

Adriano Martinez Basso
Anderson Joel Schwanke
Fábio Garcia Penha
Sibele B. C. Pergher

The background features a light blue grid pattern. On the left, there is a large orange Erlenmeyer flask with a sunburst icon above its neck. On the right, there is a large blue Erlenmeyer flask. At the top right, there is a purple molecular structure with a central sphere and two smaller spheres. At the bottom left, there is a pink molecular structure with four spheres. In the center, there is a small black circle.

FÍSICO- QUÍMICA

EXPERIMENTAL



editoraifrn

Adriano Martinez Basso
Anderson Joel Schwanke
Fábio Garcia Penha
Sibele B. C. Pergher

FÍSICO- QUÍMICA *EXPERIMENTAL*



editora**ifrn**

Natal, 2022

Presidente da República
Jair Messias Bolsonaro
Ministro da Educação
Victor Godoy Veiga
Secretário de Educação Profissional e Tecnológica
Tomás Dias Sant'Ana



Reitor
José Arnóbio de Araújo Filho
Pró-Reitor de Pesquisa e Inovação
Avelino Aldo de Lima Neto
Coordenadora da Editora IFRN
Gabriela Dalila Bezerra Raulino

Conselho Editorial

Emanuel Neto Alves de Oliveira
Paulo Augusto de Lima Filho
Adriano Martinez Basso
Ana Judite de Oliveira Medeiros
Marcus Vinícius de Faria Oliveira
Anna Cecília Chaves Gomes
Alexandre da Costa Pereira
Maria Kassimati Milanez
Genildo Fonseca Pereira
Cinthia Beatrice da Silva Telles
Leonardo Alcântara Alves
Maurício Sandro de Lima Mota
Paula Nunes Chaves
Miler Franco D Anjour
Renato Samuel Barbosa de Araujo

Avelino Aldo de Lima Neto
Rodrigo Luiz Silva Pessoa
Francinaide de Lima Silva Nascimento
José Everaldo Pereira
Samuel de Carvalho Lima
Amilde Martins da Fonseca
Marcus Vinícius Duarte Sampaio
Ana Lúcia Sarmiento Henrique
Sílvia Regina Pereira de Mendonça
Diogo Pereira Bezerra
Luciana Maria de Araújo Rabelo
Cláudia Batestin
Julie Thomas
Maria Jalila Vieira de Figueirêdo Leite
Raúl Humberto Velis Chávez

Projeto Gráfico, Diagramação e Capa

Hanna Andreza Fernandes Sobral

Revisão Linguística

Maria Regina Soares Azevedo de Andrade

Prefixo editorial: Editora IFRN
Linha Editorial: Apoio Didático-Pedagógico
Disponível para *download* em:
<http://memoria.ifrn.edu.br>



Contato

Endereço: Rua Dr. Nilo Bezerra Ramalho, 1692, Tirol. Natal-RN.
CEP: 59015-300. Telefone: (84) 4005-0763 | E-mail: editora@ifrn.edu.br

**FÍSICO-
QUÍMICA**
EXPERIMENTAL

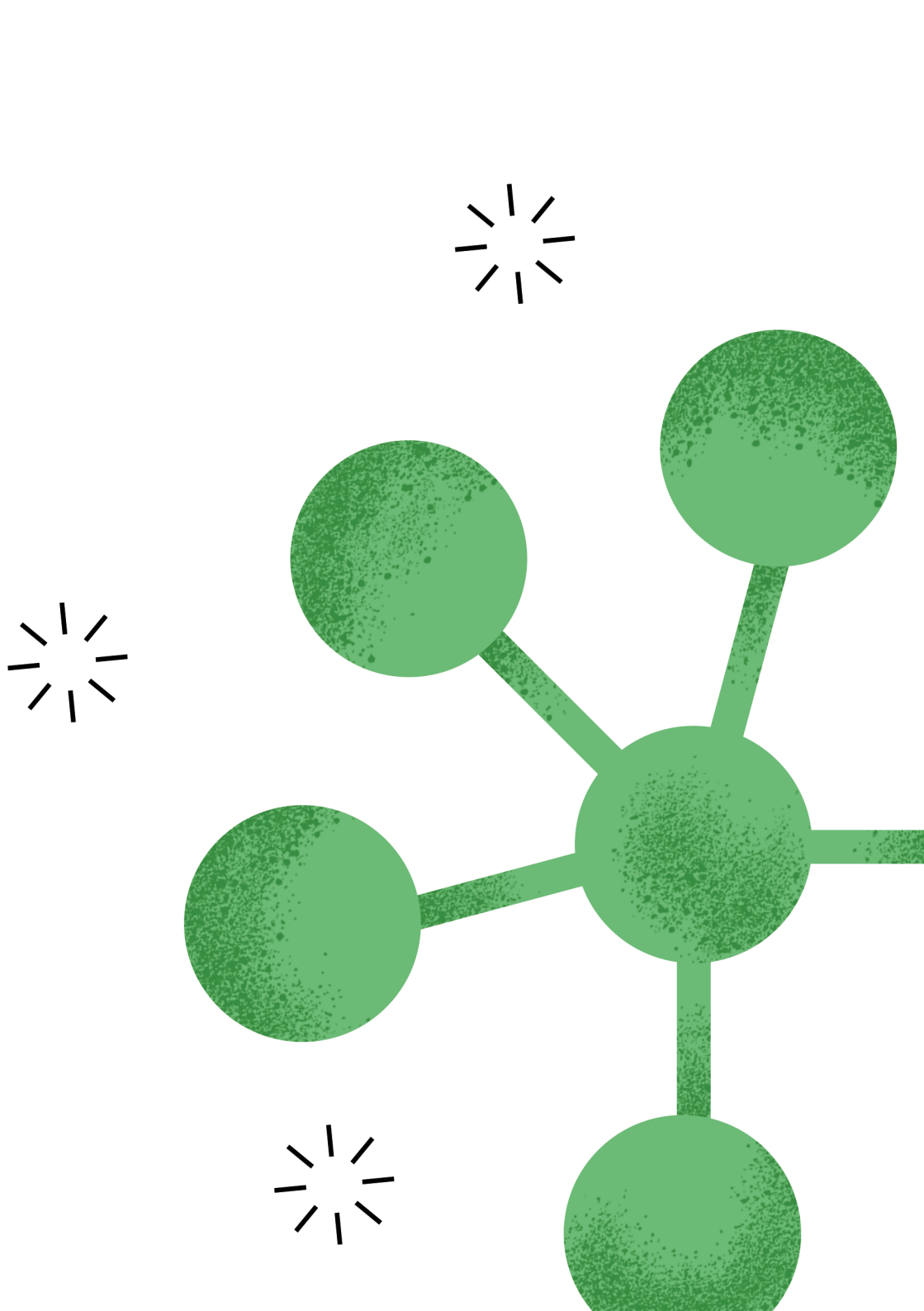


Os textos assinados, no que diz respeito tanto à linguagem quanto ao conteúdo, não refletem necessariamente a opinião do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Rio Grande do Norte. As opiniões são de responsabilidade exclusiva dos respectivos autores. É permitida a reprodução total ou parcial desde que citada a fonte.

<p>F531 Físico-química experimental [livro eletrônico] / Adriano Martinez Basso, Anderson Joel Schwancke, Fábio Garcia Penha, Sibebe Berenice Castelã Pergher. – Dados eletrônicos. – Natal: IFRN, 2022. 246 p. ; PDF: il.</p> <p>Bibliografia. ISBN: 978-85-8333-280-0</p> <p>1. Físico-química – experimentos. 2. Experimentos químicos. I. Basso, Adriano Martinez. II. Schwancke, Anderson Joel. III. Penha, Fábio Garcia. IV. Pergher, Sibebe Berenice Castelã. V. Título.</p> <p>IFRN/SIBi</p>	<p>CDU 542</p>
--	----------------

Divisão de Serviços Técnicos
Catalogação da publicação na fonte elaborada pela Bibliotecária
Iara Celly Gomes da Silva – CRB-15/315

Esta obra foi submetida e selecionada por meio de edital específico para publicação pela Editora IFRN, tendo sido analisada por pares no processo de editoração científica.



