias apresentou maior precisão? Calcule o erro relativo. Qual apresentou maior exatidão nas medidas? Explique a razão das diferenças observadas empiricamente.
3. Preencha os dados do quadro 7, compartilhando os dados com outros grupos.
4. Em relação aos dados do quadro 7: Supondo que um grão de feijão seja um átomo, ou uma fórmula (para compostos iônicos), ou uma molécula de alguma espécie, por exemplo, de água (H_2O), e que a produção anual nacional em 2017 tenha sido 25.750.000 toneladas de feijão:
 - a. Quantos anos seriam necessários para produzir a quantidade de grãos de feijão que contém a constante de Avogadro ($6,023 \times 10^{23}$ unidades)? Calcule e expresse os respectivos resultados em termos de algarismos significativos na forma costumeira e na forma de notação científica.
 - b. A quantos séculos esse valor corresponde?
5. Preencha a tabela 1 antes da aula prática.

6. Responda as perguntas a seguir antes da aula prática:

- a. Qual o significado de mol?
- b. Ordene as substâncias estudadas em ordem crescente de massa molecular. Os volumes acompanham esta mesma ordem?
- c. Por que a grandeza mol é útil na química?
- d. Seria prático vender ovos utilizando a grandeza mol em vez de dúzia?
- e. Por que um mol de água pesa menos do que um mol de sulfato de cobre?

4. REFERÊNCIAS

CHRISPINO, A. **Manual de química experimental**. Campinas: Átomo, 2010. 253 p.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A. V.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

MARQUARDT, R.; MEIJA, J.; MESTER, Z.; TOWNS, M.; WEIR, R.; DAVIS, R.; STOHNER, J. Definition of the mole (IUPAC Recommendation 2017). **Pure and Applied Chemistry**, [S. l.], v. 1, n. 90, p. 175-180, 2018.

SILVA, R. R.; ROCHA-FILHO, R. C. Mol uma nova terminologia. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 1, p. 12-14, 2005.

TRINDADE, D. F. **Química básica experimental**. 5. ed. São Paulo: Ícone, 2013. 174 p.

PRÁTICA 3 – CHAMA E TÉCNICAS DE SEPARAÇÃO

Preparação para a prática:

- Anotar no seu caderno de laboratório um resumo da teoria que se baseia o modelo atômico de Rutherford-Böhr – será necessário para interpretar os resultados da prática (atividade 1).
- Qual a diferença entre mistura homogênea e heterogênea? Citar 3 exemplos de cada tipo de mistura (atividade 2).
- Equacionar a reação entre o carbonato de sódio e cloreto de cálcio.

Objetivos:

Aprender a técnica de manuseio do acessório de laboratório bico de Bunsen.

Correlacionar a prática de ensaio por via seca com a teoria atômica de Rutherford-Böhr.

Aprender e diferenciar as técnicas de separação de misturas.

1. INTRODUÇÃO

A escolha do método de separação depende de alguns fatores, como a natureza do analito (composto) que se deseja analisar, seu estado físico (sólido, líquido ou gasoso), se apresenta natureza iônica ou covalente e qual é a sua concentração no meio. Muitas vezes torna-se necessária a separação do analito do meio reacional. Assim, há um grande número de técnicas de separação disponível.

Sobre misturas heterogêneas, a separação por decantação envolve a separação de um constituinte sólido de um meio líquido pela ação da gravidade. As separações por filtração simples ou a vácuo são amplamente empregadas nos laboratórios.

A separação dos constituintes de uma mistura homogênea envolve técnicas que demandam maior energia, como a destilação, ou técnicas mais avançadas, como os métodos cromatográficos.

Quando determinados sais são levados à chama pode-se observar o aparecimento de cores similares às emitidas pelos fogos de artifício. A explicação desse fenômeno é dada pelo modelo atômico de Rutherford-Böhr. Determinados elementos químicos em contato com a chama (fonte de energia) têm seus elétrons levados do estado fundamental a um estado excitado de energia. Os elétrons, ao retornarem para níveis fundamentais de energia, emitem radiação na região do visível, como resultado da energia absorvida. Assim, diferentes cores podem ser observadas dependendo da natureza dos elementos químicos presentes nos fogos de artifício.

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais

Materiais / Vidrarias (quantidades)	Amostras / Reagentes
Balança analítica (1) Pesa filtro ou vidro de relógio (1) Pissete com água destilada (1) Bico de bunsen (1) Papel de filtro quantitativo (1) Béquer 100 mL (3) Proveta 25 mL (2) Funil (1) Sistema de filtração a vácuo (funil de buchner, kitassato e bomba a vácuo) (1) Chapa de aquecimento (1) Termômetro (1) Estufa de secagem a 130 °C (1)	Sais inorgânicos Na_2CO_3 0,50 mol L ⁻¹ CaCl_2 0,50 mol L ⁻¹

2.2 Metodologia

2.2.1 Experimento com chama (via seca)

Leve à chama, com auxílio de uma espátula metálica, uma pequena porção de sais. Observe a coloração e anote na tabela 2 (atividade 1).

2.2.2 Métodos de separação

1. Em uma proveta, meça 20 mL da solução de Na_2CO_3 0,50 mol L^{-1} . Em uma outra proveta, meça 20 mL da solução de solução de CaCl_2 0,50 mol L^{-1} . Em um béquer, misture as soluções. Leve o béquer a uma chapa de aquecimento por 5 min a uma temperatura de 70 °C, desligue e filtre em seguida. Separe o sólido do líquido por decantação, deixando em repouso por mais ou menos 60 minutos.
2. Em uma proveta, meça, 20 mL da solução de Na_2CO_3 0,50 mol L^{-1} . Em uma outra proveta, meça 20 mL da solução de CaCl_2 0,50 mol L^{-1} . Em um béquer, misture as soluções. Leve o béquer a uma chapa de aquecimento por 5 min a uma temperatura de 70 °C, desligue e filtre em seguida. Monte o aparato para a filtração simples, utilizando um papel de filtro. Umedeça o papel com água destilada e inicie a filtração. Lave o filtrado (resíduo que ficar no béquer) com água destilada a 70 °C para manter a temperatura.
3. Pese o papel de filtro em balança analítica e anote o peso. Em uma proveta, meça 20 mL da solução de Na_2CO_3 0,50 mol L^{-1} . Em outra proveta, meça 20 mL da solução de solução de CaCl_2 0,50 mol L^{-1} . Em um béquer, misture as soluções. Leve o béquer a uma chapa de aquecimento por 5 min a uma temperatura de 70 °C, desligue e filtre em seguida. Utilize o sistema de filtração a vácuo (pressão reduzida) e, antes de iniciar a filtração, umedeça o papel de filtro (previamente pesado) no funil de buchner. O resíduo que ficar no béquer deve ser lavado com água a uma temperatura de 70 °C. Coloque o papel de filtro para secar em um vidro de relógio devidamente rotulado por grupo e leve para secagem em estufa a 130 °C por 24h.

Para a disposição correta dos resíduos, recolha os precipitados formados, junto com o papel de filtro, para o frasco de resíduos sólidos.

3. ATIVIDADES

1. Preencha a tabela 2 com os dados dos sais e a cor observada.

Tabela 2 – Atividade experimental de teste de chama com diferentes sais

Nome do sal	Fórmula química	Cor observada

2. Explique o que foi observado, baseando-se no modelo atômico de Bohr.
3. Em relação aos métodos de separação:
 - a. Equacione a reação entre cloreto de cálcio e carbonato de sódio e descreva detalhadamente suas observações. Escreva as equações molecular, iônica e iônica líquida.
 - b. Calcule o rendimento teórico esperado de formação do precipitado.
 - c. Calcule o rendimento obtido experimentalmente.
 - d. Discuta as possíveis fontes de erro, responsáveis pelas diferenças de rendimento.
 - e. Compare os três processos anteriores de separação: decantação, filtração simples e filtração à pressão reduzida quanto aos aspectos de velocidade de separação, aspecto da fase sólida obtida (mais úmido ou mais seco), aspecto da fase líquida obtida (límpida ou turva).
4. Descreva o procedimento de disposição de todos os resíduos gerados na aula prática.

4. REFERÊNCIAS

CHRISPINO, A. **Manual de química experimental**. Campinas: Átomo, 2010. 253 p.

GRACETTO, A. C.; HIOKA, N.; SANTIN FILHO, O. Combustão, chamas e teste de chama para cátions. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 23, p. 13-15, 2006.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A. V.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

SILVA, R. R.; ROCHA-FILHO, R. C. Mol uma nova terminologia. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 1, p. 12-14, 2005.

TRINDADE, D. F. **Química básica experimental**. 5. ed. São Paulo: Ícone, 2013. 174 p.

