



BCL0307-15

TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

VERSÃO DO ALUNO

2023



Apostila do curso
Laboratório



ÍNDICE

APRESENTAÇÃO	5
AVALIAÇÃO	6
SEGURANÇA	7
NORMAS DE TRABALHO	8
BIBLIOGRAFIA	9
PRÁTICA 0 – Kit básico de laboratório	11
PRÁTICA 1 – Determinando teor de sacarose em bebidas	16
PRÁTICA 2 – Forças Intermoleculares	21
PRÁTICA 3 – Determinação do teor de NaHCO_3	29
PRÁTICA 4 – Entalpia de decomposição do H_2O_2	35
PRÁTICA 5 – Velocidade das reações	40
PRÁTICA 6 – Princípio de Le Chatelier	47

Coordenadores (2023):

Mónica Benicia Mamián López

Camilo Andrea Angelucci

Arte da capa e logotipo: Prof. Álvaro Takeo Omori

CALENDÁRIO 2023.3

SETEMBRO						
Dom	Seg	Ter	Qua	Qui	Sex	Sab
					1	2
3	4	5	6	7	8	9
10	11	12	13	14	15	16
17	18	19	20	21	22	23
24	25	26	27	28	29	30

OUTUBRO						
Dom	Seg	Ter	Qua	Qui	Sex	Sab
1	2	3	4	5	6	7
8	9	10	11	12	13	14
15	16	17	18	19	20	21
22	23	24	25	26	27	28
29	30	31				

12 a 14 - Padroeira do Brasil

28 - Dia do Servidor Público

NOVEMBRO						
Dom	Seg	Ter	Qua	Qui	Sex	Sab
			1	2	3	4
5	6	7	8	9	10	11
12	13	14	15	16	17	18
19	20	21	22	23	24	25
26	27	28	29	30		

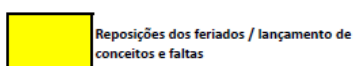
02 a 04 - Finados

15 - Proclamação da República

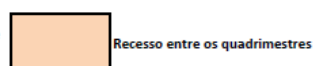
DEZEMBRO						
Dom	Seg	Ter	Qua	Qui	Sex	Sab
					1	2
3	4	5	6	7	8	9
10	11	12	13	14	15	16
17	18	19	20	21	22	23
24	25	26	27	28	29	30
31						



Dias letivos



Reposições dos feriados / lançamento de conceitos e faltas



Recesso entre os quadrimestres



Feriados/Recessos

REPOSIÇÃO DOS FERIADOS

3º quadrimestre	12 de outubro	quinta-feira	para	11 de dezembro	segunda-feira
	13 de outubro	sexta-feira	para	12 de dezembro	terça-feira
	14 de outubro	sábado	para	13 de dezembro	quarta-feira
	28 de outubro	sábado	para	16 de dezembro	sábado
	02 de novembro	quinta-feira	para	14 de dezembro	quinta-feira
	03 de novembro	sexta-feira	para	15 de dezembro	sexta-feira
	04 de novembro	sábado	para	18 de dezembro	segunda-feira
	15 de novembro	quarta-feira	para	19 de dezembro	terça-feira
20 de novembro	segunda-feira	para	20 de dezembro	quarta-feira	

**PREVISÃO DE CRONOGRAMA DAS AULAS PRÁTICAS DE
TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS – 2023.3**

TURMAS A: Sextas-feiras (matutino) das 10h00 às 12h00 e (noturno) das 21h00 às 23h00

TURMAS B: Sextas-feiras (matutino) das 08h00 às 10h00 e (noturno) das 19h00 às 21h00

TURMAS C: Segundas-feiras (matutino) das 8h00 às 10h00 e (noturno) das 19h00 às 21h00

Turma A e B - Laboratório

SEMANA	Turmas	ATIVIDADES	DESCRIÇÃO
	Data		
1	22/09	Apresentação da disciplina e normas. PRÁTICA 0: kit básico de laboratório	<i>Apresentar as regras e perspectivas da Disciplina. Discernir e exemplificar as características de alguns instrumentos e vidrarias laboratoriais.</i>
2	29/09	PRÁTICA 1: Determinando teor de sacarose em bebidas	<i>Apresentar conceitos gerais de estequiometria.</i>
3	06/10	PRÁTICA 2: Forças Intermoleculares	<i>Diferenciar os diferentes tipos de ligações químicas</i>
4	13/10	FERIADO	FERIADO
5	20/10	PRÁTICA 3: % de NaHCO ₃ em mistura similar a comprimidos efervescentes	<i>Entender as relações em massa existentes entre reagentes e produtos, em uma reação química</i>

6	27/10	Discussão das práticas 0,1,2 e 3	<i>Revisitar os conceitos trabalhados em semanas anteriores.</i>
7	03/11	FERIADO	FERIADO
8	10/11	PRÁTICA 4: <i>Entalpia de decomposição do H₂O₂</i>	<i>Reconhecer os aspectos termodinâmicos que envolvem as reações químicas</i>
9	17/11	PRÁTICA 5: <i>Velocidade das reações</i>	<i>Entender os aspectos empíricos que envolvem as Leis de velocidade e ordem das reações químicas</i>
10	24/11	PRÁTICA 6: <i>Princípio de Le Chatelier</i>	<i>Entender o Princípio de Le Chatelier e aplicá-lo em seus diversos casos.</i>
11	01/12	Discussão das práticas 4, 5 e 6	<i>Revisitar os conceitos trabalhados em semanas anteriores.</i>
12	08/12	PROVA DE LABORATÓRIO	<i>Instrumento avaliativo com conteúdo relativo aos conceitos trabalhados em semanas anteriores.</i>
13	12/12	*****Substitutiva*****	<i>Avaliação Substitutiva (para aqueles que faltaram com justificativa)</i>
14	15/12	Vistas de Prova	<i>Revisão de conceitos e Divulgação dos Conceitos de Laboratório</i>

Turma C - Laboratório

SEMANA	Turmas	ATIVIDADES	DESCRIÇÃO
	Data		
1	18/09	Apresentação da disciplina e normas. PRÁTICA 0: kit básico de laboratório	<i>Apresentar as regras e perspectivas da Disciplina. Discernir e exemplificar as características de alguns instrumentos e vidrarias laboratoriais.</i>
2	25/09	PRÁTICA 1: Determinando teor de sacarose em bebidas	<i>Apresentar conceitos gerais de estequiometria.</i>
3	02/10	PRÁTICA 2: Forças Intermoleculares	<i>Diferenciar os diferentes tipos de ligações químicas</i>
4	09/10	PRÁTICA 3: % de NaHCO ₃ em mistura similar a comprimidos efervescentes	<i>Entender as relações em massa existentes entre reagentes e produtos, em uma reação química</i>
5	16/10	Discussão das práticas 0,1,2 e 3	<i>Revisitar os conceitos trabalhados em semanas anteriores.</i>
6	23/10	PRÁTICA 4: Entalpia de decomposição do H ₂ O ₂	<i>Reconhecer os aspectos termodinâmicos que envolvem as reações químicas</i>
7	30/10	PRÁTICA 5: Velocidade das reações	<i>Entender os aspectos empíricos que envolvem as Leis de velocidade e ordem das reações químicas</i>
8	06/11	PRÁTICA 6: Princípio de Le Chatelier	<i>Entender o Princípio de Le Chatelier e aplicá-lo em seus diversos casos.</i>
9	13/11	Discussão das práticas 4, 5 e 6	<i>Revisitar os conceitos trabalhados em semanas anteriores.</i>
10	20/11	FERIADO	FERIADO
11	27/11	PROVA DE LABORATÓRIO	<i>Instrumento avaliativo com conteúdo relativo aos conceitos trabalhados em semanas anteriores.</i>

12	12/12	*****Substitutiva*****	<i>Avaliação Substitutiva (para aqueles que faltaram com justificativa)</i>
13	20/12	Vistas de Prova	<i>Revisão de conceitos e Divulgação dos Conceitos de Laboratório</i>

APRESENTAÇÃO

Alguns dos experimentos propostos para a disciplina Transformações Químicas poderiam ser classificados como “investigativos”.

Neste tipo de experimento, a proposta é que os alunos do grupo resolvam um desafio proposto estudando a teoria relacionada ao tema, definindo o roteiro experimental a ser realizado e analisando os resultados obtidos para responder uma questão apresentada.

AVALIAÇÃO

A avaliação do laboratório consistirá da elaboração de relatórios dirigidos e de tarefas elaboradas e propostas por cada docente de laboratório, além de uma AVALIAÇÃO FINAL (escrita). O conceito final de laboratório será a combinação das avaliações das tarefas de cada prática e do conceito obtido pelo aluno na avaliação final.

Para cada atividade semanal e Avaliação final será dada um valor numérico de 0-100 segundo o aproveitamento em cada instrumento avaliativo, para então compor a nota final a partir da seguinte fórmula:

$$\text{Nota final} = [(\sum \text{das notas dos rel}/6) + \text{Avaliação}]/2$$

O conceito final será convertido seguindo a seguinte tabela:

- Conceito A: 85 – 100% de aproveitamento.
- Conceito B: 70 – 84.9% de aproveitamento.
- Conceito C: 55 – 69.9% de aproveitamento.
- Conceito D: 40.0 – 54.9% de aproveitamento.
- Conceito F < 39.9% de aproveitamento.

O conceito final obtido pelo aluno no laboratório comporá o Conceito Final de Transformações Químicas conforme a seguinte tabela: .

Teoria	A	B	C	D	F
A	A	A	B	C	F
B	A	B	C	D	
C	B	B	C	D	
D	C	C	D	D	
F	F				F

Os relatórios dirigidos a serem entregues no fim de cada aula prática deverão ser elaborados em grupo, conter as anotações de cada experimento (caso couberem) e as respostas para as questões apresentadas ao final de cada roteiro. A identificação do grupo deverá conter apenas os integrantes **presentes** na aula.

A **avaliação final** consistirá de uma prova escrita contendo questões relacionadas a todas as atividades realizadas no laboratório no quadrimestre.

Conforme Resolução ConsEPE UFABC número 227, de 23 de abril de 2018, todos os discentes têm direito à Avaliação Substitutiva da parte prática. A data da avaliação está indicada no cronograma das aulas. (Atentem-se as considerações a quem se aplica)

SEGURANÇA

Leia integralmente o *Guia de Segurança, Experimentos e Atividades* da disciplina de Base Experimental das Ciências.