Sumário

INTRODUÇÃO	11
-------------------	-----------

EXPERIMENTO 1	14
----------------------	-----------

Tratamento de Dados Experimentais – Tabelas e Gráficos	15
--	-----------

Questionário Experimento 1	21
-----------------------------------	-----------

EXPERIMENTO 2	24
----------------------	-----------

Propriedades Físico-Químicas de Substâncias Puras e de Soluções: Densidade e Índice de Refração	25
--	-----------

Questionário Experimento 2	32
-----------------------------------	-----------

EXPERIMENTO 3	35
----------------------	-----------

Temperatura e Solubilidade	36
----------------------------	-----------

Questionário Experimento 3	42
-----------------------------------	-----------

EXPERIMENTO 4	45
----------------------	-----------

Calor de Neutralização	46
------------------------	-----------

Questionário Experimento 4	54
-----------------------------------	-----------

EXPERIMENTO 5	57
Volume Molar e Massa Molar	58
Questionário Experimento 5	64
EXPERIMENTO 6	67
Determinação da Constante de Dissociação de um Indicador por Espectroscopia UV-Visível	68
Questionário Experimento 6	74
EXPERIMENTO 7	79
Crioscopia	80
Questionário Experimento 7	86
EXPERIMENTO 8	89
Determinação de uma Constante de Equilíbrio de Complexação	90
Questionário Experimento 8	94
EXPERIMENTO 9	97
Equilíbrio de Fases – Sistema Binário	98
Questionário Experimento 9	101
EXPERIMENTO 10	103
Equilíbrio de Fases – Sistema Ternário	104
Questionário Experimento 10	108
EXPERIMENTO 11	110
Distribuição de uma Substância Entre Dois Líquidos Imiscíveis	111
Questionário Experimento 11	116

EXPERIMENTO 12	119
Determinação da CMC (Concentração Micelar Crítica) de Sufractantes pelo Método Adaptado do Peso da Gota	120
Questionário Experimento 12	131
EXPERIMENTO 13	134
Adsorção na Interface Sólido-Líquido Ácido Acético sobre Carvão Ativado	135
Questionário Experimento 13	142
EXPERIMENTO 14	146
Condutividade de Eletrólitos	147
Questionário Experimento 14	156
EXPERIMENTO 15	162
Cinética de Pseudo-Primeira Ordem: Oxi-Redução do $S_2O_8^{2-}$ e I^-	163
Questionário Experimento 15	172
EXPERIMENTO 16	175
Determinação da Velocidade de Decomposição do Acetato de Etila Seguido por Condutância	176
Questionário Experimento 16	186
EXPERIMENTO 17	188
Cinética das Reações Enzimáticas	189
Questionário Experimento 17	196
EXPERIMENTO 18	201
Determinação da Viscosidade de Líquidos	202

Questionário Experimento 18 **211**

EXPERIMENTO 19 **214**

Determinação da Massa Molar de um Polímero
por Viscosimetria **215**

Questionário Experimento 19 **221**

EXPERIMENTO 20 **224**

Células Galvânicas e Corrosão **225**

Questionário Experimento 20 **234**

EXPERIMENTO 21 **237**

Colóides **238**

Questionário Experimento 21 **246**

Introdução

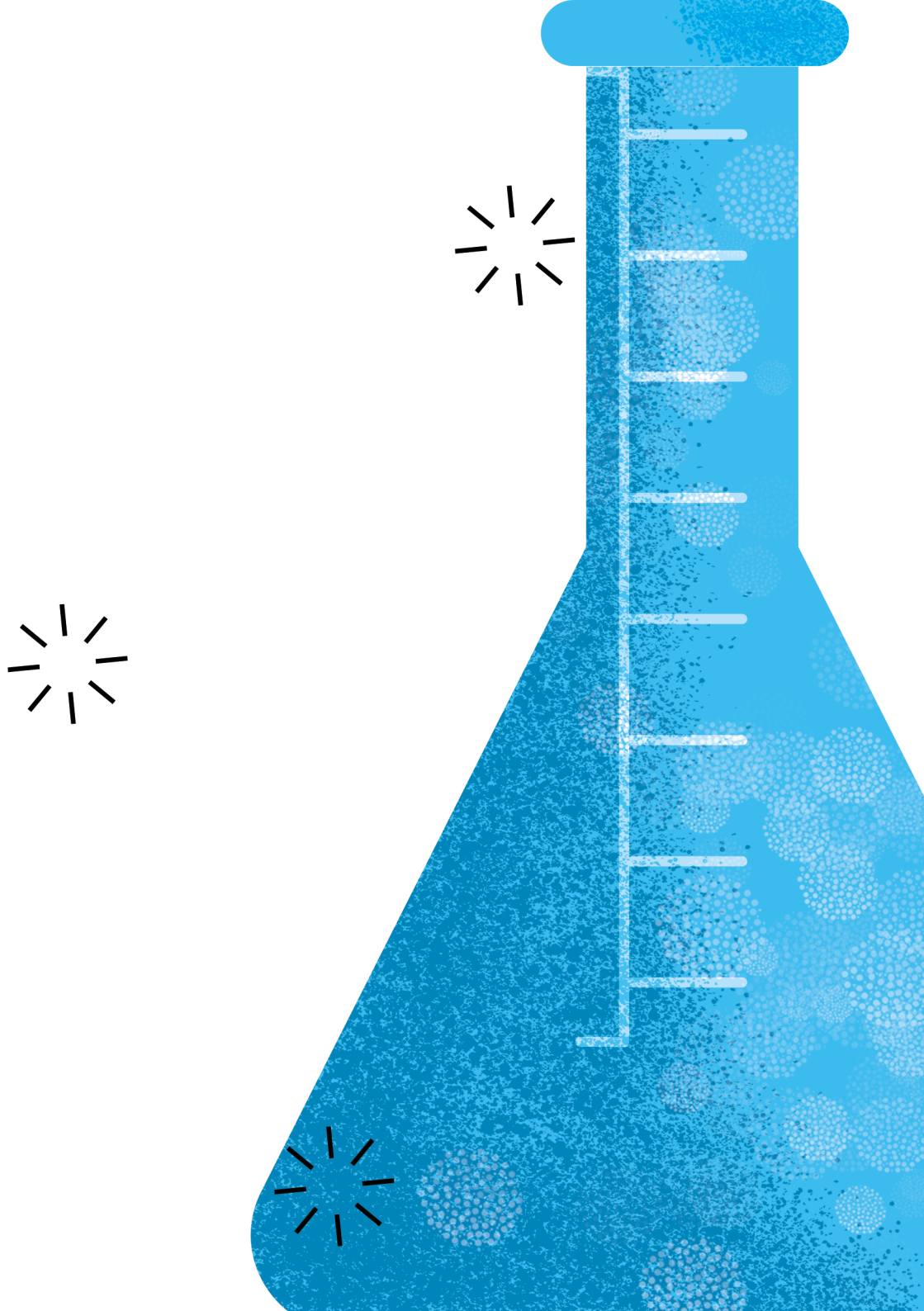
A Química é uma ciência prática. Desde a alquimia até a moderna química quântica, é impossível falar de química sem a associação imediata a um laboratório. Este ambiente discreto e silencioso, que permeia a imaginação do leigo como desconhecido e ficcional, é o escritório de trabalho do químico. É evidente, portanto, que para aqueles que se interessam por esta ciência, sejam disponibilizados caminhos para que essas práticas da química possam chegar ao mais distante rincão.

Um experimento de química não é simplesmente uma receita, reproduzida por qualquer pessoa. Embora seja uma ciência eminentemente prática, a química abriga sólidos conceitos, teorias bem edificadas que comprovam aquilo que se experimenta em um laboratório. Por esse motivo, um manual prático de química deve vir acompanhado de uma discreta teoria, abordando cada tópico a ser trabalhado e unindo, assim, a prática à teoria.

Este livro tem o propósito de ser empregado em aulas práticas de Universidades, Institutos de Educação e demais segmentos de ensino. Trata-se de um curso prático de físico-química, em que o objetivo principal é observar experimentalmente os princípios e conteúdos aprendidos nos cursos de físico-química teóricos. O texto está dividido em 21 experimentos e organizado de forma a produzir uma sequência apropriada para o aprendi-

zado dos conteúdos. Antes de cada experimento, apresentamos uma fundamentação teórica adequada para a boa compreensão do experimento propriamente dito. E, após a prática, fornecemos um questionário em que os resultados obtidos e os cálculos serão efetuados com o objetivo de avaliar o aprendizado do aluno.

Em suma, este texto oferece um conjunto completo e relativamente fechado de experimentos, destinado a fornecer ao estudante conhecimentos básicos de físico-química, bem como proporcionar métodos experimentais praticados em várias outras áreas da química.



EXPERIMENTO

(EM SALA DE AULA)

1

Tratamento de Dados Experimentais – Tabelas e Gráficos

Contextualização: Uma das partes mais importantes de um trabalho científico é a apresentação de dados, figuras e tabelas. Ainda é muito comum, a apresentação de dados técnicos com algarismos significativos expostos de maneira equivocada. Em algumas áreas da química, esse é um tipo de erro inadmissível. Por isso, conhecer as regras de exposição de resultados é uma ferramenta básica e da qual o aluno deve ter domínio.

1.1 Algarismos significativos: precisão e exatidão

Ao se registrar o valor de uma medida, o resultado de um cálculo ou o valor tabelado de uma grandeza, deve-se ter a preocupação de expressar corretamente o número de algarismos significativos. Entende-se como algarismos significativos os algarismos necessários para representar um resultado com a mesma precisão com que as medidas foram realizadas.