PRÁTICA 4 – REAÇÕES IÔNICAS E MOLECULARES

Preparação para a prática:

- Ler atentamente o roteiro e montar um esquema ilustrativo da prática.
- Verificar e pesquisar termos ou conceitos desconhecidos.
- Trazer para a aula prática: tabela periódica, tabela de nomenclatura dos ânions e cátions, tabela de solubilidade de sais em água.
- Pesquisar e escrever as reações químicas previstas nas atividades da prática. Anotar individualmente no caderno de laboratório.

Objetivo:

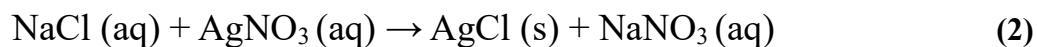
Estudar as reações químicas no laboratório.

1. INTRODUÇÃO

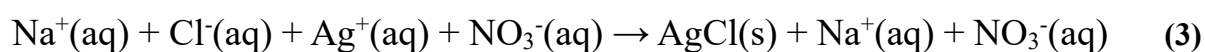
A análise qualitativa utiliza dois tipos de ensaios: reações por via seca e reações por via úmida. As primeiras são aplicáveis a substâncias sólidas e, as últimas, a substâncias em solução. Os ensaios por via seca podem ser conduzidos sem dissolver a amostra, por exemplo, o teste da chama utilizando bico de bunsen, ou ainda métodos instrumentais avançados.

Os ensaios por via úmida são feitos com a amostra e os reagentes em solução. Nesses ensaios, percebe-se a ocorrência de reação pela formação de precipitado, por despreendimento de gás, ou mudança de cor, ou ainda por mudança nas propriedades físico-químicas, tais como variações no pH, condutividade e potencial redox.

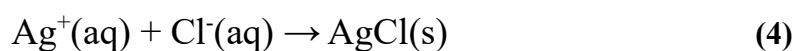
A equação química que descreve uma transformação durante uma reação é chamada de equação molecular. Por exemplo:



Uma representação mais detalhada da reação é dada pela equação iônica. Assim:



Nesta equação, todas as substâncias iônicas são solúveis e encontram-se dissociadas na solução. A fórmula do cloreto de prata (AgCl) é escrita na forma molecular porque os seus íons não estão separados. Como nas reações analíticas por via úmida não detectamos o sal, mas sim o(s) íon(s) desse sal, representam-se estas de uma forma simplificada denominada equação iônica representativa ou líquida, isto é, à equação que resume as mudanças que ocorrem:



2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais e reagentes

Materiais / Vidrarias (quantidades)	Reagentes
Estante para tubos de ensaio (1) Pissete com água destilada Tubo de ensaio (8)	NaCl 0,10 mol L ⁻¹ AgNO ₃ 0,10 mol L ⁻¹ KSCN 0,10 mol L ⁻¹ CuSO ₄ 0,10 mol L ⁻¹ Na ₂ CO ₃ (saturada) HCl 6,0 mol L ⁻¹ NaOH 0,10 mol L ⁻¹ NH ₄ OH 0,10 mol L ⁻¹ Fe(NO ₃) ₃ 0,10 mol L ⁻¹ Pb(NO ₃) ₂ 0,10 mol L ⁻¹ K ₂ CrO ₄ 0,10 mol L ⁻¹ FeCl ₃ 0,10 mol L ⁻¹ NH ₄ SCN 0,10 mol L ⁻¹ Papel-alumínio picado

2.2 Metodologia

○ Tubo 1

Em um tubo de ensaio, adicione 10 gotas de solução de cloreto de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Em seguida, adicione 10 gotas de nitrato de prata $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Observe a reação. Escreva a equação química. Guarde este tubo e examine-o após 30 minutos.

TUBO	REAGENTES	OBSERVAÇÕES
1	REAÇÕES	Molecular:
		Iônica:
		Iônica líquida:

○ Tubo 2

Em um tubo de ensaio, adicione 5 gotas de solução de sulfato de cobre $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Em seguida, adicione 10 gotas de hidróxido de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Observe a reação química. Escreva a equação química e a característica do precipitado formado.

TUBO	REAGENTES	OBSERVAÇÕES
2	REAÇÕES	Molecular:
		Iônica:
		Iônica líquida:

○ **Tubo 3**

Em um tubo de ensaio, adicione 10 gotas de solução saturada de carbonato de sódio. Em seguida, adicione lentamente pelas paredes do tubo de ensaio 10 gotas de solução de ácido clorídrico $6,0 \text{ mol L}^{-1}$. Observe a reação química. Escreva a equação química e anote as suas observações.

TUBO	REAGENTES	OBSERVAÇÕES
3	REAÇÕES	Molecular:
		Iônica:
		Iônica líquida:

○ **Tubo 4**

Em um tubo de ensaio, adicione 10 gotas de solução de nitrato férrico $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Em seguida, adicione 5 gotas de solução de tiocianato de potássio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Observe a reação química. Escreva a equação e a característica do produto formado.

TUBO	REAGENTES	OBSERVAÇÕES
4	REAÇÕES	Molecular:
		Iônica:
		Iônica líquida:

○ **Tubo 5**

Em um tubo de ensaio, adicione um pedaço de papel-alumínio (aproximadamente 1,0 x 0,5 cm). Em seguida, adicione lentamente pelas paredes do tubo de ensaio gotas de solução de ácido clorídrico 6,0 mol L⁻¹ (o suficiente para deixar o papel-alumínio submerso). Observe a reação química. Escreva a equação química e anote as suas observações.

TUBO	REAGENTES	OBSERVAÇÕES
5	REAÇÕES	Molecular:
		Iônica:
		Iônica líquida:

○ **Tubo 6**

Em um tubo de ensaio, adicione 20 gotas de solução de nitrato de chumbo 0,10 mol L⁻¹ e 20 gotas de solução de cromato de potássio 0,10 mol L⁻¹. Agite e observe.

TUBO	REAGENTES	OBSERVAÇÕES
6	REAÇÕES	Molecular:
		Iônica:
		Iônica líquida:

○ **Tubo 7**

Em um tubo de ensaio, adicione 20 gotas de solução de sulfato de cobre $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ e 20 gotas de solução de hidróxido de amônio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Agite e observe.

TUBO	REAGENTES	OBSERVAÇÕES
7	REAÇÕES	Molecular:
		Iônica:
		Iônica líquida:

○ **Tubo 8**

Em um tubo de ensaio, adicione 5 gotas de solução $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de cloreto férrico e 30 gotas de solução $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de tiocianato de amônio. Agite e observe.

TUBO	REAGENTES	OBSERVAÇÕES
8	REAÇÕES	Molecular:
		Iônica:
		Iônica líquida:

3. ATIVIDADES

1. Preencha os quadros com os nomes de reagentes utilizados em cada reação, as equações correspondentes e as observações empíricas (liberação de cor, formação de precipitado, mudança de coloração etc.).
2. Quais as semelhanças observadas nos tubos 4 e 8 e nos tubos 2 e 7?

4. REFERÊNCIAS

CHRISPINO, A. **Manual de química experimental**. Campinas: Átomo, 2010. 253 p.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A. V.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

SILVA, R. R.; ROCHA-FILHO, R. C. Mol uma nova terminologia. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 1, p. 12-14, 2005.

TRINDADE, D. F. **Química básica experimental**. 5. ed. São Paulo: Ícone, 2013. 174 p.

PRÁTICA 5 – PREPARO DE SOLUÇÕES

Preparação para a prática:

- Ler atentamente o roteiro e montar um esquema ilustrativo da prática.
- Verificar e pesquisar termos ou conceitos desconhecidos.
- Pesquisar e apresentar um breve comentário sobre os cuidados e manuseio dos seguintes reagentes: ácido clorídrico e hidróxido de sódio P.A.
- Fazer os cálculos das atividades 1 a 6, individualmente, no caderno de laboratório.

Objetivo:

Aprender a preparar soluções no laboratório.

1. INTRODUÇÃO

Uma solução é composta por duas ou mais substâncias. A que está presente em maior quantidade é denominada solvente, enquanto a substância em menor quantidade é conhecida como soluto. Assim, a solução é uma mistura homogênea que pode estar presente no estado sólido, líquido ou gasoso. Em relação à solubilidade do soluto no solvente, as soluções podem ser classificadas em saturadas, insaturadas ou supersaturadas. O coeficiente de solubilidade estabelece a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvido na solução.

A concentração de uma solução expressa em mol L^{-1} representa a relação entre a quantidade de matéria (número de mols) e o volume (em litros). Outro modo usual de expressar a concentração é em g L^{-1} , ou seja, a relação entre a massa (em gramas) e o volume (em litros).