**CONHEÇA A LOCALIZAÇÃO
DOS CHUVEIROS DE
EMERGÊNCIA, EXTINTORES
E LAVADORES DE OLHOS**

**USE SEMPRE O
AVENTAL**

**MANTENHA OS
CABELOS PRESOS**

**USE CALÇADOS
FECHADOS**

**OS ÓCULOS SÃO
OBRIGATÓRIOS!**

**USAR A CAPELA
SEMPRE QUE
POSSÍVEL!**

**NUNCA PIPETE COM A
BOCA**

**NÃO CHEIRE, NEM
EXPERIMENTE OS
PRODUTOS QUÍMICOS**

**COMES E BEBES, SÓ
FORA DO
LABORATÓRIO**

**CONSULTE O PROFESSOR
CADA VEZ QUE NOTAR
ALGO ANORMAL OU
IMPREVISTO**

**COMUNIQUE QUALQUER
ACIDENTE, POR MENOR
QUE SEJA AO
PROFESSOR**

**SE UTILIZAR CHAMA,
MANTENHA LONGE DE
QUALQUER REAGENTE!**

**NUNCA BRINQUE NO
LABORATÓRIO!**

**EVITE O CONTATO DE
QUALQUER SUBSTÂNCIA
COM A PELE**

**NUNCA AQUEÇA O TUBO
DE ENSAIO, APONTANDO
A EXTREMIDADE ABERTA
PARA SI MESMO**

**O VIDRO QUENTE TEM
EXATAMENTE A MESMA
APARÊNCIA DO FRIO.**

NORMAS DE TRABALHO

SIGA RIGOROSAMENTE AS INSTRUÇÕES FORNECIDAS PELO PROFESSOR

PESQUISE SEMPRE A TOXICIDADE DOS REAGENTES ANTES DAS PRÁTICAS

NUNCA ABRA UM RECIPIENTE ANTES DE LER O RÓTULO

EVITE CONTAMINAR REAGENTES, NUNCA RETORNE O EXCEDENTE AOS FRASCOS DE ORIGEM

ADICIONE SEMPRE ÁCIDOS À ÁGUA, NUNCA ÁGUA A ÁCIDOS

NÃO COLOQUE NENHUM MATERIAL SÓLIDO DENTRO DA PIA OU NOS RALOS

NÃO COLOQUE RESÍDUOS DE SOLVENTES NA PIA OU RALO

NÃO JOGUE VIDRO QUEBRADO NO LIXO COMUM. HÁ UM RECIPIENTE ESPECÍFICO

VERIFIQUE SE AS CONEXÕES E LIGAÇÕES ESTÃO SEGURAS ANTES DE INICIAR UM EXPERIMENTO

AO TERMINAR A PRÁTICA, LAVE O MATERIAL UTILIZADO E DEIXE-O EM ORDEM

BIBLIOGRAFIA

Para as atividades teóricas e práticas da disciplina

Fundamentos teóricos e detalhes experimentais

1. Peter Atkins e Loretta Jones, Princípios de Química, Questionando a vida e o meio ambiente, Bookman, Porto Alegre, 5ª Ed, 2011.
2. John Kotz, Paul Treichel e Gabriela Weaver Química Geral e Reações Químicas, Vol. 1 e 2, Cengage Learning, São Paulo, 2010.
3. James E. Brady, Joel W. Russell e John R. Holum, Química - a Matéria e Suas Transformações, 5ª ed, Volume 1 e 2, LTC Editora, Rio de Janeiro, 2012.
4. Steve Murov and Brian Stedjee, Experiments and exercises in basic chemistry, 7th ed, John Wiley & Sons Inc., New York, 2008.
5. Alda M. Pawlowsky, Eduardo L. Sá, Iara Messerschmidt, Jaísa S. Souza, Maria A. Oliveira, Maria R. Sierakowski, Rumiko Suga, Experimentos de Química Geral, 2ª Ed, UFPR, disponível em:
<http://www.quimica.ufpr.br/nunesgg/Experimentos%20de%20Quimica%20Geral.pdf>
6. Theodore L. Brown, H. Eugene Lemay, Bruce E. Bursten, Química, a Ciência Central, 9ed., São Paulo: Pearson, 2007.

Informações técnicas

(propriedades físicas, toxicidade, preço, nomenclatura)

1. CRC Handbook of Chemistry and Physics
2. Sigma-Aldrich - www.sigmaaldrich.com
3. IUPAC Gold Book - <http://goldbook.iupac.org/>

Bases de Dados/Referências

1. The Web os Science (www.isiknowledge.com)
2. SciELO - Scientific Electronic Library Online (www.scielo.org)
3. Sciencedirect (www.sciencedirect.com)
4. American Chemical Society (www.pubs.acs.org)
5. Royal Society of Chemistry (www.rsc.org)-

PRÁTICA 0

KIT BÁSICO DE LABORATÓRIO DE QUÍMICA



BCL0307-15
TRANSFORMAÇÕES
QUÍMICAS



PRÁTICA 0 – Kit básico de laboratório

Introdução

Apesar do grande desenvolvimento teórico da química, ela continua a ser uma ciência eminentemente experimental, daí a importância das aulas práticas para o ensino e aprendizado da química. A experiência treina o químico no uso dos métodos, técnicas e instrumentos de laboratório, e permite a aplicação dos conceitos teóricos aprendidos.

Os materiais, de vidro, metal ou porcelana, apresentam diferentes finalidades, alguns podem ser utilizados para conter ou dispensar volumes em diferentes níveis de precisão. Como exemplo, pode-se citar a proveta, que dispensa volumes com baixo nível de precisão e as pipetas — graduadas ou volumétricas — que dispensam volumes com alto nível de precisão. Há também materiais de vidro ou porcelana que suportam o calor e podem ser aquecidos, portanto. Como por exemplo, os béqueres e os cadinhos, de metal ou porcelana, estes últimos, suportando temperaturas acima de 1000 °C. Existem outros materiais que são auxiliares na montagem de um equipamento maior, por exemplo, um sistema de filtração, como as garras, mufas e suportes. Enfim, há uma infinidade de materiais utilizados em laboratório, os quais vêm sendo desenvolvidos, ao longo de séculos, na medida que surgem as necessidades experimentais em laboratório.

Objetivos

- Familiarizar o(a) aluno(a) com materiais e equipamentos de uso mais frequente em laboratório.
- Desenvolver no(a) aluno(a) habilidades para o manuseio e a conservação de equipamentos de uso rotineiros em laboratório.

Material de vidro

- Tubo de ensaio
- Tubo capilar
- Termômetro
- Pipeta Graduada
- Pipeta volumétrica
- Kitassato
- Funil simples
- Funil de vidro sinterizado
- Béquer
- Balão volumétrico
- Proveta
- Balão de fundo redondo
- Vidro de relógio
- Pipeta de Pasteur
- Erlenmeyer
- Condensador de refluxo
- Condensador
- Bastão de vidro
- Balão de fundo chato
- Sistema de destilação (short-path)
- Funil de separação
- Dessecador
- Bureta

Material de Porcelana

- Cadinho
- Cápsula
- Almofariz e pistilo
- Funil de Buchner
- Triângulo

Outros materiais

- Suporte universal
- Bico de gás (Bunsen)
- Escova para lavagem
- Tela de amianto
- Tripé
- Alonga
- Argola
- Espátula
- Pisseta
- Papel de filtro
- Mufa
- Lamparina
- Pêra de borracha
- Mangueiras
- Garra
- Macaco
- Barra de agit. Magnética
- Micropipetas

Equipamentos

- Banho-maria ou banho de água
- Manta elétrica
- Centrífuga
- Chapa aquecedora
- Estufa
- Bomba de vácuo
- Agitador magnético
- Vortex

ATIVIDADES

- Identifique e anote cada um dos materiais de sua bancada indicando (se houver) capacidade e utilidade.
- Veja as demonstrações do professor quanto ao manuseio. Anote no seu caderno.
- **PARA SER ENTREGUE NO FIM DA AULA:** desenhe com detalhes um sistema de filtração simples e um sistema de filtração à vácuo com todas as vidrarias, acessórios e equipamentos. Discuta com o seu grupo e descreva as aplicações dos dois tipos de filtração. Entregue ao seu professor com os nomes dos integrantes do grupo.

Sugestão de leitura

FELICÍSSIMO, A.M.P. et al; Experiências de Química. 1ed. São Paulo: Moderna, 1979, 241 p.

GONÇALVES, D.;WAL E.;ALMEIDA R.R.; Química Orgânica Experimental.1ed.McGrawHill, 1988,269p.

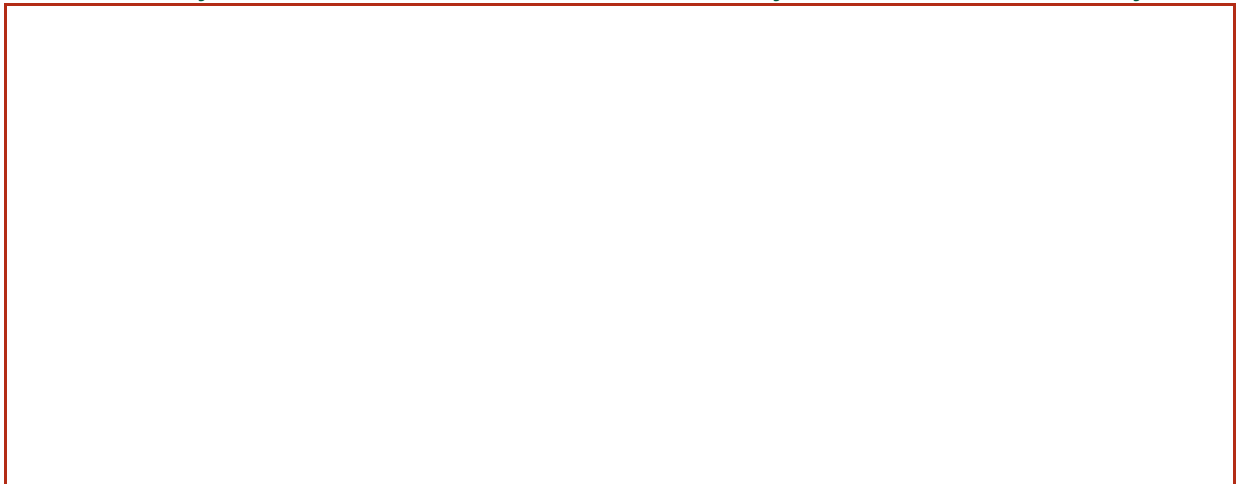
SOARES, B. G.; Química Orgânica.: Teoria e Técnicas de Preparação, Purificação e Identificação de Compostos Orgânicos. 1 ed. Rio de Janeiro: Guanabara, 1988, 322p.