As medidas e, conseqüentemente, os resultados, devem ser expressos com o cuidado de que o último algarismo significativo

represente o duvidoso. Este procedimento deve ser seguido independente da operação aritmética que se irá efetuar.

Assim, em uma soma ou subtração, o resultado deverá ser expresso com o número de algarismos significativos igual ao da parcela menos precisa.

$$\begin{aligned}\text{Ex.: } 2,50 + 0,023 + 3,1 &= 5,6, \text{ e não } 5,623 \\ 5,429 + 3,5743 + 6,25 + 7,815 &= 23,07 \\ 9,254 - 2,78 &= 6,47\end{aligned}$$

Portanto, operações matemáticas envolvendo uma série de medidas não podem levar a um resultado mais preciso do que a mais imprecisa de suas parcelas.

A representação de uma medida indica a sua **precisão** e, logo, permite conhecer a sua **exatidão**. Enquanto a precisão é dada pelo número de algarismos significativos em que a medida é expressa, a exatidão, por sua vez, é obtida pela diferença entre o valor real encontrado na literatura (VR) e o valor medido ou calculado (VC). Dessa maneira, podem ocorrer casos em que se obtém uma medida muito precisa, mas pouco exata. A determinação da exatidão de uma medida é função do seu erro percentual, ou seja:

$$\text{Exatidão} = \left| \frac{VR - VC}{VR} \right| \cdot 100$$

1.2 Tabelas e gráficos

Os resultados experimentais, isto é, os dados que foram medidos e os calculados a partir deles, precisam ser colocados ou

agrupados de forma racional para que possa, pela mera observação deles, ou mesmo com pequenos cálculos, interpretar qualitativamente e quantitativamente, se possível, a dependência das variáveis medidas. Para isso, existem duas formas científicas de apresentá-los: **tabelas e gráficos** (figuras).

As tabelas e os gráficos devem ser autoexplicativos, isto é, com os dados e informações neles presentes o leitor deve ser capaz de compreender o que eles querem informar. Caso isso não seja possível, eles estão incompletos. No caso de estarem contidos num texto, com o qual tenham relação, devem vir citados com números próprios. Por exemplo, “[...] conforme a Tabela 10 e a Figura 5, verifica-se [...]”.

Tabelas

Uma tabela divide-se em 4 partes: título, cabeçalho, corpo e rodapé. Como ilustrado abaixo:

Tabela 1.1. Título da tabela

Cabeçalho	Cabeçalho	Cabeçalho	Cabeçalho	Cabeçalho
Corpo	Corpo	Corpo	Corpo	Corpo
Corpo	Corpo	Corpo	Corpo	Corpo
Corpo	Corpo	Corpo	Corpo	Corpo
Corpo	Corpo	Corpo	Corpo	Corpo

rodapé:

O título da tabela sempre se encontra na parte superior. Inicia-se com **Tabela n°**, e, após um espaço, segue o título propriamente dito. Esse deve ser curto, conciso e autoexplicativo do cabeçalho e do corpo da tabela.

O cabeçalho está separado do título por uma linha horizontal. A sua função é explicar ou informar o que significam os números ou informações que vêm verticalmente abaixo de cada item no corpo da tabela. O rodapé é a parte que vem após a última linha horizontal. Nesse espaço, quando necessário, colocam-se explicações ou maiores detalhes referentes ao título, ao cabeçalho e ao corpo da tabela.

Gráficos

O gráfico é a representação dos dados, sejam eles da tabela ou não. Porém, quando tabelados, facilitam o trabalho da construção do gráfico. Existem os mais variados tipos de gráficos, dependendo da área e da finalidade. Todos têm algo em comum, que é o título colocado abaixo da figura, ou do gráfico, precedido pela expressão "**Figura n°**". O gráfico é a visualização do que os dados da tabela querem informar. As finalidades de um gráfico podem ser diversas, tais como:

- Visualizar correlações existentes entre as variáveis medidas;
- Calcular parâmetros, por exemplo, na determinação do coeficiente linear e do coeficiente angular de uma reta;
- Identificação de compostos químicos (espectros);
- Entre outros.

Abaixo, tem-se o exemplo de um gráfico e de como se calculam os coeficientes linear e angular de uma reta descrita pela seguinte equação:

$$y = a.x + b$$

sendo **a = coeficiente linear**; **b = coeficiente angular**

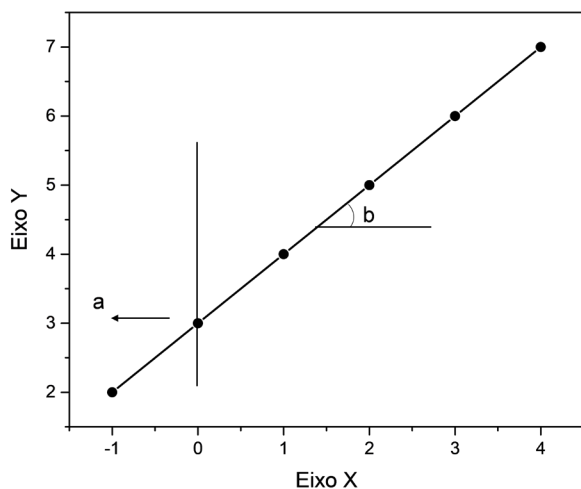


Figura 1.1: Cálculo dos coeficientes linear, a, e angular, b, de uma reta.

O coeficiente linear da reta é o valor da ordenada, y, quando a abscissa, x, vale zero. Isto é,

$$\text{Coeficiente linear} = a = y, \text{ quando } x = 0$$

O coeficiente angular (b) é a tangente do ângulo:

$$b = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{(y_2 - y_1)}{(x_2 - x_1)}$$

1.3 Referências bibliográficas

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de. **Físico-Química**, v. 1, 8. ed. Rio de Janeiro: Editora LTC, 2008.

LENZI, E. *et al.* **Química Geral Experimental**. Rio de Janeiro: Freitas Bastos Editora, 2004.

MIRANDA-PINTO, C.O.B.; SOUZA, E. **Manual de Trabalhos Práticos de Físico-Química**. Belo Horizonte: Editora da UFMG, 2006.

Questionário

Experimento 1

1. O calor de neutralização de um ácido forte por uma base forte foi determinado em diversos experimentos por diferentes estudantes, e os resultados obtidos foram: $\Delta H^{\circ}_{\text{neutralização}}$ (kJ/mol) = 59,8; 58,9; 57,7; 53,5; 58,1; 55,2; 56,4; 53,9; 56,9; 54,3.

Pede-se:

- Determine o valor mais provável de $\Delta H^{\circ}_{\text{neutralização}}$.
- Calcule o erro percentual, sabendo-se que o valor tabelado é 57,3 kJ/mol.

2. Um químico preparou 6 soluções aquosas de sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$, nas concentrações em $g.L^{-1}$: 0,00 (branco); 2,00; 6,00; 10,00; 14,00 e 18,00, respectivamente. Após realizadas as preparações, o teor de açúcar das amostras foi medido por uma técnica analítica, encontrando os seguintes valores: 0,031; 0,173; 0,422; 0,702; 0,956 e 1,248, respectivamente. Foi analisado também o teor de açúcar de uma amostra desconhecida, dando um valor de 0,850 de sinal analítico. Pede-se:

- Coloque os dados experimentais do problema em forma de tabela.

- b) Coloque os dados experimentais do problema em forma de gráfico.
- c) Calcule o coeficiente linear, a , e o angular, b , da reta obtida.
- d) Determine a concentração em $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ da amostra problema.

3. Determine a equação relativa à variação da solubilidade (S) do anidrido carbônico em água, à pressão constante de 1 atm, em relação à temperatura T em graus Celsius, segundo a Tabela, e, em seguida, responda ao que se pede.

T (°C)	0	4	9	15	22
S (g/100g)	0,300	0,270	0,230	0,190	0,157

- a) Qual a solubilidade a 50°C ?