A concentração em porcentagem (%) pode relacionar:

- ✓ a quantidade em g do soluto em 100 g do solução e ser expressa em % m/m (porcentagem massa/massa);
- ✓ a quantidade em g do soluto em 100 mL da solução e ser expressa em % m/v (porcentagem massa/volume);
- ✓ o volume em mL do soluto em 100 mL da solução e ser expressa em % v/v (porcentagem volume/volume).

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais e reagentes

Materiais / Vidrarias (quantidades)	Reagentes
Béquer 100 mL (3)	HCl PA 36,5% m/m
Pissete com água destilada	NaOH PA 95% m/m
Balão volumétrico 50 mL (1)	Álcool etílico comercial (95% v/v)
Balão volumétrico 100 mL (2)	
Balão volumétrico 250 mL (1)	
Espátula (1)	
Pipeta graduada 5 mL (2)	
Pipeta volumétrica 100 mL (2)	
Vidro de relógio ou pesa filtro (1)	

2.2 Metodologia

2.2.1 Preparo de solução de HCl 1,0 mol L⁻¹

Calcule o volume de ácido clorídrico concentrado (36,5% em massa e densidade 1,184 g mL⁻¹) necessário para preparar 50 mL de uma solução de HCl 1,0 mol L⁻¹.

Pipete o volume calculado e transfira, gota a gota, pelas paredes, para um béquer de 25 mL já contendo aproximadamente 10 mL de água destilada. Após esfriar, transfira para um balão volumétrico, tampe e homogeneíze a solução.

IMPORTANTE! Toda solução ácida ou básica deve ser preparada adicionando-se ácido ou base à água (e nunca o contrário), para evitar explosão devido ao alto calor de dissolução desses reagentes.

2.2.2 Preparo de solução de HCl 0,010 mol L⁻¹

A partir da solução preparada anteriormente, prepare, por diluição, 100 mL de solução 0,010 mol L⁻¹ de ácido clorídrico.

2.2.3 Preparo de solução de NaOH 0,010 mol L⁻¹

Prepare 250 mL de uma solução 0,010 mol L⁻¹ de NaOH a partir do reagente sólido P.A (95%). Calcule a massa necessária. Pese a massa calculada em um vidro de relógio utilizando uma balança analítica. Transfira a massa pesada para um béquer de 50 mL já contendo aproximadamente 20 mL de água destilada. Dissolva completamente com o auxílio de um bastão de vidro e, após esfriar, transfira para um balão volumétrico de 250 mL, com o auxílio de um funil de separação.

2.2.4 Preparo de solução de uma solução de etanol a 70% (v/v)

Prepare 100 mL de uma solução de álcool etílico comercial 70% (v/v) em água a partir de álcool etílico comercial (95% v/v). Para o preparo desta solução, meça o volume de etanol e água em provetas separadas e misture em uma terceira proveta. Qual o efeito observado? Repita o mesmo procedimento utilizando as mesmas medidas, porém adicionando água no lugar do etanol.

3. ATIVIDADES

1. Qual o volume de ácido clorídrico concentrado (36,5% em massa e densidade $1,184 \text{ g mL}^{-1}$) necessário para preparar 50 mL de uma solução de HCl $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ (item 2.2.1)?
2. Qual o volume da solução de HCl $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ necessário para preparar uma solução $0,010 \text{ mol L}^{-1}$ utilizando um balão de 100 mL (item 2.2.2)?
3. Qual a massa de NaOH (95% m/m) necessária para preparar uma solução de NaOH $0,010 \text{ mol L}^{-1}$ em um balão de 250 mL (item 2.2.3)?
4. O NaCl é empregado como padrão primário na volumetria de precipitação. Qual a massa necessária para preparar 50 mL de uma solução $0,10 \text{ mol L}^{-1}$?
5. Qual a massa necessária para preparar uma solução saturada de carbonato de cálcio em um volume de 100 mL? Esta solução tem caráter ácido, neutro ou básico? Mostre as reações.
6. Qual o volume de álcool etílico comercial (95% v/v) necessário para preparar 100 mL de uma solução etanólica 70% (v/v) (item 2.2.4)? Para o preparo desta solução, meça o volume de etanol e água em provetas separadas e misture em uma terceira proveta. Qual o efeito observado? Explique.

4. REFERÊNCIAS

CHRISPINO, A. **Manual de química experimental**. Campinas: Átomo, 2010. 253 p.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A. V.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

SILVA, R. R.; ROCHA-FILHO, R. C. Mol, uma nova terminologia. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 1, p. 12-14, 2005.

TRINDADE, D. F. **Química básica experimental**. 5. ed. São Paulo: Ícone, 2013. 174 p.

PRÁTICA 6 – PADRONIZAÇÃO DE SOLUÇÕES

Preparação para a prática:

- Ler atentamente o roteiro e montar um esquema ilustrativo da prática.
- Verificar e pesquisar termos ou conceitos desconhecidos.
- Fazer os cálculos das atividades 1 a 6, individualmente, no caderno de laboratório.

Objetivo:

Fazer a padronização de soluções ácidas e básicas.

1. INTRODUÇÃO

A análise volumétrica ou titulação refere-se aos procedimentos em que um volume de um reagente (titulante) é usado para reagir com um analito de interesse (titulado).

A volumetria de neutralização envolve a reação entre uma substância com característica ácida com uma outra com característica básica, cujo produto da reação é um sal e molécula(s) de água. A volumetria de neutralização pode ser utilizada com a finalidade de padronizar um ácido ou uma base, ou seja, conhecer a concentração exata dessa espécie. Quando uma solução é preparada no laboratório, a partir de um reagente que não é padrão primário, ou seja, não possui elevado grau de pureza, ela apresenta uma concentração aproximada. Assim, com a finalidade de se estabelecer a concentração exata de um ácido ou de uma base, pode-se realizar a técnica de padronização. Para isto, utiliza-se uma substância padrão ou padrão primário, que pode ser um composto sólido de alta pureza ou uma solução preparada a partir de uma substância padrão.

Um padrão primário é uma substância que atende ao maior número de requisitos descritos abaixo (HARRIS *et al.*, 2008):

- ✓ Apresentar pureza acima de 99,9%;
- ✓ Não deve sofrer decomposição quando estocado em condições normais;
- ✓ Não ser higroscópico;
- ✓ Apresentar elevada massa molecular;
- ✓ Deve ser estável quando aquecido em estufa (para eliminação de água);
- ✓ Dever ser relativamente barato e não apresentar toxicidade.

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais e reagentes

Materiais / Vidrarias	Reagentes
Béquer 100 mL (3)	Biftalato de potássio
Pisete com água destilada	($C_8H_5KO_4$, 204,22 g mol ⁻¹)
Balão volumétrico 100 mL (2)	NaOH 0,010 mol L ⁻¹
Pipeta volumétrica 10 mL (1)	HCl 0,010 mol L ⁻¹
Erlenmeyer 250 mL (3)	Indicador fenoftaleína
Bureta 50 mL (1)	
Suporte universal de ferro e garra para bureta	

2.2 Metodologia

2.2.1 Padronização do NaOH com padrão primário

1. Calcule a massa de biftalato de potássio necessária para titular uma alíquota de 10 mL de solução de NaOH a $0,010 \text{ mol L}^{-1}$. Pese a massa calculada em um pesa filtro e transfira quantitativamente para um erlenmeyer de 250 mL. Adicione aproximadamente 25 mL de água destilada e coloque três gotas de fenolftaleína. Agite levemente. **Atenção: adicione o indicador fenolftaleína no momento em que for iniciar a titulação.**
2. Lave a bureta 3 vezes com aproximadamente 5 mL da solução de NaOH a ser padronizada. Descarte esta solução. **Atenção: não misture a solução usada para ambientar a bureta com a solução que será usada na titulação.**
3. Preencha a bureta com a solução de NaOH, certificando-se que todas as bolhas foram removidas. Zere a bureta.
4. Coloque uma folha de papel branco embaixo do erlenmeyer e faça a titulação, adicionando a base gota a gota sempre agitando o erlenmeyer, até o aparecimento de uma coloração rosa permanente que seja fracamente perceptível.

5. Sempre que uma gota da solução proveniente da bureta cair nas paredes do erlenmeyer, interrompa a titulação e arraste a gota com água destilada, utilizando o frasco lavador, para que esta reaja com a solução contida no erlenmeyer. Registre o volume gasto de solução de NaOH. Repita a operação 3 vezes, sempre zerando a bureta antes de uma titulação.