RELATÓRIO DIRIGIDO – PRÁTICA 0 – ENTREGAR NO FINAL DA AULA PRÁTICA

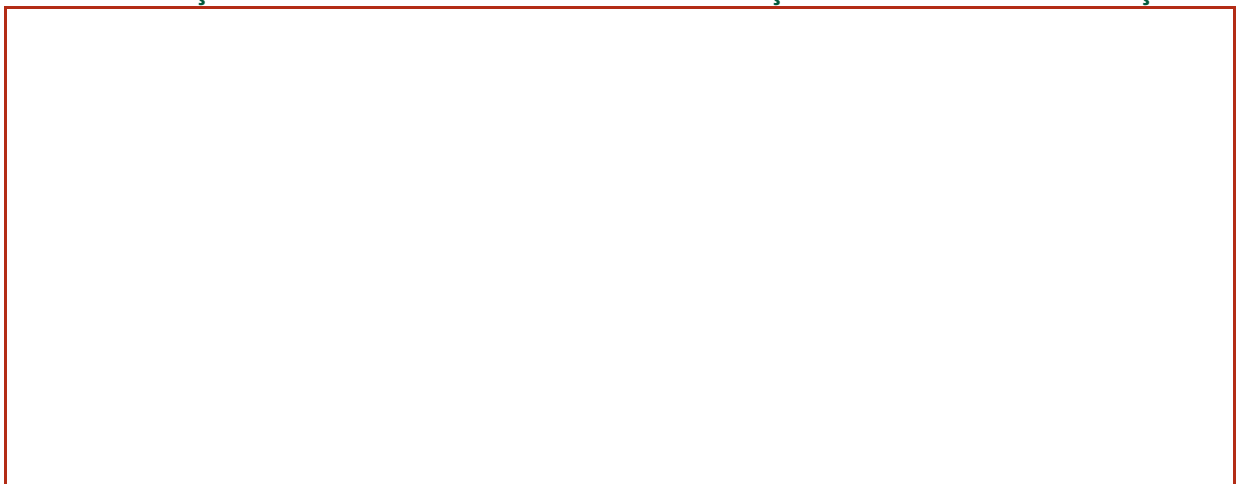
NOME:
NOME:
NOME:
NOME:
NOME:

R.A.:
R.A.:
R.A.:
R.A.:
R.A.:

USE ESTE ESPAÇO PARA DESENHAR UM SISTEMA DE FILTRAÇÃO SIMPLES E CITE APLICAÇÕES



USE ESTE ESPAÇO PARA DESENHAR UM SISTEMA DE FILTRAÇÃO À VÁCUO E CITE APLICAÇÕES



NOTA: _____ **PROFESSOR:** _____

PRÁTICA 1

DETERMINANDO

TEOR DE SACAROSE

EM BEBIDAS



BCL0307-15
TRANSFORMAÇÕES
QUÍMICAS



PRÁTICA 1 – Determinando teor de sacarose em bebidas

**TÓPICOS: INTRODUÇÃO AO
LABORATÓRIO DE QUÍMICA,
TRATAMENTO DE DADOS**

Introdução

Uma forma de introduzir técnicas básicas de laboratório de química é por meio de experimentos simples, como a determinação de densidade de soluções. Assim, técnicas de pesagem, pipetagem e preparação de soluções serão exploradas neste simples experimento.

Objetivos

Construir uma curva padrão da densidade de soluções aquosas de açúcar em função da concentração. Com base nesta curva padrão, determinar o teor de açúcar presente em algumas bebidas e refrigerantes comerciais.

Vidrarias

Vidrarias e descrição	Capacidade	Quant. por grupo	Quant. por turma
Béquer pequeno	10 mL	2	12
Béquer médio	50 mL	2	12
Bastão de vidro	----	1	6
Pipeta volumétrica	10 mL	1	6
Balão volumétrico peq.	25 mL	1	6
Balão volumétrico méd.	50 mL	1	6
Funil pequeno		1	6
Pipeta Pasteur	3 mL	1	6

Materiais e acessórios

Balança (de preferência, analítica), agitador magnético e/ou banho ultrassônico.

Reagentes

Reagentes	Concentração	Quant. por grupo	Quant. por turma
Água destilada	-	1 Pisseta	6 pissetas
Sacarose	-	10 g	60 g
Refrigerante	-	1 frasco pequeno	-

Tipos de descartes gerados

Como serão geradas soluções de sacarose, não é necessário o uso de descarte apropriado.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

CONSTRUÇÃO DA CURVA PADRÃO

Observação: Cada GRUPO irá determinar apenas *dois pontos da curva*, os quais serão indicados pelo professor.

Oito soluções de sacarose em água, na faixa de 0 a 210 g L⁻¹ de sacarose (0, 30, 60, 90, 120, 150, 180 e 210) deverão ser preparadas. Use balões volumétricos de 25 ou 50 mL, transferindo o conteúdo com o auxílio de um funil. Verifique se todo o açúcar foi dissolvido.

Meça 10 mL de cada uma das soluções usando pipeta volumétrica e, pese-as numa balança analítica ou semianalítica ($\pm 0,01$ ou $0,001$ g), usando um béquer pequeno (10 a 50 mL). Repita esta operação pelo menos mais uma vez, **utilizando a mesma balança**.

Todos os grupos deverão construir um gráfico da densidade da solução (g/mL) no eixo y em função da Concentração (g L⁻¹) de açúcar dissolvido.

DETERMINAÇÃO DO TEOR DE AÇÚCAR PRESENTE EM BEBIDAS E REFRIGERANTES COMERCIAIS

Meça da mesma forma que no item anterior, 10 mL de solução da amostra (bebida) e pese-os. Repita esta operação mais duas vezes. Utilizando o gráfico construído anteriormente, determine o teor de açúcar na bebida considerada (fornecida pelos técnicos de laboratório).

PARA SER ENTREGUE NO FIM DA AULA: entregue ao professor o relatório dirigido com os nomes dos integrantes do grupo presentes. Preencha a tabela de todos os dados do experimento e plote o gráfico solicitado. Compare o valor do teor de açúcar obtido experimentalmente com o do rótulo da bebida. Justifique.

RELATÓRIO DIRIGIDO – PRÁTICA 1 – ENTREGAR NO FINAL DA AULA PRÁTICA

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

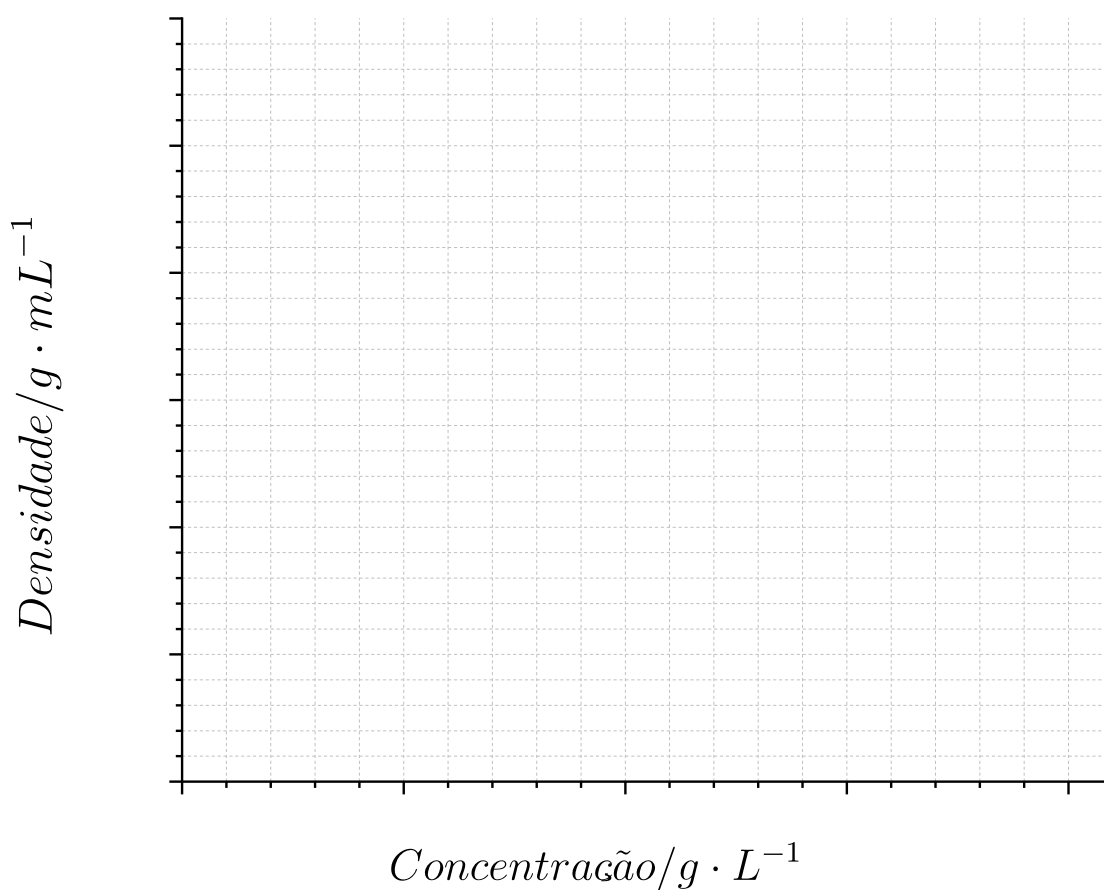
R.A.:

Tabela

$C \text{ (g L}^{-1}\text{)}$	0	30	60	90	120	150	180	210
Massa (g) em 10 mL								
Densidade (g/mL)								

*marque com um x os ensaios feitos pelo grupo

Construa um gráfico com os dados presentes na Tabela 1.



Mostre os cálculos utilizados

Valor do teor de açúcar determinado pelo grupo

Compare o valor obtido acima com o valor descrito na embalagem da bebida.

NOTA: _____

PROFESSOR: _____

PRÁTICA 2

FORÇAS INTERMOLECULARES



BCL0307-15
TRANSFORMAÇÕES
QUÍMICAS



PRÁTICA 2 – Forças Intermoleculares

OBS: para a aula experimental trazer uma moeda de 5 centavos.

TÓPICOS: LIGAÇÕES QUÍMICAS, FORÇAS INTERMOLECULARES

Introdução

As forças intermoleculares – *ligação de hidrogênio, interações dipolo-dipolo e as forças de dispersão* – presentes em moléculas covalentes são bastante importantes. São elas que determinam todas as propriedades físicas (ponto de ebulição/fusão, densidade, viscosidade, tensão superficial e solubilidade). Neste experimento, o tipo e a dimensão das forças intermoleculares serão inferidos com base nas observações das propriedades físicas das substâncias a serem investigadas.