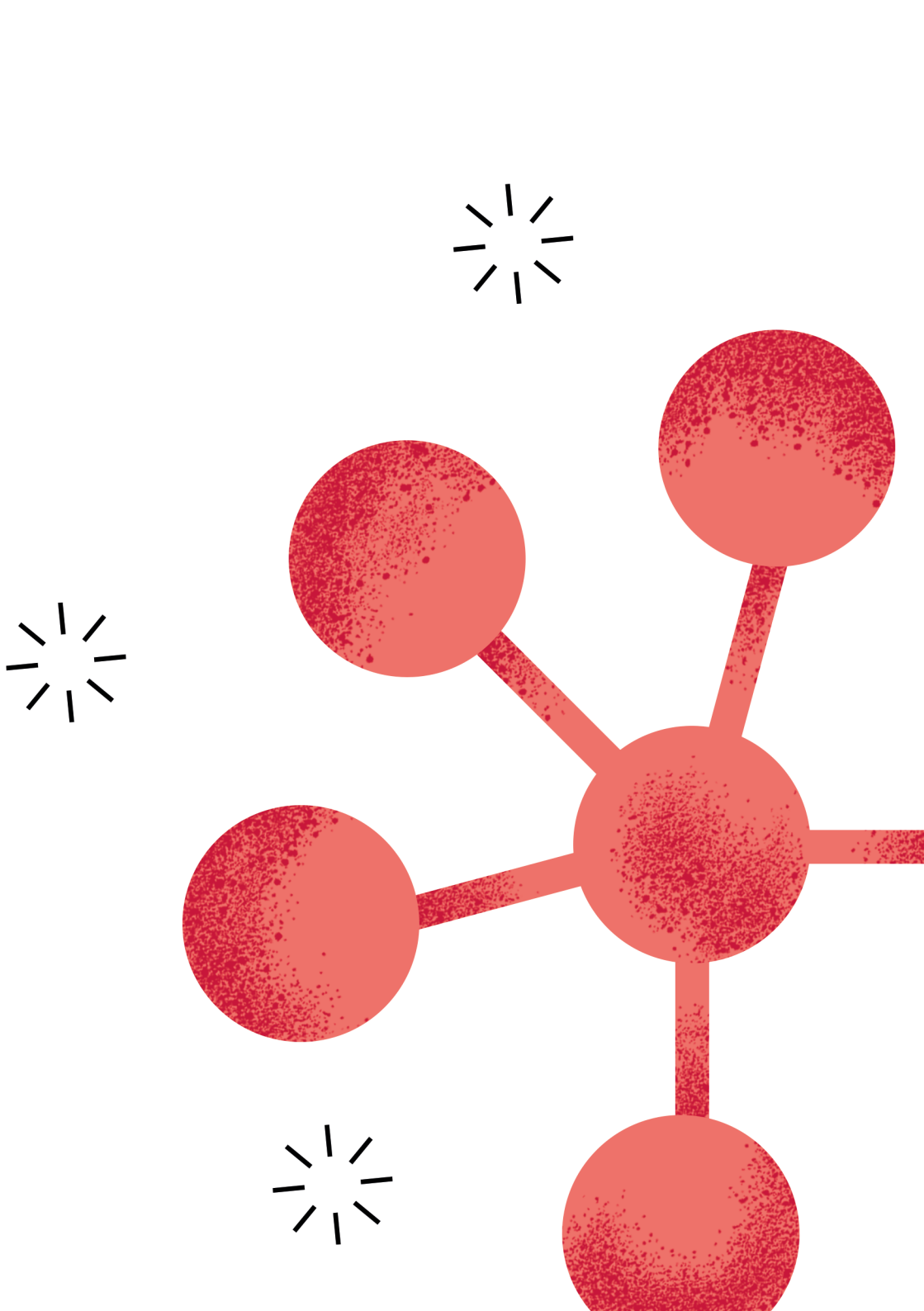
4. A pressão de vapor da carvona (uma cetona com massa molar de $150,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$), um componente do óleo de hortelã, varia com a temperatura como segue na Tabela:

T (°C)	57,4	100,4	133,0	157,3	203,5	227,5
p (Torr)	1,00	10,0	40,0	100	400	760

Com o auxílio de um gráfico apropriado, usando a equação de Clausius-Clapeyron:

$$\ln p = \frac{\Delta H^\circ_{\text{vaporização}}}{R \cdot T} + \text{constante}$$

Calcule o calor de vaporização da carvona, $\Delta H^\circ_{\text{vaporização}}$ em kJ/mol ($R = 8,314 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$).



EXPERIMENTO

RS

Propriedades Físico-Químicas de Substâncias Puras e de Soluções: Densidade e Índice de Refração

Contextualização: Existe uma ampla rede de informações nas propriedades da matéria, tendo em vista que há diversas propriedades que podem ser nela detectada. É devido a essas propriedades que se consegue diferenciar um material de outro e, identificar qual é o mais adequado para determinada aplicação. A densidade e o índice de refração são duas propriedades que podem ser medidas tanto em substâncias puras como em suas soluções. A comparação entre estes esses valores pode fornecer valiosas informações para o estudante.

2.1 Objetivos

Determinar a densidade de líquidos e o índice de refração de soluções.

2.2 Teoria

O índice de refração (n) para um líquido ou sólido isotrópico (que apresenta as mesmas propriedades físicas em todas as direções) em contato com o ar (ou vácuo) é definido a partir do desvio que ocorre em um feixe de luz incidente. Esse desvio é analisado em termos do ângulo formado com a normal à superfície. A **Figura 2.1** apresenta um esquema onde um feixe de luz incidente (θ_I , formando um ângulo com a normal) é desviado ao passar pela solução (ângulo θ_R).

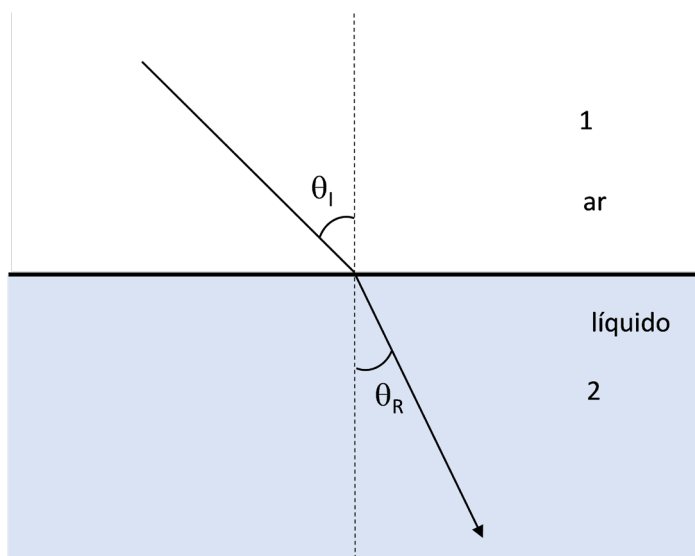


Figura 2.1: Desvio da luz incidente ao passar pelo líquido.

A razão n dos senos dos ângulos de incidência (I) e de refração (R) é constante sob um dado conjunto de condições, é igual a razão das velocidades da luz nos dois meios, equação (1).

$$n = \frac{\sin \theta_I}{\sin \theta_R} = \frac{V_1}{V_2} \quad (1)$$

A equação (1) representa a lei de Snell e n corresponde ao índice de refração do líquido em relação ao ar. O índice de refração depende da temperatura, da pressão, da natureza físico-química da substância e do comprimento de onda da luz incidente. Tratando-se de uma solução, o índice de refração depende também da sua concentração. Consequentemente, medidas de índice de refração podem ser utilizadas para identificar substâncias puras e para determinar a composição de misturas binárias.

A medida do índice de refração é retirada em refratômetros e um dos mais usados é o refratômetro de *Abbe*. A amostra é colocada entre os dois prismas, sendo o líquido aderido por ação capilar como uma fina camada. O índice de refração é lido diretamente numa escala girando o prisma até que o meio círculo escuro coincida com o ponto de interseção dos dois segmentos de reta que aparecem no visor.

Densidade absoluta (d) - de uma substância é a razão da massa (m) dessa substância e de seu volume (V):

$$d = \frac{m}{V}$$

A densidade (massa específica ou peso específico) é uma propriedade específica, isto é, cada substância pura tem uma densidade própria, que a identifica e a diferencia das outras substâncias.

Densidade relativa de um material é a relação entre a densidade absoluta desse material e a densidade absoluta de uma substância estabelecida como padrão. No cálculo da densidade rela-

tiva de sólidos e de líquidos, o padrão usualmente escolhido é a densidade absoluta da água, medida a 4°C, que é igual a 1,00 g/mL.

A densidade depende da temperatura, pois a variação de temperatura resulta em variação de volume.

2.3 Experimental

Material

- Refratômetro de Abbe.
- Pipetas graduadas
- Tubos de ensaio
- Misturas de água-etanol de frações molares de 0,0 a 1,0
- Pipetas graduadas
- Água destilada
- Balança
- Béquer de 10 mL
- Termômetro
- Picnômetro
- Amostras de líquido (água, óleo e etanol).

Procedimento

Parte 1: Densidade de líquidos e de misturas

Para determinar a densidade de líquidos deve-se usar picnômetros, que são pequenos balões volumétricos empregados para pesar e medir o volume de reduzidas quantidades de líquido. Com a massa e o volume, obtemos a densidade. Os picnômetros possuem um pequeno orifício em sua tampa que dispensa o acerto do menisco, pois o líquido deve transbordar por ele, ficando o picnômetro totalmente cheio.