6. Calcule a concentração, em mol L⁻¹, da solução de NaOH.

7. Preencha o quadro 8 com os resultados.

Quadro 8 – Resumo dos resultados da prática de padronização da solução de NaOH

	1	2	3
Massa biftalato de potássio (g)			
Número de mols de biftalato de potássio			
Volume de NaOH (mL)			
[NaOH] (mol L ⁻¹)			
Média [NaOH] (mol L⁻¹)			
Desvio padrão			
Coefficiente de variância (%)			

2.2.2 Padronização do HCl com a solução padrão de NaOH

1. Coloque, em um erlenmeyer de 250 mL, 10 mL da solução HCl 0,010 mol L⁻¹, aproximadamente 25 mL de água destilada e três gotas de fenolftaleína. Agite levemente. Com o auxílio de uma bureta, adicione, gota a gota, a solução de NaOH padronizada anteriormente, sempre agitando o erlenmeyer, até o aparecimento de uma coloração rosa permanente que seja fracamente perceptível. Sempre que uma gota da solução proveniente da bureta cair nas paredes do erlenmeyer, interrompa a titulação e arraste a gota com água destilada, utilizando o pisquete, para que esta reaja com a solução contida no erlenmeyer. Anote o volume de NaOH utilizado. Faça o experimento em triplicata. Zere a bureta antes de uma nova titulação.
2. Preencha o quadro 9 com os resultados.

Quadro 9 – Resumo dos resultados da prática de padronização da solução de HCl

	1	2	3
[NaOH] (mol L ⁻¹)*			
Volume de NaOH (mL)			
Número de mols de NaOH			
Número de mols de HCl			
Volume da solução de HCl (mL)			
[HCl] (mol L ⁻¹)			
Média [HCl] (mol L⁻¹)			
Desvio padrão			
Coefficiente de variância (%)			

* Utilize os valores da concentração de NaOH padronizada (quadro 8).

3. ATIVIDADES

1. Calcule a massa de biftalato de potássio necessária para titular uma alíquota de 10 mL de solução de NaOH $0,010 \text{ mol L}^{-1}$.
2. Quais os requisitos que tornam o biftalato de potássio um padrão primário?
3. O que ocorre quando a solução padronizada de NaOH entra em contato com a solução contida no erlenmeyer? Apresente a equação.
4. Qual o significado da mudança de coloração da solução contida no erlenmeyer ao final da titulação?
5. As soluções de ácido preparadas na prática anterior poderiam ser consideradas soluções padrão? Por quê?
6. Qual o volume de NaOH $0,010 \text{ mol L}^{-1}$ estimado para reagir com 10 mL de uma solução de HCl $0,010 \text{ mol L}^{-1}$?

4. REFERÊNCIAS

CHRISPINO, A. **Manual de química experimental**. Campinas: Átomo, 2010, 253 p.

HARRIS, D. C. **Análise química quantitativa**. 7. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2008. 868 p.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A. V.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

SILVA, R. R.; ROCHA-FILHO, R. C. Mol uma nova terminologia. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 1, p. 12-14, 2005.

TRINDADE, D. F. **Química básica experimental**. 5. ed. São Paulo: Ícone, 2013. 174 p.

PRÁTICA 7 – DETERMINAÇÃO DO PH

Preparação para a prática:

- Leia atentamente o roteiro e monte um esquema ilustrativo da prática;
- Verifique e pesquise termos ou conceitos desconhecidos;
- Pesquise a estrutura dos indicadores: fenolftaleína, alaranjado de metila e vermelho de metila e mostre as estruturas em meio ácido e em meio básico. Anote individualmente no caderno de laboratório;
- Pesquise três aplicações de medidas de pH na área de atuação do curso.

Objetivo:

Determinar o pH de soluções utilizando indicadores e o pHmetro.

1. INTRODUÇÃO

As determinações de pH fornecem informações sobre as concentrações de íons hidrônio (H_3O^+ ou H^+) e hidroxila (OH^-) presentes no meio. As substâncias ácidas que podem ser encontradas incluem sucos cítricos, vinagres, refrigerantes carbonatados e produtos para limpeza. Substâncias de caráter básico incluem o bicarbonato de sódio, detergentes, amônia, alvejantes clorados e tabletes antiácidos para o estômago.

Os estudos sobre nossos próprios fluidos corporais também mostram que alguns são ácidos, enquanto outros são praticamente neutros ou ligeiramente básicos. O conteúdo do estômago pode ser muito ácido – as células que revestem as paredes do estômago secretam ácido clorídrico. A urina humana pode ser ligeiramente ácida ou básica, dependendo do que foi ingerido ou do estado de saúde da pessoa. O sangue humano, as lágrimas e a saliva quase sempre são ligeiramente básicos.

As concentrações de íons H^+ e OH^- são expressas em $mol\ L^{-1}$. O pH (potencial hidrogeniônico) é uma função logarítmica da concentração de íons H^+ , relacionados pela equação 5.

$$pH = - \log [H^+] \quad (5)$$

O pHmetro é um aparelho sensor de íon, o qual consiste em uma célula eletroquímica para medir a atividade de íons H^+ que fornece uma voltagem de saída que depende do logaritmo da concentração de íons hidrogênio.

Os indicadores ácido-base são substâncias que apresentam colorações diferentes em função do pH. O quadro 10 apresenta as diferentes cores assumidas pelas substâncias em diferentes intervalos de viragem, podendo sofrer alterações.

Quadro 10 – Indicadores ácido-base

Indicador	Intervalo de pH de viragem	Mudança de cor
Azul de timol	1,2 a 2,8	Vermelho para amarelo
Alaranjado de metila	3,1 a 4,4	Vermelho para alaranjado
Azul de bromofenol	3,0 a 4,6	Amarelo para violeta
Verde de bromocresol	4,0 a 5,6	Amarelo para azul
Vermelho de metila	4,4 a 6,2	Vermelho para amarelo
Azul de bromotimol	6,2 a 7,6	Amarelo para azul
Azul de timol	8,0 a 9,6	Amarelo para azul
Fenolftaleína	8,0 a 10,0	Incolor para vermelho
Timolftaleína	9,4 a 10,6	Incolor para azul
Amarelo de alizarina	10,1 a 12,0	Amarelo para vermelho

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais e reagentes

Materiais	Indicadores ácido-base	Reagentes
pHmetro (1)	timolftaleína	Ácido clorídrico 0,10 mol L ⁻¹
Fita de pH	verde de bromocresol	Ácido acético 0,10 mol L ⁻¹
Tubo de ensaio (28)	alaranjado de metila	Acetato de sódio 0,10 mol L ⁻¹
Béquer 100 mL (6)	vermelho de metila	Hidróxido de amônio 0,10 mol L ⁻¹
	amarelo de alizarina	Cloreto de amônio 0,10 mol L ⁻¹
	azul de bromotimol	Hidróxido de sódio 0,10 mol L ⁻¹
	azul de bromofenol	
	fenolftaleína	
	azul de timol	

2.2 Metodologia

2.2.1 Determinação do pH

1. Em 4 tubos de ensaio, adicione 2 mL de solução de ácido acético 0,10 mol L⁻¹. Adicione a cada tubo algumas gotas dos indicadores: azul de timol, alaranjado de metila, azul de bromofenol e verde de bromocresol, respectivamente. Anote as cores observadas e determine a faixa de pH provável da solução de ácido acético.
2. Repita o processo do item 1 usando a solução de ácido clorídrico 0,10 mol L⁻¹ e os mesmos indicadores.

3. Repita o procedimento do item 1 usando e os indicadores azul de timol, fenolftaleína e amarelo de alizarina.
4. Repita o procedimento do item 1 usando 2 mL de solução de hidróxido de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ e os indicadores do item 3.
5. Repita o procedimento do item 1 usando 2 mL de solução de acetato de sódio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ e os indicadores azul de bromotimol, azul de timol, fenolftaleína e timolftaleína.
6. Repita o procedimento do item 1 usando 2 mL de solução de cloreto de amônio $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ e os indicadores azul de bromofenol, verde de bromocresol, vermelho de metila e azul de bromotimol.
7. Estime a medida de pH das soluções avaliadas utilizando a fita medidora de pH.
8. Usando o potenciômetro, meça o pH exato das soluções utilizadas nos itens anteriores. Anote os valores obtidos.

3. ATIVIDADES

Preencha o quadro 11 com os resultados da prática e responder as questões a seguir:

Quadro 11 – Resultados de medidas de pH em diferentes soluções

Solução	pH estimado com indicador ácido-base	pH estimado com fita de pH	pH medido em pHmetro
CH ₃ COOH 0,10 mol L ⁻¹			
HCl 0,10 mol L ⁻¹			
NaOH 0,10 mol L ⁻¹			
NH ₄ OH 0,1 mol L ⁻¹			
CH ₃ COONa 0,10 mol L ⁻¹			
NH ₄ Cl 0,10 mol L ⁻¹			
NaCl 0,10 mol L ⁻¹			

1. Qual a vantagem de se usar o potenciômetro nas medidas de pH?
2. Por que são observados valores diferentes de pH para as soluções de ácido acético e ácido clorídrico a 0,10 mol L⁻¹ e entre hidróxido de amônio e hidróxido de sódio 0,10 mol L⁻¹?
3. Em quais situações não podemos utilizar indicadores?
4. Todas as soluções salinas apresentam pH igual a 7? Explique, baseando-se nas reações químicas.