Vidrarias

Vidrarias e descrição	Capacidade	Quant. por grupo
Frascos Schott	50 mL	2 por laboratório
Tubos de ensaio	----	8
Bastão de vidro	----	1
Vidro de relógio	---	1

Materiais

Materiais	Especificações	Quant. por grupo
Estante de tubos		1
Pipeta de descartável	Pasteur	2
Papel de filtro		1

Reagentes

Reagentes	Concentração	Quant. por grupo	Quant. por turma
Etanol (álcool etílico)	PA	5 mL	30 mL
Glicerol (glicerina)	PA	-	25 mL
Hexano	PA	5 mL	30 mL
Isopropanol	PA	2 mL	15 mL
Metanol	PA	2 mL	15 mL
Parafina		50 mg	400 mg

Tipos de descartes gerados

Deverão ser providenciados frascos para descarte de:

- Solventes Orgânicos

Atividade

PARA SER ENTREGUE NO FIM DA AULA: entregue ao professor o relatório dirigido (1 por grupo) com os nomes dos integrantes do grupo presentes e com as questões respondidas.

RELATÓRIO DIRIGIDO – PRÁTICA 2 – ENTREGAR NO FINAL DA AULA PRÁTICA

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

PARTE 1. Temos 2 frascos com etanol e glicerol (glicerina). Não é preciso remover a tampa dos frascos. Faça testes agitando os frascos e analise o comportamento dos fluidos. Compare o tempo necessário para que os líquidos retornem ao repouso e também compare a dificuldade de mover os fluidos rapidamente.

FRASCO	Resultado da análise de agitação
A	
B	

1. Desenhe a fórmula estrutural de cada composto

Etanol C_2H_5OH

Glicerina $C_3H_5(OH)_3$

2. Quantas centros ou grupos químicos podem participar na formação de ligações de hidrogênio em cada uma das seguintes moléculas?

etanol = _____ glicerina = _____

3. Identifique o líquido em cada frasco e justifique (dica: relacione suas observações com o número de ligações de hidrogênio). Descreva como a viscosidade (a resistência de um líquido a fluir) está relacionada às forças intermoleculares. Um líquido viscoso teria

forças intermoleculares fortes ou fracas? O composto com maior potencial de ligação de hidrogênio teria uma viscosidade baixa ou alta?

A = _____ B = _____

PARTE 2. Temos agora amostras C e D que apresentam apenas forças de dispersão. Com base no estado físico, compare a magnitude (forte ou fraca) das forças de dispersão entre as moléculas destes compostos.

AMOSTRA	Estado físico a T.A.	Força de dispersão
C		
D		

1. Estas duas amostras são hexano ou parafina. Desenhe uma possível fórmula estrutural para cada um dos compostos:

Hexano C_6H_{14}

Parafina $C_{18}H_{38}$

2. Identifique agora as amostras e justifique com base nas estruturas.

C = _____ D = _____

3. Como o tamanho afeta as forças de dispersão? Como essas forças ocorrem?

PARTE 3 – Transfira aprox. 2 mL de água e etanol para dois tubos de ensaios rotulados. Com auxílio de uma pipeta, conte quantas gotas de cada líquido é possível colocar sobre a moeda de 5 centavos. Use uma pipeta para cada líquido.

nº de gotas de água: _____

nº. de gotas de etanol: _____

Com base nos tipos de forças intermoleculares e no conceito de tensão superficial, justifique a diferença de número de gotas obtida nos dois líquidos.



PARTE 4 – Na capela (se possível), coloque o papel de filtro em uma placa de petri ou em um vidro de relógio. Em seguida, coloque uma gota de cada um dos 3 líquidos (amostras E, F, G) em pontos diferentes do papel e meça o tempo para que evaporem totalmente. Os líquidos são água, isopropanol e metanol. Indique na tabela o tempo relativo que cada gota de cada líquido evaporou (rápido, médio, lento).

AMOSTRA	Taxa de evaporação relativa
E	
F	
G	

Desenhe as estruturas dos três líquidos estudados nesta parte:

Isopropanol (C ₃ H ₈ O)	Metanol (CH ₃ OH)	Água
---	------------------------------	------

Identifique os líquidos e justifique a escolha relacionando a taxa de evaporação com a estrutura e as forças intermoleculares. Qual substância apresenta forças intermoleculares mais fracas? Justifique.

NOTA: _____

PROFESSOR: _____

PRÁTICA 3

DETERMINAÇÃO DO TEOR DE BICARBONATO DE SÓDIO EM COMPRIMIDOS EFERVESCENTES

BCL0307-15

TRANSFORMAÇÕES
QUÍMICAS



PRÁTICA 3 – Determinação do teor de NaHCO_3

OBS: para a aula experimental, os técnicos providenciarão mistura similar ao comprimido Estomazil.

TÓPICOS:
ESTEQUIOMETRIA E
BALANÇO DE MASSA

Introdução

A estequiometria é um conceito fundamental da Química, pois por meio dela, é possível estudar os aspectos quantitativos das reações químicas. O balanceamento das equações químicas é feito atribuindo os coeficientes estequiométricos aos reagentes e produtos. Com isso, é possível determinar razões molares de reagentes e produtos, detectar reagentes limitantes, calcular rendimentos teóricos e determinar a pureza de substâncias.

Nesta aula temos como objetivo determinar a porcentagem em massa de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) em comprimidos efervescentes. Acreditamos que este experimento possa ajudar o aluno a compreender conceitos fundamentais de química por meio da resolução de problemas.

Vidrarias

Vidrarias e descrição	Capacidade	Quant. por grupo	Quant. por turma
Béquer	100mL	2	12
Proveta	50 mL	1	6
Proveta	10 mL	1	6
Bastão de vidro		1	6
Caneta de Vidro		1	6

Reagentes

Reagentes	Observação	Quant. por grupo	Quant. por turma
Mistura de sais similar ao "Estomazil"	Técnicos providenciarão	1	6
Vinagre ou Solução de ácido acético 4%		50 mL	300 mL

Equipamentos

Equipamento	Componentes	Características necessárias para utilização na aula	Observações da aula
Balança analítica	Balança, kit de calibração e fio de energia	Estrutura a prova de vibração e quatro casas decimais.	---

Tipos de descartes gerados

O descarte apropriado não é necessário.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Os técnicos fornecerão uma mistura em pó similar ao comprimido efervescente Alka-Seltzer ou Estomazil, excluído de sua composição carbonato de sódio (Na_2CO_3) e ácido cítrico, que podem comprometer o experimento. Um frasco de vinagre de álcool OU o equivalente de solução de ácido acético 4% é suficiente por turma.

Cada grupo irá realizar duas reações com proporções diferentes de vinagre/água (peça ao seu professor orientação sobre quais pontos da curva seu grupo irá realizar). O volume total de solução para cada reação deve ser de 36 mL. O volume de vinagre nas soluções deve variar de 0 a 36 mL (sugestão: incrementos de 4 mL). Os grupos começarão o experimento medindo separadamente a massa de 2 gramas da mistura efervescente (em um papel alumínio) e a massa total da mistura vinagre/água contida no béquer. O sólido pesado previamente é então adicionado ao béquer CUIDADOSAMENTE e VAGAROSAMENTE contendo a mistura e agitado com o auxílio do bastão de vidro até o final da sua dissolução. A massa total da mistura reacional no béquer é medida quando a efervescência e as bolhas cessarem.

Em seguida, os grupos deverão compartilhar os resultados (na lousa, conforme orientação do professor) para que seja montada uma tabela contendo, para cada ensaio: volume de vinagre, volume de água, peso do béquer, peso do béquer com líquido, massa do sólido, peso do béquer após efervescência, perda de massa, massa de bicarbonato correspondente e porcentagem em massa de NaHCO_3 reagido. Esta tabela deve ser entregue no final da aula para o professor junto com um gráfico (% NaHCO_3 reagido x volume de vinagre).

Atividade

PARA SER ENTREGUE NO FIM DA AULA: entregue ao professor o gráfico e a tabela de todos os dados do experimento (destaque os dados coletados pelo grupo). Não se esqueça de colocar os nomes dos integrantes do grupo presentes. Mostre os cálculos envolvidos, assim como as reações químicas envolvidas.

RELATÓRIO DIRIGIDO – PRÁTICA 3 – ENTREGAR NO FINAL DA AULA PRÁTICA

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

Tabela

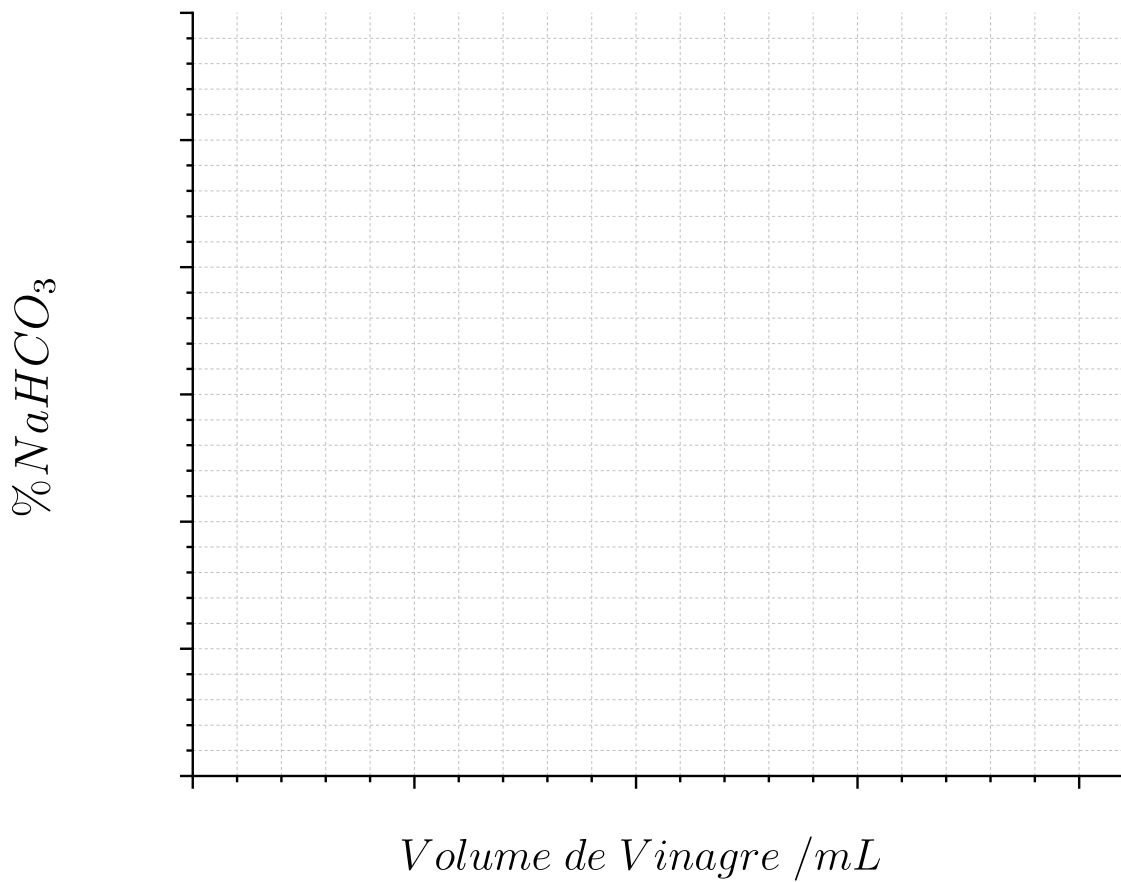
Ensaio n° #	Vol (mL)		Massa (g)				NaHCO ₃ reagido	
	Vinagre	Água	Béquer + líquidos	Comprimido	Béquer (após reação)	Perda de massa	Massa (g)	Teor %
#1	0	36						
#2	4	32						
#3	8	28						
#4	12	24						
#5	16	20						
#6	20	16						
#7	24	12						
#8	28	8						
#9	32	4						
#10	36	0						

**marque com um x os ensaios feitos pelo seu grupo*

Reações envolvidas e cálculos estequiométricos

Valor do teor de NaHCO_3 determinado pelo grupo para a amostra desconhecida

Construa o gráfico a seguir a partir dos dados presentes na Tabela 1.