Vamos medir a densidade da água, depois do etanol e por último do óleo. Para isso, proceda da seguinte forma:

- Anote o volume do picnômetro, $V =$
- Pese o picnômetro vazio, $m_1 =$
- Encha-o completamente com o líquido (água, depois etanol e por último o óleo).
- Tampe o picnômetro, e com um papel enxugue o líquido que escorreu pela parte de fora.
- Pese novamente e anote a massa do picnômetro mais o líquido, $m_2 =$
- Calcule a massa do líquido, $m_3 = m_2 - m_1$
- Tendo a massa do líquido e seu volume, calcule sua densidade, $d = m_3/V$.
- Repita o procedimento com etanol e por último com o óleo.

Parte 2: Índice de refração

- Colocar o refratômetro de Abbe próximo a uma fonte de luz de modo a iluminar o sistema do prisma.
- Medir o índice de refração das misturas de etanol-água e da mistura problema.
- As medidas do índice de refração devem ser feitas usando um conta gotas.
- Entre uma medida e outra lave o conta-gotas com a solução que será usada.
- Você usará apenas uma gota da solução.
- Cuidados com o refratômetro: limpe ambas as superfícies do prisma suavemente com algodão ou papel macio umedecido com acetona. Introduza a amostra com um conta gotas.

- Numere 10 tubos e adicione as quantidades de etanol e água indicadas na **Tabela 2.1**, agite e meça o índice de refração, n , das soluções; meça também o índice de refração das amostras A e B fornecidas pelo professor.

Tabela 2.1. Dados das soluções etanol - água

Tubo	V (mL) etanol	V (mL) água	Massa (g) etanol	No mol etanol	No mol água	X etanol	Índice refração
1	0,5	9,5					
2	1,0	9,0					
3	1,5	8,5					
4	2,0	8,0					
5	2,5	7,5					
6	3,0	7,0					
7	3,5	6,5					
8	4,0	6,0					
9	4,5	5,5					
10	5,0	5,0					
amostra A							
amostra B							

d etanol = 0,789 g/mL; d água = 1,000 g/mL

2.4 Referências bibliográficas

MIRANDA-PINTO, C.O.B.; SOUZA, E. **Manual de Trabalhos Práticos de Físico-Química**. Belo Horizonte: Editora da UFMG, 2006.

RANGEL, R. N. **Práticas de Físico-Química**. 3. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2006.

SHOEMAKER, D. P.; GARLAND, C. W.; NIBLER, J. W. **Experiments in Physical Chemistry**, 6. ed. New York: McGrawHill, 1996.

Questionário

Experimento 2

1. Preencha a tabela abaixo com os valores encontrados das densidades da água e do óleo.

Equipe	Densidade água (g/mL)	Densidade etanol (g/mL)	Densidade óleo (g/mL)
1			
2			
3			
4			
5			
valor médio			

Temperatura = _____

2. Preencha os itens abaixo.

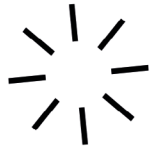
Índice de refração da água =

Índice de refração do etanol =

3. Com os dados obtidos de X_{etanol} e índice de refração n , construa no papel milimetrado uma curva de calibração de n versus X_{etanol}

e determine através da equação da reta a composição da mistura problema (amostra dada pelo professor).

4. Explique resumidamente um método para medir a densidade de sólidos. Em seguida, considere: e se o sólido fosse poroso, esse método poderia ser utilizado?



EXPERIMENTO

37

Temperatura e Solubilidade

Contextualização: A solubilidade é a capacidade que um líquido tem de se dissolver em um sólido. No entanto, é interessante observar que existem sólidos que se dissolvem mais facilmente conforme a temperatura do sistema vai aumentando. Outros materiais têm o efeito contrário, isto é, dissolvem-se mais a baixas temperaturas. Há ainda aqueles que são indiferentes à temperatura. O que determina essas diferenças de comportamento? A resposta está na dependência da solubilidade com a temperatura.

3.1 Objetivo

Estudar a variação do coeficiente de solubilidade de uma substância em função da temperatura e calcular o calor envolvido no processo.

3.2 Teoria

Quando um sólido é posto em contato com um líquido no qual é solúvel, ocorre a passagem contínua de moléculas da fase sólida para a solução até que a concentração do soluto nesta, atin-

ja um valor definido, independentemente da quantidade de sólido em excesso. Nessa situação se estabelece um estado de equilíbrio entre a solução saturada e a fase sólida presente. O equilíbrio se caracteriza por ser dinâmico, pois a velocidade com que as moléculas de soluto na solução passam para a fase sólida é igual à velocidade com que as moléculas de soluto passam da fase sólida para a solução.

A temperatura age sobre o sistema, aumentando ou diminuindo a solubilidade, influenciando diretamente na constante de equilíbrio. A influência da temperatura sobre a constante de equilíbrio é dada pela equação de van't Hoff (1).

$$\frac{d \ln k}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2} \quad (1)$$

Onde K é a constante de equilíbrio, T a temperatura em Kelvin e ΔH é o calor envolvido no processo de dissolução. A equação de van't Hoff pode ser integrada em função da temperatura, considerando que ΔH permanece constante em intervalos pequenos de temperatura. A equação de van't Hoff pode ser aplicada à solubilidade, considerando que no ponto de saturação se estabelece um equilíbrio dinâmico cuja constante é a concentração do soluto na solução a uma dada temperatura. A equação (1) fica, então:

$$\frac{d \ln k}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2} \quad (2)$$

$$\ln S = \frac{-\Delta H_s}{RT} + C \quad (3)$$

Sendo S a solubilidade em diferentes temperaturas, dada em massa de soluto em 100g de solvente. O efeito térmico

ΔH_s é o calor de solução referente a 1 mol de soluto dissolvido numa solução saturada.

3.3 Experimental

Material

- KNO_3
- Pipetas graduadas de 10 mL
- Termômetro
- Béqueres de 100 mL
- Banho termostatzado
- Bico de Bunsen
- Tripé e tela de amianto
- Bastão de vidro

Procedimento

1. Numere béqueres de 1 a 4 e pese-os.
2. Pese 70 g de KNO_3 em um béquer e adicione 60 mL de água destilada.
3. Agite a mistura (KNO_3 + água) em temperatura ambiente (anote a temperatura) durante 10 minutos com o bastão de vidro.
4. Decante o excesso de KNO_3 , pipete 10 mL de solução sobrenadante e coloque no béquer número 1. Com o termômetro, determine a temperatura da solução neste béquer.
5. Pese o béquer número 1 com a solução, anotando a massa.

6. Coloque o béquer número 1 na estufa, já ligada, para evaporar a água e obter um resíduo seco de KNO_3 . Anote a massa do béquer mais o resíduo seco.

7. Leve a solução (KNO_3 + água) ao banho termostático a uma temperatura diferente da temperatura ambiente (anotar a temperatura) e agite a mistura durante 10 minutos com o bastão de vidro.

8. Retire novamente 10 mL da solução sobrenadante e coloque no béquer 2.

9. Repita para o béquer 2 os itens 5 e 6.

10. Com o béquer número 5, repita a operação descrita em 7 em diferentes temperaturas, respectivamente obtendo os béqueres 3 e 4.

11. Quando terminar a evaporação total da água nos béqueres número 1, 2, 3 e 4, pese cada um com o resíduo seco e anote as massas encontradas.

Dados:

Massa béquer 1 vazio =

Massa béquer 1 + solução =

Massa béquer 1 + resíduo seco =

Temperatura =

Massa béquer 2 vazio =

Massa béquer 2 + solução =

Massa béquer 2 + resíduo seco =

Temperatura =

Massa béquer 3 vazio =

Massa béquer 3 + solução =

Massa béquer 3 + resíduo seco =

Temperatura =

Massa béquer 4 vazio =

Massa béquer 4 + solução =

Massa béquer 4 + resíduo seco =

Temperatura =

3.4 Referências bibliográficas

ATKINS, P. W.; PAULA, J. **Físico-Química**. v. 1, 8. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2008.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M. **Química Geral e Reações Químicas**. v. 1, 4. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2002.

PILLA, L. **Físico-Química**. v 2. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, Rio de Janeiro, 1980.

Questionário

Experimento 3

1. Obter a massa de água em cada béquer pela diferença de massa entre os béqueres com a solução e o béquer com o resíduo seco.

Béquer	Massa de água
1	
2	
3	
4	

2. Obter a massa de KNO_3 em cada béquer pela diferença de massa entre o béquer com o resíduo e o béquer vazio.

Béquer	Massa de KNO_3
1	
2	
3	
4	

3. Obter o coeficiente de solubilidade (massa em gramas de KNO_3 que satura 100 gramas de água) do sal para cada temperatura anotada.