4. REFERÊNCIAS

CHRISPINO, A. **Manual de química experimental**. Campinas: Átomo, 2010, 253 p.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A. V.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

SILVA, R. R.; ROCHA-FILHO, R. C. Mol, uma nova terminologia. **Química Nova na Escola**, São Paulo, n. 1, p. 12-14, 2005.

TRINDADE, D. F. **Química básica experimental**. 5. ed. São Paulo: Ícone, 2013. 174 p.

PRÁTICA 8 – QUANTIFICAÇÃO DE FERRO EM LÂMINA DE BARBEAR

Preparação para a prática:

- Ler atentamente o roteiro e montar um esquema ilustrativo da prática.
- Verificar e pesquisar termos ou conceitos desconhecidos.
- Escrever a equação iônica balanceada para a reação entre os íons Fe^{2+} e o agente oxidante MnO_4^- em meio ácido.
- Pesquisar a periculosidade dos reagentes envolvidos na prática.

Objetivo:

Determinar a porcentagem de ferro existente em lâminas de barbear.

1. INTRODUÇÃO

Os compostos de ferro, muito abundantes na natureza, são integrantes da composição química do solo, das rochas e da matéria vegetal. Em condições redutoras, o ferro existe no estado Fe^{2+} (ferroso) (INSTITUTO..., 2008). Em águas expostas ao ar ou em condições oxidantes, os íons ferrosos são oxidados a íons férrico (Fe^{3+}), o qual se hidrolisa formando hidróxido de ferro III insolúvel, dependendo dos valores do pH do meio. O ferro ocorre em solução aquosa. Em estado coloidal, pode ser peptizado por matéria orgânica, em complexos inorgânicos ou orgânicos ou em partículas em suspensão (LUTZ, 2008).

Nesta prática será determinado o teor de íons Fe^{2+} em uma amostra sólida. Torna-se necessário o preparo da amostra, caracterizado pela dissolução em meio ácido. A metodologia baseia-se em volumetria de oxirredução empregando como titulante uma solução de permanganato de potássio, técnica também conhecida como permanganometria.

O método baseia-se na oxidação de íons Fe^{2+} para Fe^{3+} em condições ácidas e na presença do agente oxidante KMnO_4 , substância que sofrerá redução durante a reação de oxirredução (equação 6). Caso existam substâncias interferentes no meio, estas necessitam ser removidas, pois podem gerar um falso resultado positivo:



As lâminas de barbear são materiais em desuso, visto que foram substituídas por aparelhos de barbear descartáveis, mas ainda podem ser encontradas no mercado..

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais e reagentes

Materiais / Vidrarias (quantidade)	Amostras / Reagentes
Béquer 50 mL (1)	Ácido sulfúrico 3,0 mol L ⁻¹
Erlenmeyer 125 mL (1)	KMnO_4 0,010 mol L ⁻¹ (padronizada)
Proveta 25 mL (1)	
Bureta 25 mL (1)	
Pipeta volumétrica 10 mL (1)	
Balão volumétrico 50 mL (1)	
Funil (1)	
Vidro de relógio pequeno (1)	
Suporte para filtração (1)	
Papel de filtro (1)	
Lâmina de barbear (1)	
Balança analítica (1)	
Chapa de aquecimento (1)	

2.2 Metodologia

1. Pese a quarta parte de uma lâmina de barbear seca e limpa em uma balança analítica. Cuidado com o manuseio da lâmina, pois trata-se de um material cortante.
2. Em um béquer de 50 mL, adicione aproximadamente 10 mL de ácido sulfúrico 3 mol L^{-1} .
3. Coloque sobre o béquer um vidro de relógio pequeno e aqueça brandamente dentro de uma capela, em chapa de aquecimento, até dissolver completamente a lâmina. Cesse o aquecimento caso a reação torne-se vigorosa.
4. Filtre a solução com papel de filtro após o resfriamento, para retirar o material em suspensão. Colete o filtrado em um balão volumétrico de 50 mL. Lave o vidro de relógio, coletando a fração para dentro do balão volumétrico.
5. Lave o béquer, o funil e o papel de filtro com água destilada em pequenas porções. Cuidado para não exceder o volume de 50 mL do balão.
6. Complete o volume do balão com água destilada e homogeneíze.
7. Com o auxílio de uma pipeta volumétrica, transfira 10 mL da solução citada anteriormente para um erlenmeyer de 125 mL e adicione 30 mL de água destilada.

8. Faça a titulação da amostra com uma solução padronizada de KMnO_4 $0,010 \text{ mol L}^{-1}$ até o aparecimento de uma cor rosa permanente. Faça o procedimento em triplicata. Anote os resultados no quadro 12.

Quadro 12 – Resumo dos resultados da prática de determinação de Fe em lâmina de barbear

	1	2	3
Massa da amostra (lâmina) (g)			
[KMnO₄] (mol L⁻¹)			
Volume das alíquotas contendo Fe ²⁺ (mL)			
Número de mols de MnO ₄ ⁻			
Número de mols de Fe ²⁺			
Massa de ferro presente na amostra (g) (10 mL)			
Massa de ferro presente na amostra (g) (50 mL)			
% de ferro na lâmina			
Média (% Fe na lâmina)			
Desvio padrão			
Coefficiente de variância (%)			
Valor fornecido pelo fabricante (%)			
Erro relativo (%)			

3. ATIVIDADES

1. Escreva a equação iônica balanceada para a reação entre os íons Fe^{2+} e o agente oxidante MnO_4^- (em meio ácido).
2. Por que as titulações usando o agente oxidante KMnO_4 , em meio ácido dispensam o uso do indicador?
3. O ácido nítrico é um agente oxidante muito forte. Qual o inconveniente de usar o ácido nítrico como agente titulante?
4. Preencha o quadro 12 com os resultados da prática.

4. REFERÊNCIAS

ARAÚJO, M. B. C.; AMARAL, S. T. **Química geral experimental**. Porto Alegre: UFRGS, 2012.

INSTITUTO ADOLFO LUTZ (São Paulo). **Métodos físico-químicos para análise de alimentos**. São Paulo: Instituto Adolfo Lutz, 2008. p. 1020.

PRÁTICA 9 – ESTUDO DOS FATORES QUE INFLUENCIAM O EQUILÍBRIO QUÍMICO

Preparação para a prática:

- Ler atentamente o roteiro e montar um esquema ilustrativo da prática.
- Verificar e pesquisar termos ou conceitos desconhecidos.
- Pesquisar a periculosidade dos reagentes envolvidos na prática.
- Preencher os dados de $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ e $[\text{HCl}]$ antes da aula prática, no caderno de laboratório.

Objetivos:

Estudar o efeito da temperatura, concentração e catalisador no equilíbrio químico.

Aprofundar os conhecimentos do princípio de Le Chatelier.

1. INTRODUÇÃO

As reações em equilíbrio químico possuem natureza reversível, que pode ser alterada ao variar a concentração dos reagentes ou produtos e a temperatura do meio. Em relação aos gases, as alterações na pressão são mais expressivas. A presença de catalisadores afeta a velocidade em que a reação atinge o equilíbrio, porém não altera a composição deste equilíbrio.

Nesta prática, será estudada a reação prevista na equação 7.

O cloreto de cobalto (CoCl_2) é usado para indicar a presença de água, podendo ser adicionado em agente dessecante do tipo sílica-gel. O cloreto de cobalto hidratado ($\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$) apresenta coloração rosa e é constituído por íons cobalto hexa-hidratado ($[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$). Sob aquecimento, esta espécie octaédrica é desidratada deslocando o equilíbrio para formação do composto $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, o qual possui coloração azul (equação 7) (LEE, 1999).

2.2 Metodologia

2.2.1 Preparo de soluções

1. Adicione 2,5 mL de nitrato de cobalto $0,20 \text{ mol L}^{-1}$ em 6 tubos de ensaio. Nestes tubos, adicione volumes de HCl 12 mol L^{-1} e água destilada conforme indicado no quadro 13. Anote as cores e calcule a concentração inicial das espécies de Co^{2+} e HCl.