NOTA: _____

PROFESSOR: _____

PRÁTICA 4

ENTALPIA DE DECOMPOSIÇÃO DA ÁGUA OXIGENADA



BCL0307-15
TRANSFORMAÇÕES
QUÍMICAS



PRÁTICA 4 – Entalpia de decomposição do H₂O₂

Introdução

Termoquímica é um importante tópico no curso de química. É a parte da química que estuda as quantidades de calor liberadas ou absorvidas durante uma transformação química ou física. Sabendo a energia envolvida em reações, como por exemplo, de combustão, podemos comparar diferentes combustíveis e saber a quantidade de calorias de um alimento. No laboratório, o calorímetro é o equipamento destinado para este fim.

**TÓPICOS: TERMODINÂMICA;
TERMOQUÍMICA; LEI DE HESS;
ENTALPIA**

Vidrarias

Vidrarias e descrição	Capacidade	Quant. por grupo
Termometro 15 a 50 °C	----	1
Bastão de vidro	----	1
Proveta Vidro	50mL	1
Proveta Vidro	10mL	1

Materiais

Materiais	Especificações	Quant. por grupo
Suporte universal		1
Garra		1
Argola		1
Barbante	10 cm	1

Reagentes

Reagentes	Concentração	Quant. por grupo	Quant. por turma
Nitrato de ferro III	0,50 mol L ⁻¹	20 mL	120 mL
H ₂ O ₂	3%	50 mL	300 mL

Tipos de descartes gerados

Deverão ser providenciados frascos para descarte de solução de nitrato de ferro

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Coloque o copo sob o suporte universal. Com ajuda da argola (ou da garra) e do barbante, suspenda o termômetro de modo que não encoste no fundo do copo. (Veja

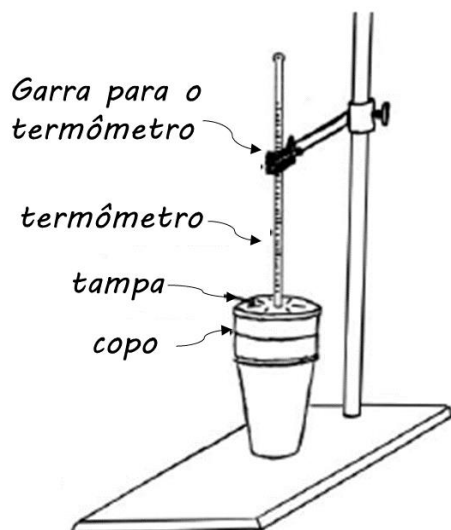


figura abaixo para ilustrar a composição do sistema)

Meça 50 mL de solução do peróxido de hidrogênio 3% (10 volumes) e adicione ao copo. Agite o copo levemente e anote a temperatura a cada minuto por 4 minutos. No quinto minuto, adicione 10 mL da solução de nitrato de ferro III ao copo. Anote a temperatura no sexto minuto e a cada minuto até os 20 minutos.

Figura 1: Composição do sistema utilizado para determinar calor de reação.

Fonte (adaptada de): ([Lab 3 - Heats of Transition, Heats of Reaction, Specific Heats, and Hess's Law](#))

Atividade

PARA SER ENTREGUE NO FIM DA AULA: entregue ao professor o gráfico e a tabela de todos os dados do experimento (destaque os dados coletados pelo grupo). Não se esqueça de colocar os nomes dos integrantes do grupo presentes. Mostre os cálculos envolvidos para a determinação da entalpia de decomposição de H_2O_2 .

Considerar:

$$q_{\text{total}} = q_{\text{solução}} + q_{\text{calorímetro}}$$

$$q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad / \quad q = C \cdot \Delta T$$

Calor específico da solução igual a $4,18 \text{ J} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$.

Constante calorimétrica (do copo): $5 \text{ J} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$

RELATÓRIO DIRIGIDO - PRÁTICA 4 - ENTREGAR NO FINAL DA AULA PRÁTICA

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

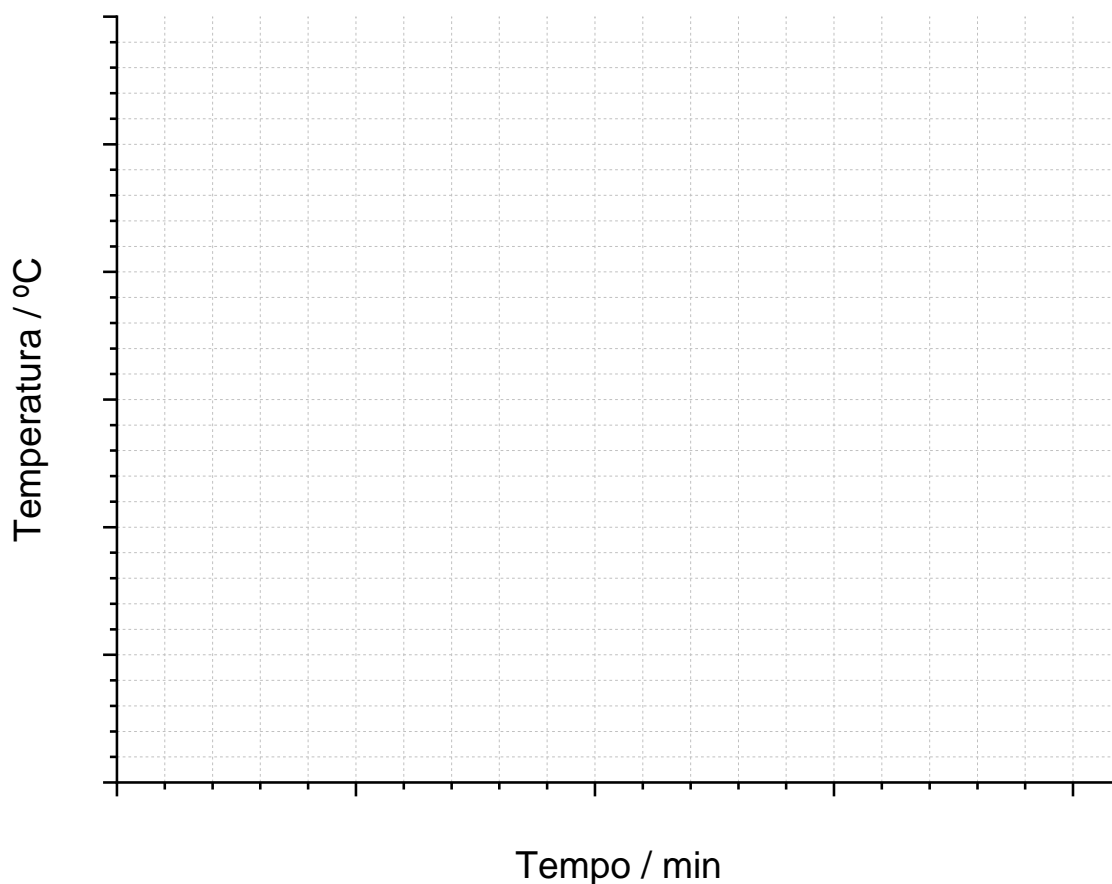
NOME:

R.A.:

Tabela 1:

<i>Tempo (min)</i>	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	
<i>Temp. (°C)</i>																						

Construa o gráfico a seguir a partir dos dados presentes na Tabela 1.



Mostre os cálculos realizados:

Valor da entalpia de decomposição do H_2O_2 (em $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) determinado pelo grupo

Compare seu valor obtido com o valor teórico ($-94,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

NOTA: _____

PROFESSOR: _____

PRÁTICA 5

CINÉTICA QUÍMICA



BCL0307-15
TRANSFORMAÇÕES
QUÍMICAS



PRÁTICA 5 – Velocidade das reações

TÓPICO: CINÉTICA QUÍMICA. LEIS DE VELOCIDADE. CATÁLISE

Introdução

Para que ocorra uma reação química é necessário que haja colisões entre as moléculas dos reagentes com energia suficiente para quebrar suas ligações e se formarem novas ligações (rearranjo dos átomos dos reagentes para formação dos produtos).

E alguns fatores externos alteram a frequência de colisões entre os reagentes de uma reação química, aumentando ou diminuindo assim a velocidade com que ela ocorre. Tais fatores podem ser, por exemplo, a temperatura, a pressão, a concentração de reagentes, a superfície de contato e a presença de catalisadores ou inibidores.

Neste experimento você irá investigar o efeito da concentração, temperatura e área da superfície de contato, na reação de magnésio metálico com ácido clorídrico. A reação se caracteriza pela produção de gás hidrogênio até o consumo total do magnésio sólido. Os resultados serão analisados utilizando o tempo total de reação e a taxa de reação calculada a partir das informações coletadas em cada experimento.

Vidrarias

Vidrarias e descrição	Capacidade	Quant. por grupo
Tubos de ensaio grandes	----	10
Vidro de relógio	10 mL	1
Pipeta Graduada	10 mL	3
Bastão de vidro	---	1
Béquer	250 mL	2

Materiais

Materiais	Especificações	Quant. por grupo
Termômetro	---	2
Peras		2
Cronômetro		1
Estante para tubos grandes		2
Lixa d'água		

Reagentes

Reagentes	Concentração	Quant. por grupo	Quant. por turma
Fita de magnésio (~12 cm)	—	1	~80 cm
Soluções de HCl	3,0 mol L ⁻¹	25 mL	150 mL
Soluções de HCl	0,5 mol L ⁻¹	40 mL	250 mL

Tipos de descartes gerados

Deverão ser providenciados frascos para descarte de:

- Ácidos

Procedimento Experimental

Limpe uma fita de magnésio (aproximadamente 12 cm) e corte-a em 8 pedaços de 1 cm e 2 pedaços de 2 cm.