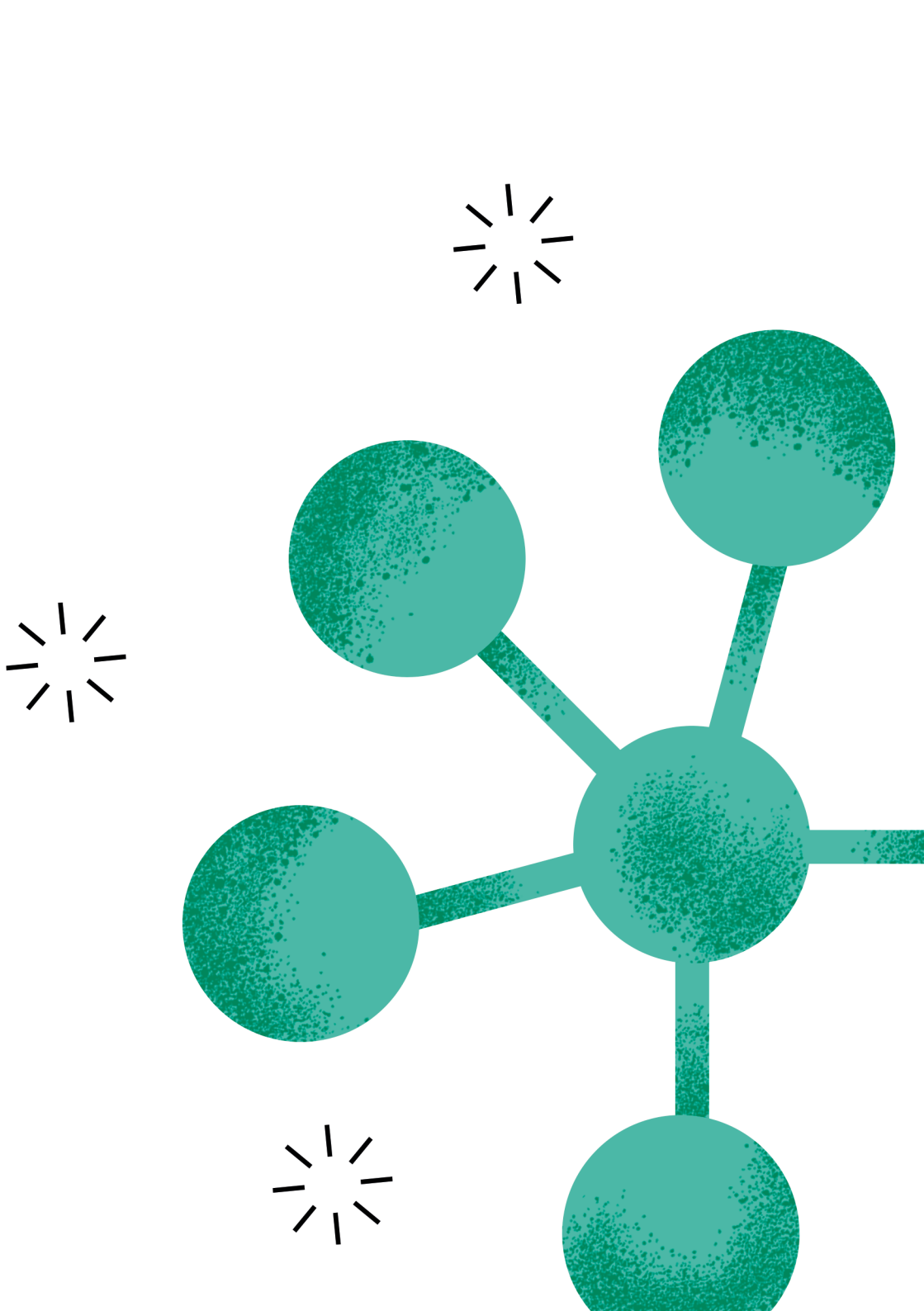
Temperatura (K)	Coeficiente de solubilidade (g KNO_3 /100g água)

4. Traçar o gráfico adequado para o cálculo do calor envolvido no processo de solubilização do sal ($\Delta H_{\text{solução}}$).

$$\ln S = \frac{-\Delta H_s}{RT} + C$$

1 / Temperatura (K^{-1})	ln (Coeficiente de solubilidade)

$\Delta H_{\text{solução}} =$ _____



EXPERIMENTO

4

Calor de Neutralização

Contextualização: As medições de calor são muito importantes e têm diversas aplicações, por exemplo, nas indústrias alimentícias e farmacêutica. Na indústria de alimentos, é através da calorimetria que se mensura o teor de calorias por grama de determinado material. Já na indústria farmacêutica, medidas calorimétricas podem ser empregadas durante todas as fases da formulação de um fármaco, para determinar quando um soluto sólido se dissolve em um excesso de solvente.

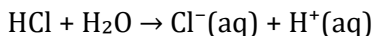
4.1 Objetivo

Determinar o calor de neutralização em uma reação entre ácidos e bases.

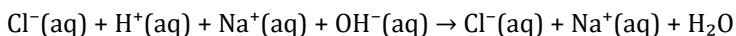
4.2 Teoria

O calor de reação entre um ácido e uma base é denominado **calor de neutralização**. Em solução aquosa, os ácidos e as bases fortes encontram-se completamente dissociados, e o calor de neutralização é numericamente igual ao calor de dissociação da

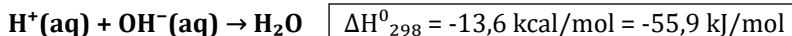
água com sinal contrário. Este é o caso da neutralização do ácido clorídrico em presença de hidróxido de sódio cujas soluções podem ser descritas, segundo Arrhenius, como



Partindo dessas soluções, a reação de neutralização pode ser descrita como



ou, simplesmente,



Onde ΔH_{298}° é o calor de neutralização a 1 atm e 25 °C, ou entalpia padrão de neutralização.

As variações de entalpia durante reações de neutralização podem ser determinadas por simples **calorimetria**. Em um calorímetro isolado adiabaticamente, o calor liberado durante a neutralização, $-\Delta H$, é igual à quantidade total de calor recebida pelos produtos da reação, q_p , e pelo calorímetro, q_c de modo que

$$-\Delta H = q_p + q_c = q$$

A quantidade total de calor, q , por sua vez, pode ser medida pela elevação da temperatura do sistema durante o processo.

Para relacionar q à elevação da temperatura, considere T_i a temperatura inicial de equilíbrio do calorímetro e dos reagentes, T_f a temperatura final de equilíbrio do calorímetro e dos produtos da reação C_c e C_p as capacidades caloríficas do calorímetro e dos produtos, respectivamente. Sendo conhecidas essas capacidades caloríficas, mede-se as temperaturas T_i e T_f e calcula-se q :

$$q = C_c (T_f - T_i) + C_p (T_f - T_i)$$

ou

$$q = (C_c + C_p) \cdot (T_f - T_i)$$

A capacidade calorífica dos produtos pode ser calculada por:

$$C_p = m_p \cdot c_p$$

Onde m_p é a massa e c_p o calor específico dos produtos. Em ambas as neutralizações aqui usadas como exemplo, consideramos soluções aquosas de ácidos e bases. Os produtos dessas reações são também soluções iônicas aquosas. Nesse caso, para soluções diluídas, o calor específico é aproximadamente igual ao calor específico da água, isto é, $c_p \sim 1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$. Sendo a massa dos produtos igual à massa dos reagentes, m_p está determinada pela escolha das quantidades dos reagentes.

Assim, para determinar q a partir da elevação de temperatura durante a reação realizada sob condições adiabáticas, falta conhecer a capacidade calorífica do calorímetro, C_c . Isso pode ser feito em um outro experimento de calorimetria no qual uma quantidade de calor conhecida é fornecida ao calorímetro. Este experi-

mento consiste em colocar uma quantidade conhecida de água à temperatura ambiente dentro do calorímetro e medir a temperatura de equilíbrio. Em seguida, acrescenta-se uma quantidade também conhecida de água aquecida a uma temperatura bem determinada. A água aquecida fornece calor ao sistema formado pelo calorímetro mais a água fria. A quantidade de calor fornecida é proporcional à variação da temperatura desse sistema, conforme a expressão descrita a seguir.

Sejam T_c a temperatura inicial da água fria em equilíbrio com o calorímetro, T_a a temperatura da água aquecida e T_f a temperatura final de equilíbrio no calorímetro depois de acrescentada a água aquecida. Sejam, ainda, as massas de água quente e de água fria utilizadas ambas iguais a m . Finalmente, sejam c calor específico da água e C_c a capacidade calorífica do calorímetro. Então, considerando o calorímetro isolado adiabaticamente, o calor cedido pela água quente é igual ao calor recebido pela água fria e pelo calorímetro ou, dito de outro modo, a soma dos calores recebidos por todos os corpos no processo adiabático é igual a zero:

$$m \cdot c(T_f - T_c) + C_c(T_f - T_c) + m \cdot c(T_f - T_a) = 0^\circ$$

Portanto, isolando C_c nessa equação, encontra-se:

$$C_c = \frac{-m \cdot c(T_f - T_a) - m \cdot c(T_f - T_c)}{(T_f - T_c)}$$

Conhecida a massa total de água, obtém-se C_c medindo as temperaturas T_c , T_a e T_f .