Quadro 13 – Resumo dos resultados de preparo de soluções de cobalto

Tubo	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ (mL)	HCl 12 mol L^{-1} (mL)	H_2O (mL)	Total (mL)	Cor	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (mol L^{-1}) ¹	[HCl] (mol L^{-1}) ¹
1	2,5	0,0	5,0	7,5			
2	2,5	2,0	3,0	7,5			
3	2,5	3,0	2,0	7,5			
4	2,5	3,5	1,5	7,5			
5	2,5	4,0	1,0	7,5			
6	2,5	5,0	0,0	7,5			

¹Concentração inicial das soluções.

2.2.2 Influência da temperatura

1. Selecione o tubo que apresenta a cor intermediária e o divida em três porções iguais. Aqueça a primeira porção em um béquer com água da torneira e coloque a segunda em um béquer contendo gelo, mantendo a terceira porção como padrão de comparação.
2. Compare as cores das soluções aquecidas e resfriadas à do padrão e interprete os resultados em termos de deslocamento de equilíbrio.
3. Registre no quadro 14 as cores adquiridas pelas soluções em cada tubo após aquecimento e resfriamento, justificando em termos de deslocamento de equilíbrio.

Quadro 14 – Resumo dos resultados da influência da temperatura no deslocamento do equilíbrio químico

Tubo	Cor final	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	Cl^-	$[\text{Co}(\text{Cl})_4]^{2-}$
Padrão		-	-	-
Aquecido				
Resfriado				

Indique com setas o aumento (↑) ou a diminuição (↓) da concentração das espécies após o distúrbio do equilíbrio.

2.2.3 Influência da adição de íons em comum

1. Misture as três porções e separe a solução (agora na temperatura ambiente novamente) em quatro novas porções.
2. Adicione alguns cristais de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ na primeira porção, agitando até dissolver.
3. Repita este procedimento adicionando cristais de NaCl na segunda porção.
4. Adicione gotas da solução de NaCl na terceira porção, mantendo a quarta porção como padrão de comparação.
5. Após a dissolução completa, compare com a solução padrão e complete o quadro 15, indicando a cor final das soluções. Considerando a equação 8, indique na tabela em qual sentido o equilíbrio químico é deslocado (reagentes ou produtos).
6. Dobre o volume do tubo 1 e do tubo 6 do início da experiência com água destilada e observe a mudança na coloração.

Quadro 15 – Resumo dos resultados da influência da concentração de produtos ou reagentes no deslocamento do equilíbrio químico

Tubo	Cor final	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	NaCl	AgNO_3	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Padrão		-	-	-	-
Porção 1			-	-	-
Porção 2		-		-	-
Porção 3		-	-		-

3. ATIVIDADES

1. Escreva a expressão da constante de equilíbrio (K_{eq}) para a reação em estudo, considerando a equação 8.
2. Calcule as concentrações de Co^{2+} e HCl no quadro 13. Indique os resultados diretamente no quadro 13.
3. Considerando o efeito da temperatura sobre o equilíbrio químico (item 2.2.2), a reação descrita pela equação 8 é endotérmica ou exotérmica? Escreva a reação indicando se a reação possui um $\Delta H > 0$ ou $\Delta H < 0$. Explique como você chegou a essa conclusão.
4. Em relação aos efeitos da adição dos reagentes do quadro 15 (item 2.2.3), explique detalhadamente o deslocamento de equilíbrio para cada uma das substâncias adicionadas:
 - a. Co^{2+}
 - b. NaCl
 - c. $AgNO_3$
 - d. H_2O
5. Qual a diferença entre a adição de água no tubo 1 e no tubo 6?
6. Como foi feito o tratamento de resíduos desta aula prática?

4. REFERÊNCIAS

ARAÚJO, M. B. C.; AMARAL, S. T. **Química geral experimental**. Porto Alegre: UFRGS, 2012.

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de química**. Bookman, 2005.

LEE, J. **Química inorgânica não tão concisa**. Edgar Blucher, 1999.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A. V.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

TRINDADE, D. F. **Química básica experimental**. 5. ed. São Paulo: Ícone, 2013. 174 p.

PRÁTICA 10 – TERMOQUÍMICA: ESTUDO DO CALOR DE REAÇÃO

Preparação para a prática:

- Ler atentamente o roteiro e montar um esquema ilustrativo da prática.
- Verificar e pesquisar termos ou conceitos desconhecidos.
- Pesquisar a periculosidade dos reagentes envolvidos na prática.

Objetivos:

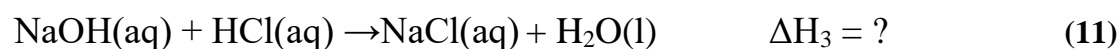
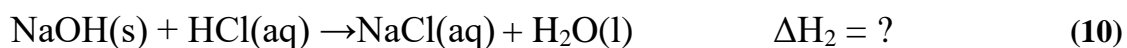
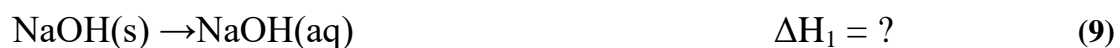
Estudar o significado de calor de reação ou entalpia.

Determinar experimentalmente o calor integral da solução, o calor de diluição e de neutralização de ácidos e bases fortes.

1. INTRODUÇÃO

A termodinâmica é a área da química relacionada ao estudo da energia de um modo mais amplo – suas formas, transformações e eficiência. A termoquímica é a parte da termodinâmica que estuda o calor absorvido ou liberado em uma reação química.

Nesta prática, tem-se como objetivo o estudo dos calores envolvidos na dissolução do hidróxido de sódio (NaOH), (equação 9) e do calor de neutralização (equações 10 e 11).



O calor da reação pode ser experimentalmente estimado como uma variação da temperatura que ocorre durante a reação, sendo calculado pelas equações 12 e 13.

$$q_p = m c \Delta T \quad (12)$$

onde:

q_p : quantidade de calor em J ou cal;

m : massa em gramas;

c : calor específico em $J g^{-1} K^{-1}$ ou $cal g^{-1} ^\circ C^{-1}$;

ΔT : variação da temperatura em $^\circ C$ ou K.

$$q_p = C_{cal} \Delta T \quad (13)$$

onde:

C_{cal} : capacidade calorífica do calorímetro em $J K^{-1}$ ou $cal ^\circ C^{-1}$;

Nesta aula prática, o experimento de estimativa do calor liberado nas reações de dissolução do NaOH podem ser feito em um erlenmeyer ou em um calorímetro calibrado. Deve-se monitorar a variação de temperatura de processos químicos em fase aquosa. Para o cálculo do calor liberado, utiliza-se a equação 3 ou a equação 4, considerando que:

- i. o calor liberado na reação pode ser medido pelo calorímetro ou pelo sistema composto por solução (q_1) e pelo vidro (erlenmeyer) (q_2);
- ii. O calor liberado no processo (q_t) é igual à soma dos calores absorvidos (q_1+q_2) no calorímetro, o qual deve ser dividido pelo número de mols do reagente (n), de acordo com a equação 14 sendo q_t expresso em J mol^{-1} ou cal mol^{-1} .

$$q_t = (q_1+q_2)/n \quad (14)$$

- iii. Considera-se a capacidade calorífica da solução (c) igual à da água, que é de $4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$ ou $1,0 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$;
- iv. Considera-se a capacidade calorífica do vidro igual a $0,836 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$ ou $0,2 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$.

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais e reagentes

Materiais	Reagentes
Erlenmeyer 125 mL	NaOH(s)
Proveta 50 mL	Solução de HCl 0,10 mol L ⁻¹
Termômetro (1)	
Vidro de relógio ou pesa filtro (1)	
Balança analítica (1)	

2.2 Metodologia

2.2.1 Determinação do calor de dissolução de NaOH em água

1. Pese o erlenmeyer de 125 mL. Anote o valor no quadro 16.
2. Adicione ao erlenmeyer 50 mL de água destilada com o auxílio de uma proveta. Determine a temperatura. Anote a temperatura no quadro 16 (T1).
3. Utilizando um vidro de relógio ou um pesa filtro, pese 2,0 g de NaOH.
4. No erlenmeyer, dissolva o NaOH em 50 mL de água destilada, agitando com o auxílio do próprio termômetro. Anote a temperatura no quadro 16 (T2). Monitore a temperatura máxima.
5. Adicione a solução em um béquer e rotular. Esta solução será utilizada no item 2.2.3.

2.2.2 Determinação do calor de reação do HCl em solução com NaOH(s)

1. Lave e seque o erlenmeyer utilizado no item 2.2.1.
2. Adicione 50 mL da solução de HCl 0,10 mol L⁻¹. Determine a temperatura no equilíbrio. Anote a temperatura no quadro 16 (T1).
3. Utilizando um vidro de relógio ou um pesa filtro, pese 2,0 g de NaOH.
4. Dissolva o NaOH no erlenmeyer contendo os 50 mL da solução de HCl 0,10 mol L⁻¹.
5. Agite cuidadosamente com o auxílio do próprio termômetro. Anote a temperatura no quadro 16 (T2). Monitore a temperatura máxima.