PARTE A: Efeito da Temperatura

1. Prepare 4 tubos de ensaio com 10 mL de HCl 0.5 mol L⁻¹.
2. Pese 4 pedaços de 1 cm de fita de Mg. Use a balança para medir a massa de cada pedaço de fita de magnésio. *Esse valor será utilizado para determinar a taxa de decomposição do magnésio.*
3. Prepare um banho termostático em 3 diferentes temperaturas aproximadamente: 0, 25, 50 C. *(use um béquer de 250 mL contendo 150 mL de água como banho)*
4. Coloque o tubo de ensaio no banho e espere por aproximadamente 3 minutos. Meça a temperatura da solução de ácido e registre-a na parte A da tabela.
5. Retire o termômetro e coloque um pedaço de fita de magnésio na solução de HCl.
6. A partir do momento em que o magnésio entra em contato com o ácido clorídrico, meça o tempo requerido para completar a reação.

PARTE B: Efeito da Concentração

1. Prepare 4 tubos de ensaio com as quantidades de água e solução de 3 mol L⁻¹ de ácido clorídrico como apresentado na Tabela de Dados Parte B. *(rotule cada tubo de ensaio)*

1. Pese 4 pedaços de 1 cm de fita de Mg. Use a balança para medir a massa de cada pedaço. *Esse valor será utilizado para determinar a taxa de decomposição do magnésio.*
2. Coloque um pedaço de fita de magnésio na solução de HCl presente em cada tubo. A partir do momento no qual o magnésio entra em contato com o ácido clorídrico, meça o tempo requerido para completar a reação;
3. Registre o tempo na parte B da tabela;

PARTE C: Efeito da Área de Contato

1. Com o auxílio de uma tesoura pique a maior quantidade de pedaços possível 2 cm de fita de magnésio.
2. Pese os pedaços de fita de Mg. Use a balança para medir a massa de cada pedaço de fita de magnésio. *Esse valor será utilizado para determinar a taxa de decomposição do magnésio.*
3. Misture em um tubo de ensaio 8.0 mL de água + 2,0 mL de HCl 3,0 mol L⁻¹
4. Coloque os pedaços picados da fita de magnésio dentro do tubo de ensaio e meça o tempo requerido para completar a reação;
5. Registre o tempo;
6. Repita o procedimento dos itens 3-4 com 2 cm de fita de Mg (sem picar).

RELATÓRIO DIRIGIDO - PRÁTICA 5 - ENTREGAR NO FINAL DA AULA PRÁTICA

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

Parte A - Tabela 1:

Tabela de Dados Parte A				
Tubo	Massa da fita de Mg (g)	T média (° C)	Tempo de reação(s)	Taxa de reação
1				
2				
3				

Parte B - Tabela 2:

Tabela de Dados Parte B					
Tubo	Soluções	Concentração de HCl (mol L ⁻¹)	Massa da fita de Mg (g)	Tempo de reação(s)	Taxa de reação
1	10 mL de HCl 3,0 mol L ⁻¹				
2	4,0 mL H ₂ O + 6,0 mL de HCl 3,0 mol L ⁻¹				
3	7,0 mL H ₂ O + 3,0 mL de HCl 3,0 mol L ⁻¹				
4	8,0 mL H ₂ O + 2,0 mL de HCl 3,0 mol L ⁻¹				
6	9,0 mL H ₂ O + 1,0 mL de HCl 3,0 mol L ⁻¹				

Parte C -Tabela 3:

Tabela de Dados Parte A				
Tubo	Massa da fita de Mg (g)	T média (° C)	Tempo de reação(s)	Taxa de reação
1				
2				

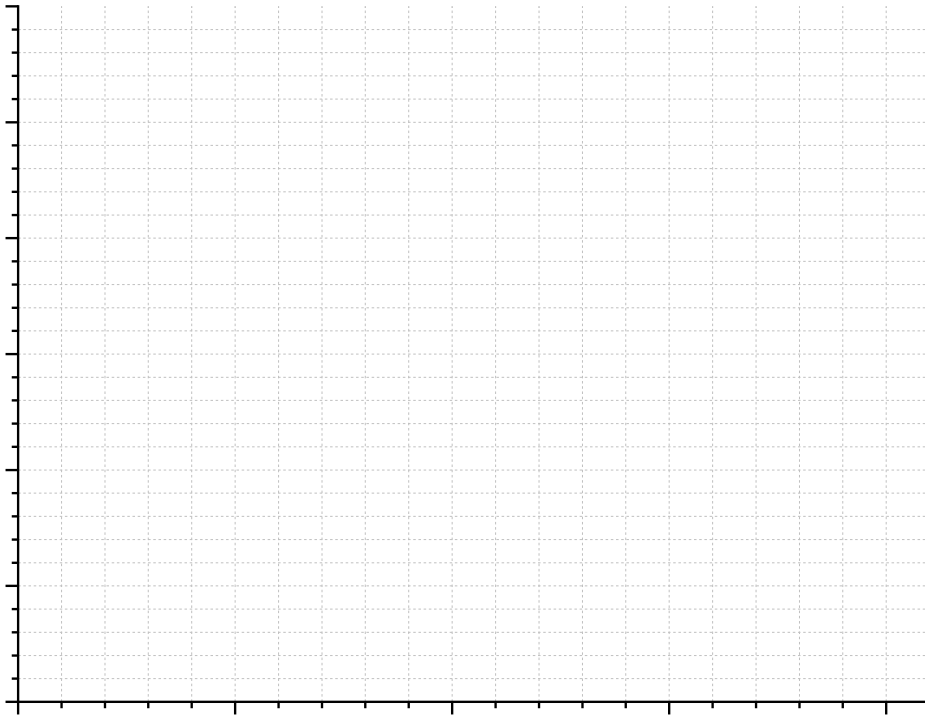
1. Por que é necessário limpar o magnésio?

2. Por que o volume e a molaridade do ácido são os mesmos em cada tentativa da Parte A?

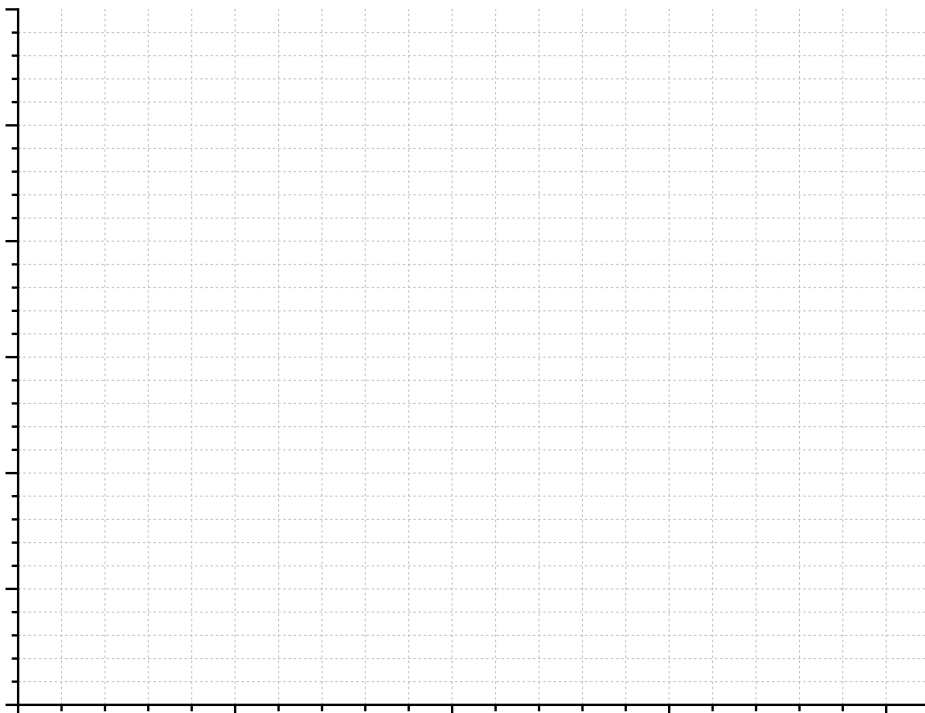
3. Que efeito a temperatura tem na velocidade da reação?

4. Que efeito a concentração tem na velocidade da reação? (i) Compare as taxas de reação. (ii) A velocidade da reação diminuiu, aumentou ou permaneceu a mesma com o aumento da temperatura da solução do ácido? Explique se as taxas de reação são diretamente proporcionais ou inversamente proporcionais à temperatura

5. Em uma folha de papel milimetrado, faça um gráfico de temperatura versus tempo de reação usando os dados da Parte A.



6. Faça um gráfico de concentração versus tempo de reação usando os dados da Parte B



7. Fazendo uma previsão você esperaria que a taxa de reação na Parte A aumentasse se o ácido fosse mais concentrado? Explique por quê.

8. Compare as taxas de reação do experimento da Parte C. Você esperaria que a taxa de reação tivesse o mesmo valor se o experimento fosse feito nas mesmas condições porém, o Mg utilizado na forma de pó?

9. As taxas de reação relativas podem ser previstas com certeza quando mais de um fator que afeta a velocidade da reação está envolvido? Explique.

-

PRÁTICA 6

PRINCÍPIO DE LE CHATELIER



BCL0307-15
TRANSFORMAÇÕES
QUÍMICAS



PRÁTICA 6 – Princípio de Le Chatelier

TÓPICOS: EQUILÍBRIO QUÍMICO, PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

Introdução

Quando uma transformação química atinge o seu equilíbrio significa que as concentrações das espécies envolvidas (reagentes e produtos) são constantes. No entanto, deve-se considerar que o equilíbrio é dinâmico, ou seja, as reações direta e inversa ocorrem na mesma velocidade. O equilíbrio é dependente da temperatura e pressão (em alguns casos).

Pelo princípio de Le Chatelier sabe-se que qualquer alteração das concentrações de uma das espécies envolvidas no equilíbrio, ou na temperatura, ou pressão provocará a reação (direta ou inversa) de maneira a restabelecer o equilíbrio.

Nesta prática final, os grupos irão realizar experimentos simples para verificar o efeito da concentração e temperatura sobre equilíbrios químicos de reações conhecidas.

Reagentes

Reagentes	Concentração	Quant. por grupo	Quant. por turma
Solução amoniacal comercial	-	10 gotas	10 mL
Cloreto de amônio	PA	1 espátula	5 g
Solução alcoólica de Fenolftaleína	-	Gotas	3 mL
Solução de AZUL DE BROMOTIMOL	-	Gotas	3 mL
Bicarbonato de sódio	PA	1 espátula	10 g
Vinagre comercial	-	150 mL	2 frascos
Hidróxido de sódio	1,0 mol L ⁻¹	5 mL	30 mL

Vidrarias

Vidrarias e descrição	Capacidade	Quant. por grupo
Erlenmeyer	250mL	1
Béquer	250 mL	2
Tubos de ensaio	---	1
Bastão de vidro	----	1
Proveta Vidro	100 mL	2
Kitassatos	250 mL	1

Materiais

Materiais	Especificações	Quant. por grupo
Espátulas	---	2
Pipetas descartáveis	--	2
Mangueira de borracha	--	1
Rolha de borracha	Para o kitassato	1
Suporte universal		1
Garra		1
Mufla		1
Bico de Bunsen		1

Tipos de descartes gerados

Deverão ser providenciados frascos para descarte de:

- Ácidos diluídos
- Solução de NaOH

Procedimento Experimental

Está no relatório dirigido. Divididos em três partes: efeito do íon comum, concentração e temperatura.