De acordo com essa breve descrição teórica, o experimento para a determinação do calor de neutralização é realizado em duas etapas. No primeiro momento, calibra-se o calorímetro, isto

é, determina-se C_c . Na segunda etapa, utiliza-se este mesmo calorímetro para encontrar q .

4.3 Experimental

Material

- Calorímetro
- Bastão de vidro
- Pipeta volumétrica de 50 mL
- Béquero de 250 mL
- Chapa de aquecimento
- Termômetro
- Solução de HCl 1mol/L
- Solução de NaOH 1mol/L
- Solução de HNO₃ 1mol/L

Procedimento

Parte A: Determinação da capacidade calorífica do calorímetro

1. Com a pipeta volumétrica, coloque 100 mL de água destilada no calorímetro e 100 mL de água destilada num béquer de 250 mL.
2. Aqueça a água do béquer até aproximadamente 50°C. Anote a temperatura de equilíbrio entre a água e o calorímetro – T_c .
3. Anote a temperatura da água aquecida (aproximadamente 50°C) – T_a .

4. Junte a água aquecida no calorímetro, fechando-o imediatamente.
5. Agite bem a mistura e anote a temperatura de equilíbrio – T_f (até a temperatura ficar constante ou quando ela passa a diminuir muito lentamente).
6. Para determinar a capacidade calorífica do calorímetro (C_c), use densidade da água 1g/mL e calor específico $1\text{cal/g}^\circ\text{C}$.
7. Pode-se repetir este procedimento mais duas vezes.

Parte B: Determinação dos calores de neutralização

1. Lave o calorímetro com água corrente para resfriá-lo, deixe repousar aberto e com água suficiente para permitir a medida da temperatura. Quando a temperatura do calorímetro estabilizar, jogue a água.
2. Coloque 100 mL de ácido forte ($\text{HCl } 1\text{ mol/L}$) no calorímetro, aguarde equilíbrio térmico com o calorímetro aberto e anote o valor de T_i .
3. Acrescente 100 mL de base forte ($\text{NaOH } 1\text{ mol/L}$) no calorímetro, fechando-o imediatamente.
4. Agite a mistura e anote T_f (até a temperatura permanecer constante ou quando ela passa a diminuir muito lentamente).
5. Considere as densidades das soluções 1g/mL e seus calores específicos $1\text{cal/g}^\circ\text{C}$.

6. Determine o calor envolvido no processo de neutralização.
7. Repita o mesmo procedimento usando o HNO_3 ao invés do HCl .

4.4 Referências bibliográficas

ATKINS, P. W.; PAULA, J. **Físico-Química**. v. 1, 8. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2008.

PILLA, L. **Físico-Química**. v 2. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, Rio de Janeiro, 1980.

RANGEL, R. N. **Práticas de Físico-Química**. 3. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2006.

Questionário

Experimento 4

Parte A: Determinação da capacidade calorífica do calorímetro

$$C_c = \frac{-m \cdot c(T_f - T_a) - m \cdot c(T_f - T_c)}{(T_f - T_c)}$$

Experimento	Tc	Ta	Tf	Cc
1				
2				
3				

Parte B: Determinação do calor liberado nas reações

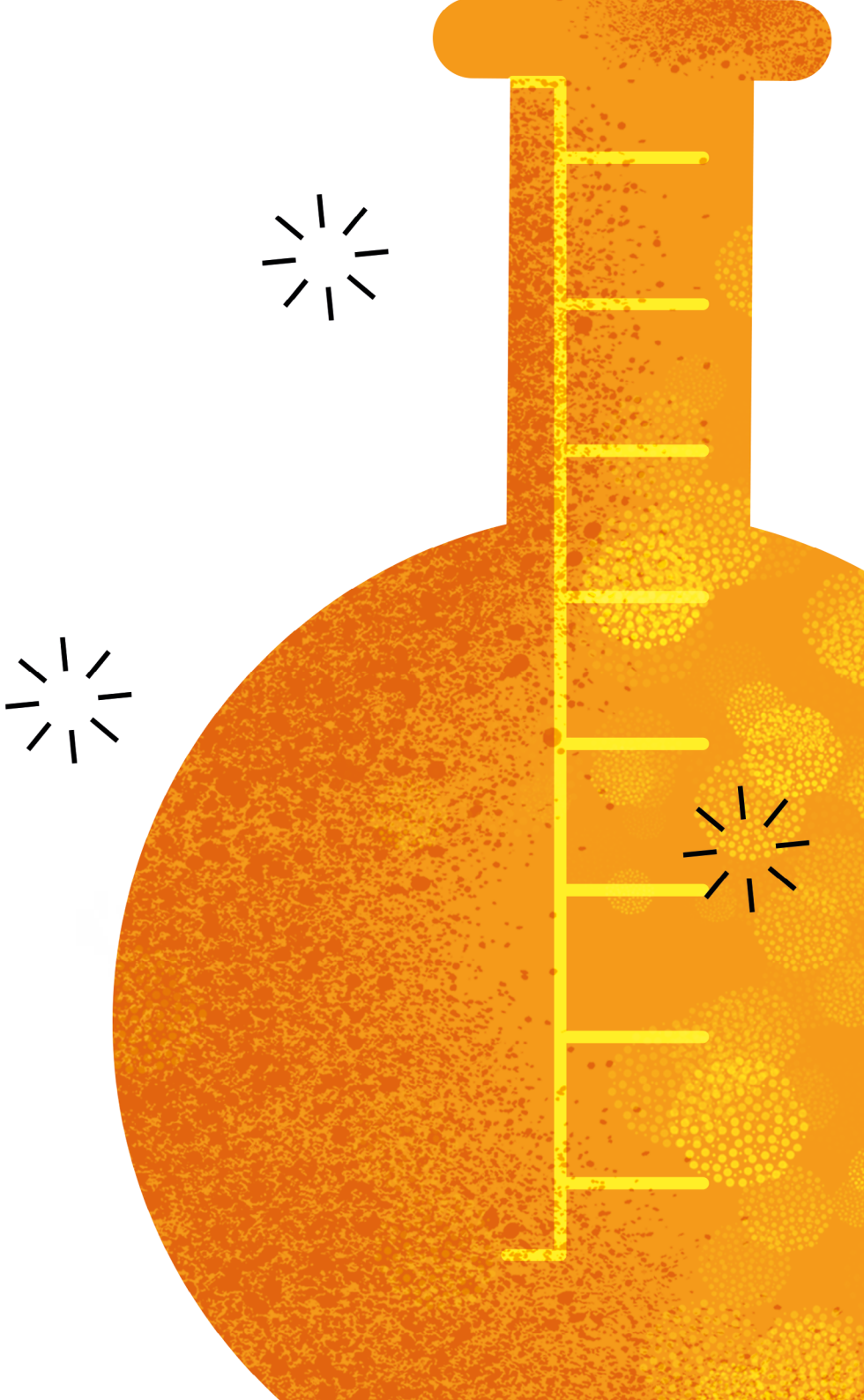
Cc (médio) = calculado na parte A _____

Cp = mp . cp = _____

$$q = (C_c + C_p) \cdot (T_f - T_i)$$

Reação	Ti	Tf	q = ΔH (caloria)	ΔH (caloria/mol)
HCl + NaOH				
HNO ₃ + NaOH				

Compare o calor de neutralização encontrado experimentalmente com o valor teórico e calcule o erro experimental.



EXPERIMENTO

CS

Volume Molar e Massa Molar

Contextualização: O volume e a massa molares são conceitos que a química utiliza. Eles são bem específicos e aplicáveis apenas nesta área por envolver o conceito de mol, que é um tipo de unidade de medida amplamente utilizada na prática da química. Neste experimento, o aluno entra em contato com a aplicação da equação de estado dos gases (simplicadamente chamada de Equação de Clapeyron).

5.1 Objetivo:

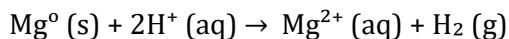
Determinar o volume molar do hidrogênio. Determinar a massa molar do butano.