2.2.3 Determinação do calor de reação do HCl em solução com NaOH em solução

1. Coloque no erlenmeyer previamente pesado 50 mL da solução de NaOH, preparada no item 2.2.1. Determine a temperatura no equilíbrio. Anote a temperatura no quadro 16 (T1).
2. Junte 50 mL de HCl ao erlenmeyer. Agite cuidadosamente com o termômetro e anote a temperatura máxima no quadro 16 (T2).

3. ATIVIDADES

1. Preencha o quadro 16 com os resultados da prática.

Quadro 16 – Resumo dos resultados e cálculos da prática de termoquímica

Aquisição de dados			
	Item 2.2.1	Item 2.2.2	Item 2.2.3
Massa do erlenmeyer (g)			
Temperatura inicial (°C) T1			
Temperatura em equilíbrio (°C) T2			
Variação da temperatura (°C) (T2-T1)			
Massa de NaOH (g)			
Pureza NaOH (%)			
Massa de NaOH corrigida (g)			
Massa da solução (g) ¹			
Cálculos			
Calor absorvido pela solução (KJ) q ₁			
Calor absorvido pelo vidro (KJ) q ₂			
Calor total absorvido (KJ) (q ₁ + q ₂)			
Número de mols NaOH			
Calor total absorvido (KJ mol ⁻¹) (q ₁ + q ₂)/n			
Resultados			
ΔH reação (KJ mol ⁻¹)			
ΔH reação (KJ mol ⁻¹) (valores teóricos)	44,50	102,18	57,68
Erro relativo (%)			
Erro relativo (ΔH item 2.2.1 + ΔH item 2.2.3) experimental com ΔH teórico item 2.2.2 (%)			
Erro relativo (ΔH item 2.2.1 + ΔH item 2.2.3) experimental com ΔH experimental item 2.2.2 (%)			

¹ Considera-se a densidade da solução igual à densidade da água. Consulte a densidade da água de acordo com a temperatura.

2. Escreva as equações envolvidas nos processos 1, 2 e 3. Demonstre a Lei de Hess.
3. Considerando que a dissolução de sólidos é um processo endotérmico, como se explica o efeito exotérmico da dissolução do $\text{NaOH}_{(s)}$?
4. Em relação ao erro relativo (%) de cada reação, aponte três fontes de erro para esta prática.
5. Discuta os erros relativos considerado o ΔH item 2.2.1 + ΔH item 2.2.3 experimental com ΔH teórico item 2.2.2.
6. Discuta os erros relativos ΔH item 2.2.1 + ΔH item 2.2.3 experimental com ΔH experimental item 2.2.2.
7. Como foi feito o tratamento de resíduos nesta prática?

4. REFERÊNCIAS

ARAÚJO, M. B. C.; AMARAL, S. T. **Química geral experimental**. Porto Alegre: UFRGS, 2012.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A. V.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

PRÁTICA 11 – DETERMINAÇÃO DA VELOCIDADE DE REAÇÃO QUÍMICA

Preparação para a prática:

- Ler atentamente o roteiro e montar um esquema ilustrativo da prática.
- Verificar e pesquisar termos ou conceitos desconhecidos.
- Pesquisar a periculosidade dos reagentes envolvidos na prática.
- Calcular a concentração do ácido oxálico nos quadros 17 e 18.

Objetivo:

Verificar a influência da temperatura, da concentração e de um catalisador sobre a velocidade de uma reação química.

1. INTRODUÇÃO

Nesta prática, serão estudados os efeitos da concentração, temperatura e catalisador na velocidade da reação química, utilizando-se a reação entre ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) e íons permanganato (MnO_4^-) em meio ácido, descrito na equação 15. Em meio ácido, o permanganato pode ser padronizado com uma solução padrão de oxalato de sódio.



No início, a reação é lenta mesmo sob aquecimento da solução. Com o aumento da concentração do catalisador Mn^{2+} , no entanto, a reação é acelerada.

A velocidade de uma reação está relacionada à quantidade de reagente que se transforma em produto por intervalo de tempo, ou a quantidade de produto formado por intervalo de tempo.

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais e reagentes

Materiais / Vidrarias (quantidade)	Amostras / Reagentes
Erlenmeyer 125 mL (5)	H_2SO_4 2,5 mol L ⁻¹
Proveta 50 mL (1)	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,50 mol L ⁻¹
Pipeta graduada 5 mL (1)	KMnO_4 0,040 mol L ⁻¹
Béquer 50 mL (3)	
Bastão de vidro (1)	
Pipeta de pasteur (1)	
Cronômetro (1)	
Banho-maria (1)	
Agitador magnético + barra magnética (1)	

2.2 Metodologia

2.2.1 Estudo da influência da concentração

1. Numere os cinco erlenmeyers limpos e secos.
2. No erlenmeyer 1, pipete em ordem: 5 mL de solução de H_2SO_4 2,5 mol L⁻¹, 2,5 mL de solução de ácido oxálico 0,50 mol L⁻¹ e adicione 2 mL de solução de KMnO_4 0,040 mol L⁻¹. Agite a solução. Conte e registre o tempo de descoloramento a partir do instante em que for adicionado o KMnO_4 .

3. No erlenmeyer 2, adicione 5 mL de solução de H_2SO_4 2,5 mol L^{-1} e 2,5 mL de solução de ácido oxálico 0,50 mol L^{-1} . Com o auxílio de uma proveta, acrescente 12,5 mL de água destilada e agite a solução até homogeneizar. Com o auxílio de uma pipeta, adicione 2 mL de solução de KMnO_4 0,040 mol L^{-1} . Agite a solução e conte o tempo de descoloramento.
4. No erlenmeyer 3, adicione 5 mL de solução de H_2SO_4 2,5 mol L^{-1} e 2,5 mL de solução de ácido oxálico 0,50 mol L^{-1} . Acrescente, com o auxílio de uma proveta, 25 mL de água destilada e agite a solução até homogeneizar. Com o auxílio de uma pipeta, adicione 2 mL de solução de KMnO_4 0,040 mol L^{-1} . Agite a solução e conte o tempo de descoloramento.
5. No erlenmeyer 4, adicione 5 mL de solução de H_2SO_4 2,5 mol L^{-1} e 2,5 mL de solução de ácido oxálico 0,50 mol L^{-1} . Acrescente, com o auxílio de uma proveta, 50 mL de água destilada e agite a solução até homogeneizar. Com o auxílio de uma pipeta, adicione 2 mL de solução de KMnO_4 0,040 mol L^{-1} . Agite a solução e conte o tempo de descoloramento.
6. No erlenmeyer 5, adicione 5 mL de solução de H_2SO_4 2,5 mol L^{-1} e 2,5 mL de solução de ácido oxálico 0,50 mol L^{-1} . Acrescente, com o auxílio de uma proveta, 75 mL de água destilada e agite a solução até homogeneizar. Com o auxílio de uma pipeta, adicione 2 mL de solução de KMnO_4 0,040 mol L^{-1} . Agite a solução e conte o tempo de descoloramento.

Atenção!

- ✓ Adicione o KMnO_4 , acionando o cronometro sempre no mesmo instante: ou no início da adição do KMnO_4 ou no final.
- ✓ Homogeneíze a solução reagente sempre da mesma forma e com a mesma velocidade.
- ✓ Pare o cronômetro no momento do descoramento total do permanganato.
- ✓ Leia e registre o tempo (s) no quadro 17.

Quadro 17 – Resumo dos resultados do estudo da influência da concentração na velocidade da reação

Erlenmeyer	H_2SO_4 (mL)	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (mL)	H_2O (mL)	KMnO_4 (mL)	VOLUME total (mL)	$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$ (mol L ⁻¹)	Δt (s)	$V_{\text{média}}$ (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
1	5,0	2,5	0	2,0				
2	5,0	2,5	12,5	2,0				
3	5,0	2,5	25	2,0				
4	5,0	2,5	50	2,0				
5	5,0	2,5	75	2,0				

$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 2,5 \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] = 0,50 \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{KMnO}_4] = 0,040 \text{ mol L}^{-1}$; tempo de descoramento Δt (s).

2.2.2 Estudo da influência da temperatura

1. Lave e seque os 4 erlenmeyers da primeira parte para utilizar novamente.
2. Adicione aos erlenmeyers 1, 2, 3 e 4, 5 mL de solução de H_2SO_4 $2,5 \text{ mol L}^{-1}$, 2,5 mL de solução de ácido oxálico $0,50 \text{ mol L}^{-1}$ e 5,0 mL de água destilada.
3. No erlenmeyer 1, adicione 2 mL de solução de KMnO_4 $0,040 \text{ mol L}^{-1}$ à temperatura ambiente. Agite a solução. Anote o tempo e a temperatura na qual ocorreu o descoramento.