Atividade

PARA SER ENTREGUE NO FIM DA AULA: entregue ao professor o relatório dirigido contendo as questões respondidas.

RELATÓRIO DIRIGIDO - PRÁTICA 5 - ENTREGAR NO FINAL DA AULA PRÁTICA

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

NOME:

R.A.:

TAREFA 1 - EFEITO DO ÍON COMUM

Pesquise sobre o indicador "Fenolftaleína", descreva sua estrutura química e suas características frente a variação de pH.

Passo 1: Adicione 200 mL de água em um erlenmeyer de 250 mL. Em seguida, 3 gotas da solução amoniacal e duas ou três gotas de fenolftaleína são adicionadas à água. Misture com o bastão de vidro e observe.

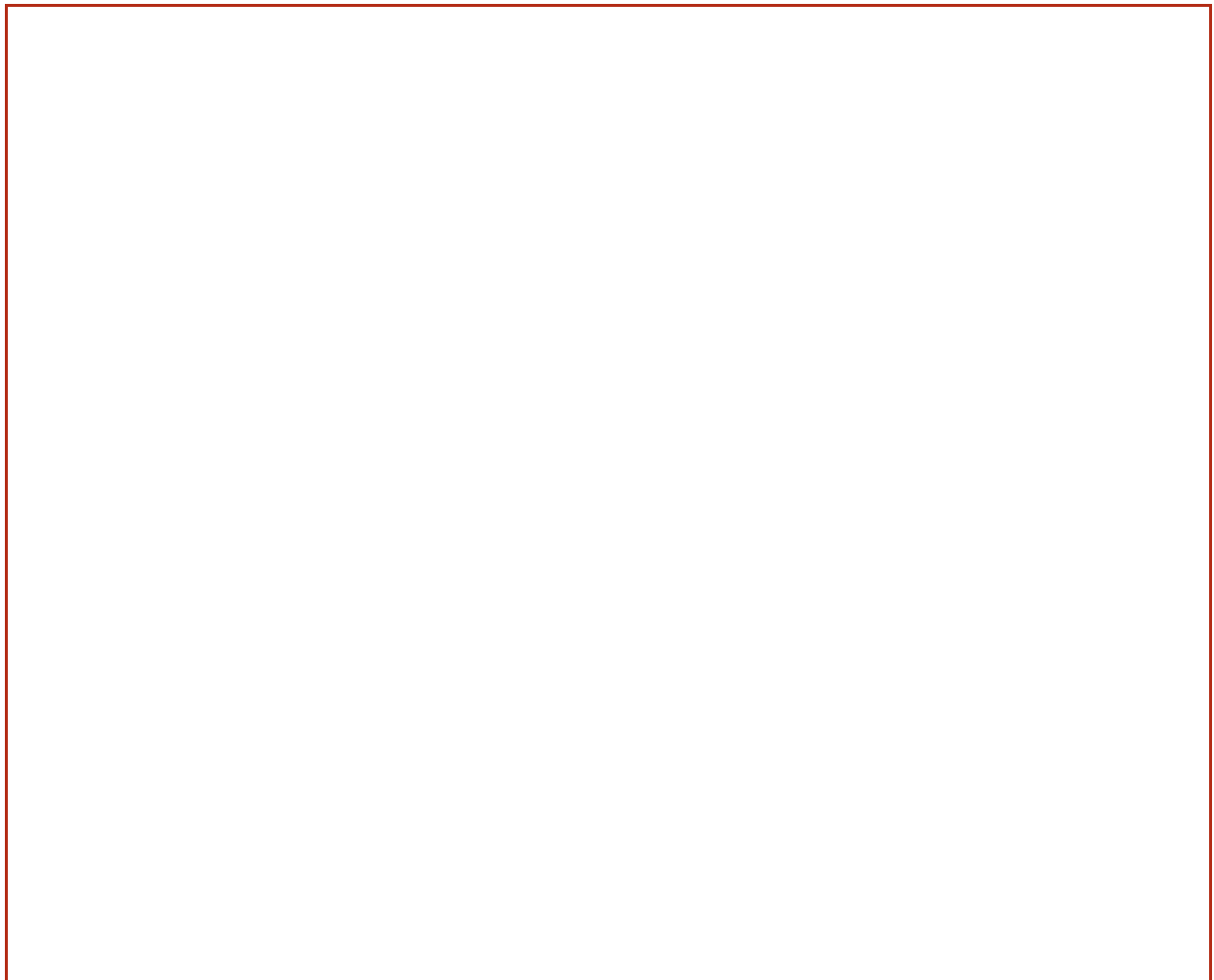
QUESTÃO 1: Qual a coloração obtida? Justifique a sua resposta.

Passo 2: Adicione uma espátula (não muito cheia) de cloreto de amônio. Misture novamente com o bastão de vidro limpo e observe o que ocorre.

QUESTÃO 2: Houve mudança na coloração obtida? Justifique a sua resposta através de equações.



QUESTÃO 3: Como seu grupo poderia fazer com que a cor da solução anterior retornasse, utilizando os materiais presentes no laboratório?



TAREFA 2 - EFEITO DA CONCENTRAÇÃO

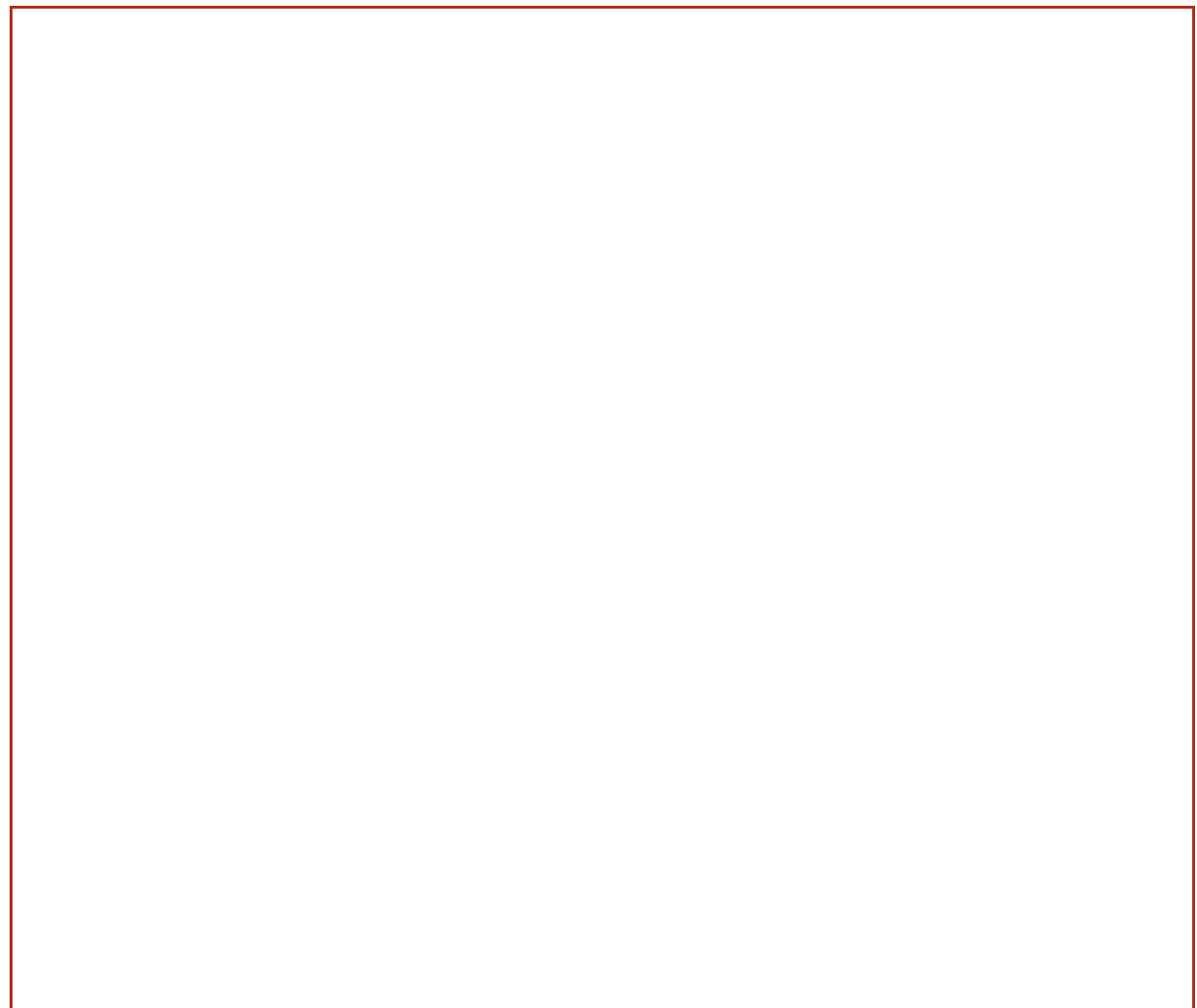
Pesquise sobre o indicador “Azul de Bromotimol”, descreva sua estrutura química e suas características frente a variação de pH.

Etapa Única : Inicialmente, conecte a mangueira de borracha na saída lateral do kitassato. Adicione 100 mL de vinagre dentro do kitassato. A ponta da mangueira deve estar embebida em um béquer de 250 mL contendo 100 mL de água, NaHCO_3 (PONTA DE ESPÁTULA) e gotas (2 ou 3) de solução indicadora AZUL DE BROMOTIMOL. Observe e anote a coloração obtida.

Estando preparado para rapidamente fechar o kitassato com a rolha, adicione uma espátula cheia de bicarbonato de sódio. Feche o kitassato rapidamente e mantenha a extremidade da mangueira dentro da solução do béquer. Cuidado para o líquido não retornar pela mangueira. Se isso acontecer, você deverá repetir o experimento para observar apenas o gás saindo pela mangueira. Observe o que ocorre com o béquer.

QUESTÃO 4: Explique a coloração da solução antes e depois do experimento. Justifique através de equações químicas.

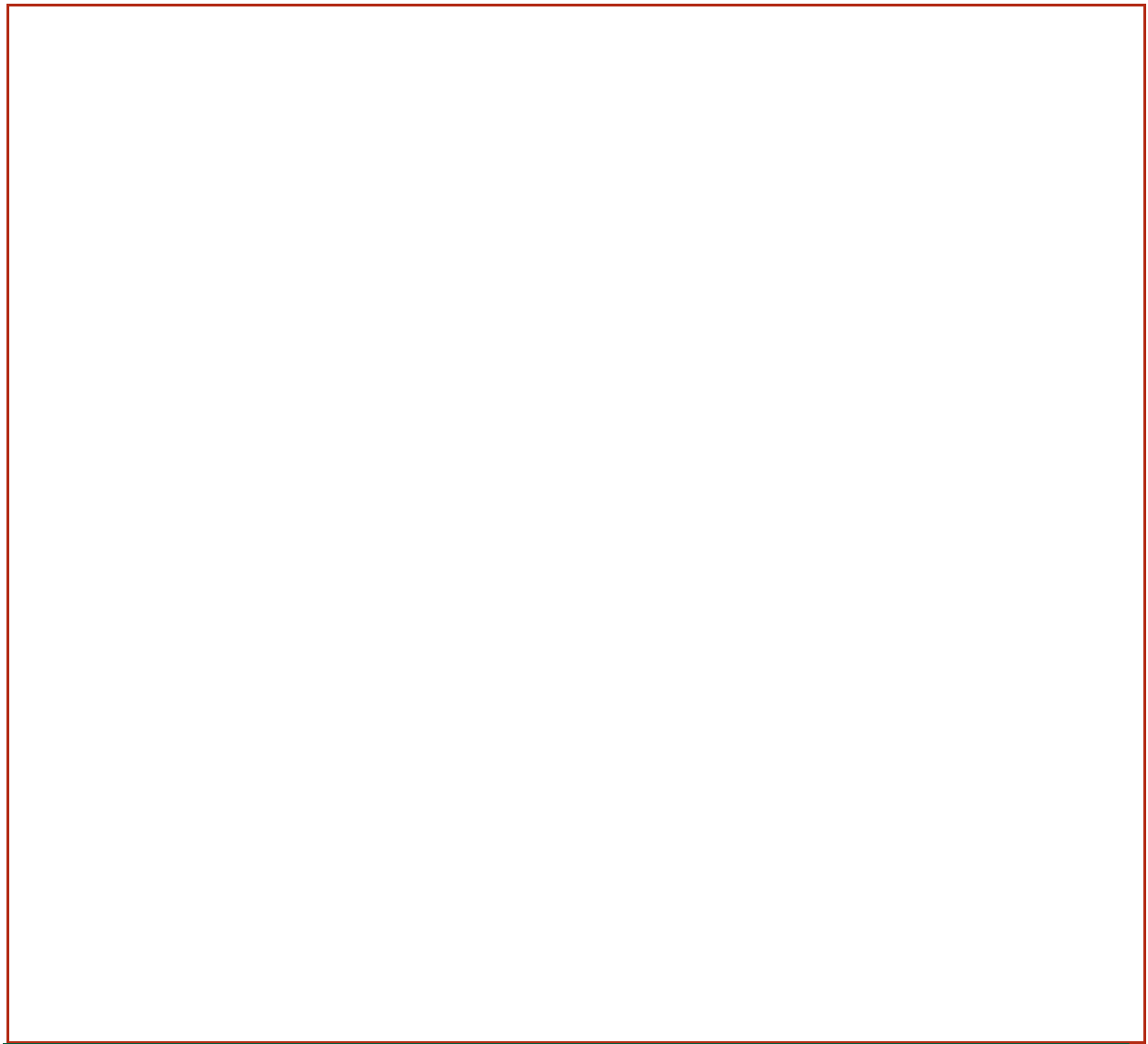
QUESTÃO 5: Compare a quantidade de CO_2 no sangue de pessoas que respiram em demasia (hiperventilação) com pessoas que apresentam insuficiência respiratória.



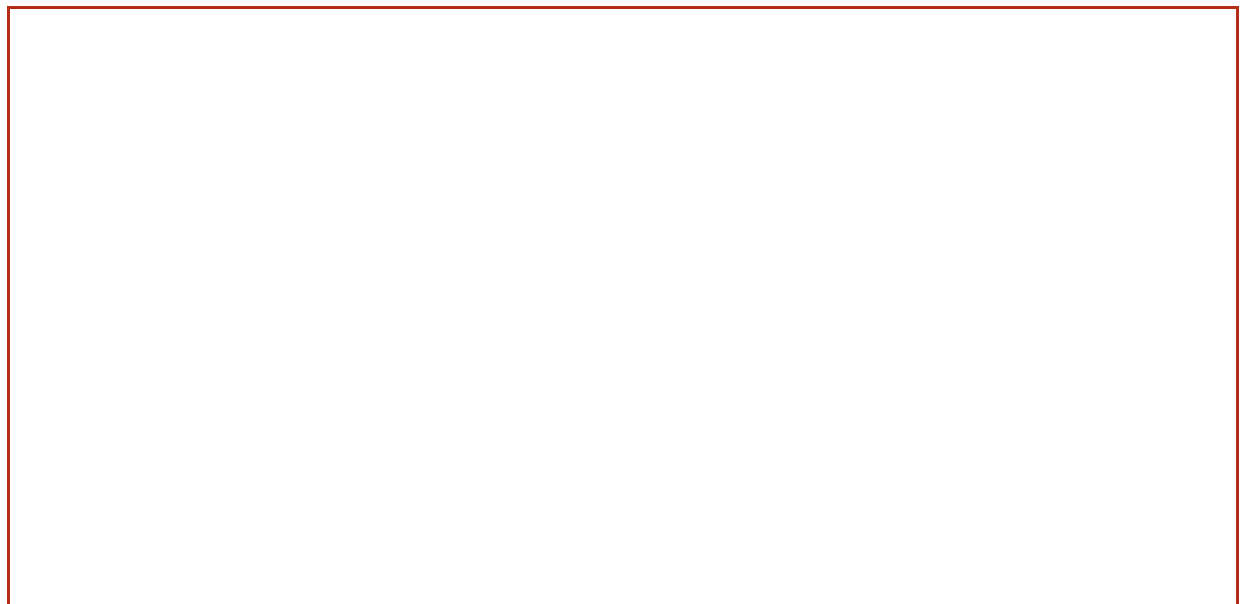
TAREFA 3 - EFEITO DA TEMPERATURA

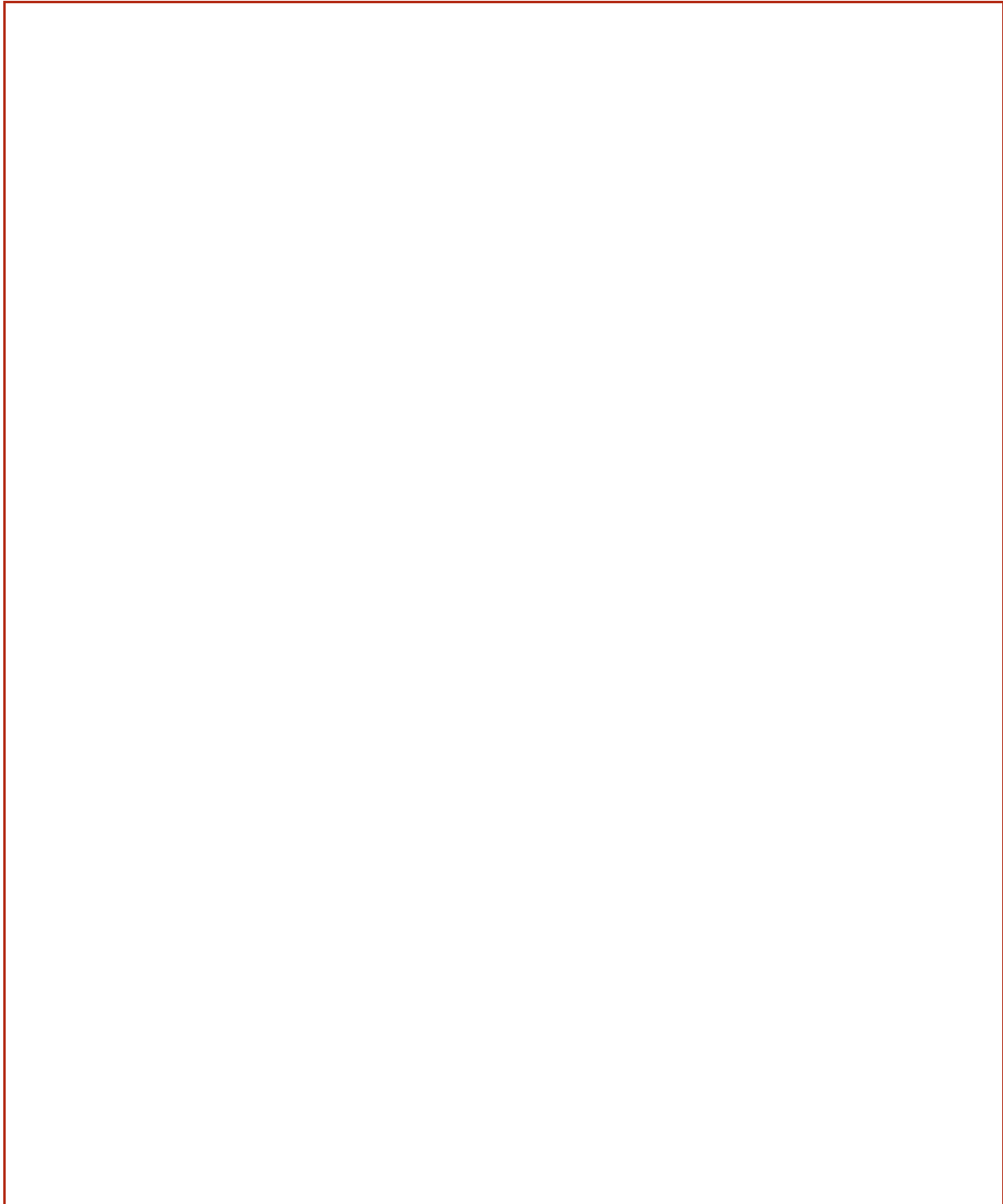
Etapa Única : Adicione 1 gota da solução amoniacal a 20 mL de água em um béquer. A seguir adicione 1 gota de fenolftaleína e observe a coloração. Transfira um pouco desta solução (quantidade não superior a 3 mL) para 2 tubos de ensaio. Aqueça apenas um dos tubos em chama de bico de Bunsen. Em seguida, coloque o tubo aquecido em um banho de gelo e compare com aquele que não passou por variações de temperatura.

QUESTÃO 7: baseando-se nas observações, discuta se a reação é exotérmica ou endotérmica.



QUESTÃO 8: O que ocorre com o valor da constante de equilíbrio quando o tubo é aquecido?





NOTA: _____

PROFESSOR: _____