4. Eleve a temperatura do banho-maria do erlenmeyer 2 até próximo aos 35 °C. Adicione 2 mL de solução de KMnO_4 0,040 mol L^{-1} . Agite a solução. Anote o tempo e a temperatura na qual ocorreu o descoramento.
5. Eleve a temperatura do banho-maria do erlenmeyer 3 até próximo aos 45 °C. Adicione 2 mL de solução de KMnO_4 0,040 mol L^{-1} . Agite a solução. Anote o tempo e a temperatura na qual ocorreu o descoramento.
6. Eleve a temperatura do banho-maria do erlenmeyer 4 até próximo aos 55 °C. Adicione 2 mL de solução de KMnO_4 0,040 mol L^{-1} . Agite a solução. Anote o tempo e a temperatura na qual ocorreu o descoramento.
7. Leia e registre o tempo (s) no quadro 18.

Atenção!

- ✓ Aqueça a solução de permanganato na mesma temperatura da solução.

Quadro 18 – Resumo dos resultados do estudo da influência da temperatura na velocidade da reação

Erlenmeyer	H_2SO_4 (mL)	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (mL)	H_2O (mL)	T (°C)	KMnO_4 (mL)	Volume total (mL)	$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$ (mol L^{-1})	Δt (s)	$V_{\text{média}}$ (mol $\text{L}^{-1}\text{s}^{-1}$)
1	5,0	2,5	5,0		2,0				
2	5,0	2,5	5,0		2,0				
3	5,0	2,5	5,0		2,0				
4	5,0	2,5	5,0		2,0				

$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 2,5 \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] = 0,50 \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{KMnO}_4] = 0,040 \text{ mol L}^{-1}$; tempo de descoramento Δt (s).

3. ATIVIDADES

1. Preencha os dados dos quadros 17 e 18 obtidos nos experimentos. No relatório, os resultados devem estar organizados em tabelas e os cálculos devem ser anexados.
2. Escreva a expressão geral da velocidade média da reação representada pela equação 15 em função dos reagentes permanganato e ácido oxálico.
3. Construa o gráfico do experimento descrito no item 2.2.1, colocando no eixo das ordenadas a concentração do ácido oxálico e no eixo das abcissas o tempo de descoloramento.
4. Construa o gráfico do descrito no item 2.2.1, colocando no eixo das ordenadas a velocidade da reação em relação ao ácido oxálico e no eixo das abcissas a concentração de ácido oxálico.
5. Construa o gráfico do experimento descrito no item 2.2.2, colocando no eixo das ordenadas a velocidade da reação em relação ao ácido oxálico e a temperatura inicial dos reagentes em graus Kelvin (K) no eixo das abcissas. Qual conclusão pode ser tirada do gráfico?
6. Como é feito o tratamento de resíduo da aula prática?

4. REFERÊNCIAS

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de química**. Bookman, 2005.

ARAÚJO, M. B. C.; AMARAL, S. T. **Química geral experimental**. Porto Alegre: UFRGS, 2012.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A. V.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2004.

PRÁTICA 12 – REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO E ESPONTANEIDADE DE REAÇÕES

Preparação para a prática:

- Leia atentamente o roteiro e montar um esquema ilustrativo da prática.
- Verificar e pesquisar termos ou conceitos desconhecidos.
- Pesquisar a periculosidade dos reagentes envolvidos na prática.

Objetivos:

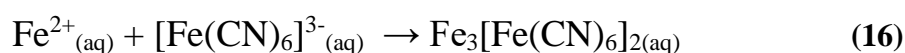
Estudar os conceitos envolvidos nas reações de oxirredução.

Avaliar a espontaneidade de reações de oxidação e redução.

1. INTRODUÇÃO

As reações de oxidação e redução são caracterizadas pela transferência de elétrons entre as espécies. Em termos de nomenclatura, pode-se definir que a espécie oxidante, ou o agente oxidante, foi aquela que recebeu elétrons de outras espécies, e, portanto, se reduziu. Por outro lado, a espécie redutora, ou agente redutor, perdeu elétrons e, portanto, sofreu oxidação. A tendência de uma espécie receber elétrons ou doar elétrons pode ser determinada pelo potencial de redução.

A presença de íons ferro (II) (Fe^{2+}) pode ser detectada em presença de íons ferrocianeto ($[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}_{(\text{aq})}$), ocorrendo a formação de uma espécie de coloração azul intenso, representada pela equação 16:



azul intenso

2. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

2.1 Materiais e reagentes

Materiais / Vidrarias (quantidades)	Amostras / Reagentes
Tubo de ensaio (3)	CuSO_4 0,10 mol L ⁻¹
Proveta 50 mL (1)	FeSO_4 0,10 mol L ⁻¹
Pipeta graduada 10 mL (2)	AgNO_3 0,10 mol L ⁻¹
Béquer 250 mL (1)	NaCl 0,10 mol L ⁻¹
Bastão de vidro (1)	$\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,10 mol L ⁻¹
Pipeta de pasteur (1)	Prego de ferro (Fe)
	Pedaço de fio de cobre
	Fenolfatleína

2.2 Metodologia

2.2.1 Avaliação da espontaneidade da reação

o **Tubo 1**

Adicione um volume de 5,0 mL da solução de CuSO_4 $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Coloque neste tubo um prego limpo (use uma palha de aço para polir a superfície do prego). Tome cuidado para que uma parte do prego fique submersa e a outra em contato com o ar. Preencha os dados a seguir:

Representação:	Coloração inicial	Aspectos após 10 min de reação	
Semirreação oxidação:		E°(V):	
Semirreação redução:		E°(V):	
Reação global			
A reação é espontânea? Explique:			

○ **Tubo 2**

Adicione um volume de 5,0 mL da solução de FeSO_4 $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Coloque neste tubo um pedaço de fio de cobre. Tome cuidado para que uma parte do fio fique submersa e a outra em contato com o ar. Preencha os dados a seguir:

Representação:	Coloração inicial	Aspectos após 10 min de reação	
Semirreação oxidação:			$E^\circ(\text{V})$:
Semirreação redução:			$E^\circ(\text{V})$:
Reação global			
A reação é espontânea? Explique:			

○ **Tubo 3**

Adicione um volume de 5,0 mL da solução de AgNO_3 $0,10 \text{ mol L}^{-1}$. Coloque neste tubo um pedaço de fio de cobre. Tome cuidado para que uma parte do fio fique submersa e a outra em contato com o ar. Preencha os dados a seguir:

Representação:	Coloração inicial	Aspectos após 10 min de reação	
Semirreação oxidação:			$E^\circ(\text{V})$:
Semirreação redução:			$E^\circ(\text{V})$:
Reação global			
A reação é espontânea? Explique:			

2.2.2 Pilha de corrosão

1. Adicione no béquer cerca de 200 mL da solução de cloreto de sódio, 1,0 mL de fenolftaleína e 2,0 mL da solução de ferricianeto de potássio. Homogeneíze.
2. Conecte o prego e o fio de cobre por meio de um fio de cobre, immobilizando-os a uma certa distância.
3. Coloque o aparato dentro do béquer contendo a mistura de reagentes.
4. Evite mexer no béquer. Mantenha sem movimentação até o final do experimento e término das atividades.

3. ATIVIDADES

Em relação à pilha de corrosão (item 2.2.2):

1. Considerando o anodo e o catodo, escreva as semirreações e os respectivos potenciais de redução. Escreva o potencial de redução global da reação. Essa reação é espontânea?
2. Qual a função do fio de cobre que conecta os dois eletrodos?
3. Qual a função do NaCl?
4. Considerando as observações, o que causou a coloração vermelha da solução? Indique as semirreações e a reação global.
5. Considerando as observações, o que causou a coloração azul da solução? Indique as semirreações e a reação global.
6. Desenhe a pilha de corrosão.

4. REFERÊNCIAS

ARAÚJO, M. B. C.; AMARAL, S. T. **Química geral experimental**. Porto Alegre: UFRGS, 2012.

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; FILHO, E. A.; SILVA, M. B.; GIMENES, M. J. G. **Química geral experimental**. 1. ed. Rio de Janeiro: Editora Freitas.



Este material didático é destinado às aulas práticas de Química Geral Experimental para as licenciaturas e engenharias da UNILA.

As questões prévias e o preparo do caderno de laboratório são ferramentas didáticas para um maior aproveitamento das aulas práticas por parte dos discentes.

O roteiro experimental também propõe questões e atividades para orientar os discentes a aprofundar o conhecimento após a aula prática.