5.2 Teoria:

A equação de estado dos gases ideais $pV = nRT$ é uma equação aproximada para qualquer gás e fica cada vez mais exata à medida em que a pressão do gás tende a zero. A equação dos gases ideais tem muita importância na físico-química, pois é aproveitada para deduzir grande variedade de relações usadas na termodinâmica. Possui também significativa importância prática para o cálculo das propriedades de um gás em diversas condições. Por exemplo,

o volume molar de um gás ideal nas **condições normais ambientes de temperatura e pressão (CNATP)**, isto é, a 298,15 K e 1 bar (exatamente 10^5 Pa ou 0,986 atm), é facilmente calculado por V_m (volume molar) = RT/p e vale $24,789 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$. Em condições normais de temperatura e pressão (CNTP), isto é, 0°C e 1 atm, o volume molar de um gás ideal é $22,414 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

A reação que estudaremos é a de magnésio com HCl que irá liberar gás hidrogênio:



Através da medida do volume de gás liberado na reação calcularemos seu volume molar usando a equação dos gases ideais. Para isso, precisaremos da tabela abaixo, que mostra a pressão de vapor da água em diferentes temperaturas.

Temperatura ($^\circ\text{C}$)	Pressão (mmHg)
15	12,8
16	13,6
17	14,5
18	15,5
19	16,5
20	17,5
21	18,6
22	19,8
23	21,0
24	22,4
25	23,8
26	25,2
27	26,7

5.3 Experimental

Material

- Bureta
- Fita de magnésio
- HCl 6 mol/L
- Béquer de 600 mL
- Proveta de 2 L
- Termômetro
- Gaze
- Fio de cobre
- Proveta de 10 mL

Procedimento

Parte A: Volume molar

- Determine o volume correspondente à porção não graduada de uma bureta entre o último traço da graduação e a torneira (volume morto).
- Pese aproximadamente 1,5 cm de fita de Mg.
- Massa de magnésio =
- Número de mols de magnésio =
- Feche bem a bureta e nela introduza 8 mL de solução de HCl 6,0 mol/L. Em seguida, sem agitar a camada de ácido, acabe de preencher a bureta com água destilada (escorra-a lentamente pelas paredes). Elimine bolhas de ar aderidas à bureta.

- Faça uma gaiola de gaze colocando o Mg no meio e fechando-a com o fio de cobre. A gaiola não deve ser compactada. Introduza a gaiola, previamente molhada, na bureta cheia de água e dobre a ponta do fio de cobre para servir de cabo. Caso necessário, adicione água para que a bureta continue totalmente cheia. Elimine as bolhas presentes na gaze.

- Num béquer de 600 mL, coloque água até mais ou menos 2/3 de sua capacidade.

- Tampe a "boca" da bureta com a mão e inverta-a rapidamente sobre o béquer com água. Fixe a bureta a um suporte. O ácido irá se deslocar lentamente para baixo e, ao entrar em contato com o Mg, reagirá liberando o gás hidrogênio.

- Deixe a reação se completar e aguarde mais 15 minutos aproximadamente para que o sistema atinja a temperatura ambiente. Elimine as bolhas de hidrogênio na gaze.

- Anote o volume de gás liberado.

- Anote a temperatura ambiente e considere pressão atmosférica de 1atm.

Parte B: Massa molar

- Uma proveta de 100 mL é preenchida com água e invertida numa bacia também com água. Uma das extremidades de um tubo de borracha é colocada no interior da proveta e a outra extremidade é conectada a um isqueiro. Quando a válvula do

isqueiro é aberta, o gás butano é liberado, deslocando a água do interior da proveta.

- Pese o isqueiro: massa = _____.

- Conecte o tubo de borracha na saída do gás do isqueiro.

- Mergulhe a proveta dentro da bacia com água até 2/3 de seu volume, e inverta-a de modo a ficar completamente cheia de água. esteja certo que a proveta não contém bolhas de ar.

- Meça a temperatura da água e anote: $T =$ _____.

- Coloque a extremidade da mangueira dentro da proveta. Libere o gás lentamente.

- Colete gás suficiente para deslocar aproximadamente 90mL de água e feche o registro do isqueiro.

- Leia o volume do gás na proveta: $V =$ _____.

- Remova o tubo de isqueiro e pese-o novamente.

- Caso o isqueiro esteja molhado, seque-o.

- Calcule a massa de gás pela diferença do peso do isqueiro nas duas pesagens.

5.4 Referências bibliográficas

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de. **Físico-Química**, v. 1, 8. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2008.

CASTELLAN, G. **Fundamentos de Físico-Química**. Rio de Janeiro: Editora LTC, 1986

Questionário

Experimento 5

Parte A: Volume molar

Massa do magnésio = _____

Número de mols de magnésio = _____

Temperatura = _____

Pressão parcial do H_2 (p_{H_2}):

$$p_{ambiente} = p_{H_2O} + p_{H_2}$$

Volume de gás liberado = _____

Determine o volume do gás hidrogênio a 1 atm (760 mmHg):

$$V_{medido} \cdot p_{H_2} = V_{760mmHg} \cdot 760 \text{ mmHg}$$

Determine o volume molar do gás hidrogênio obtido no experimento e compare-o com o valor teórico.

Parte B: Massa molar

T = _____

Massa do gás = _____

Pressão do gás = $p_{\text{atm}} - p_{\text{água}} =$ _____

V gás = _____

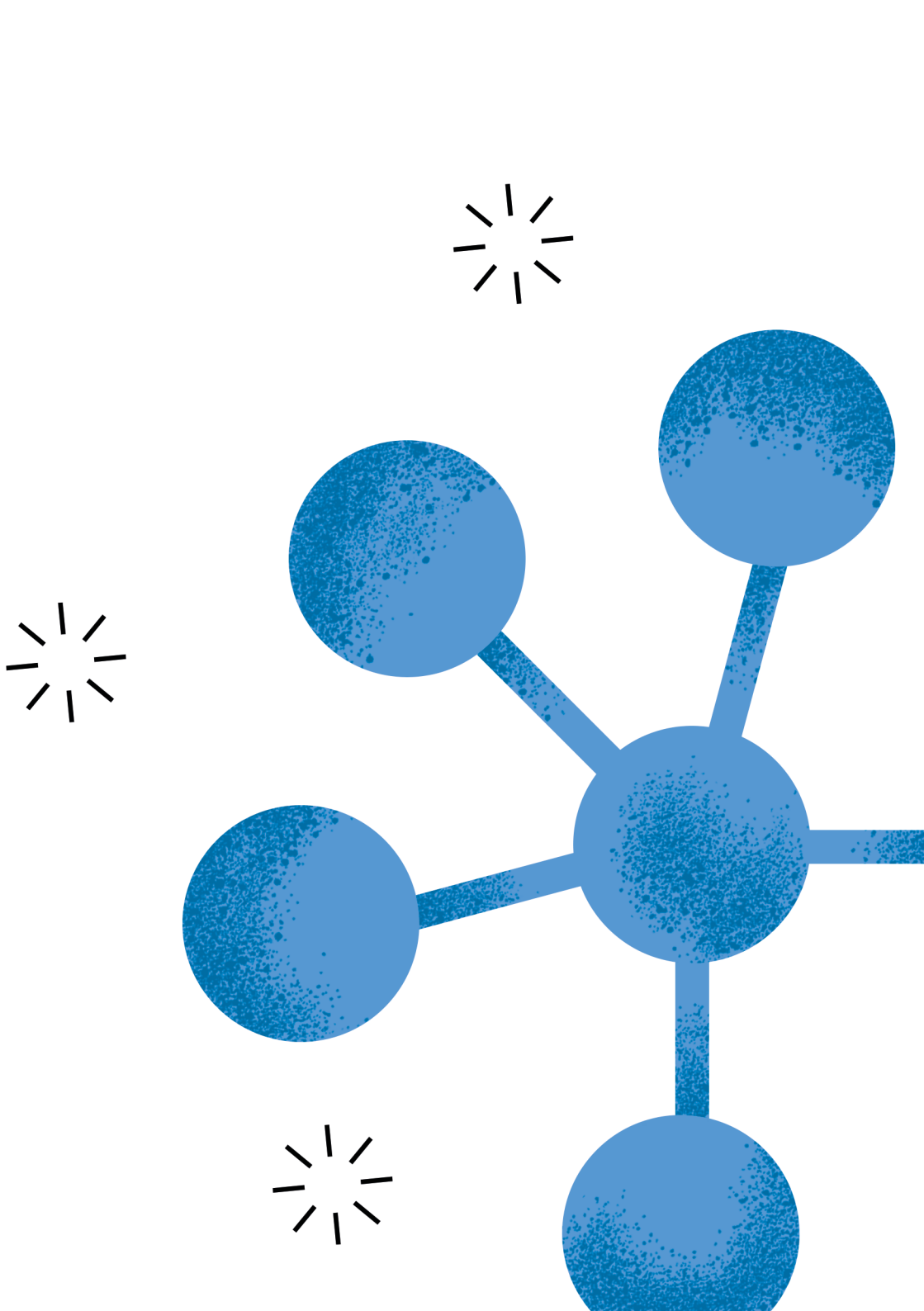
Massa Molar (MM) = _____

Formulário:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$p \cdot V = \frac{m}{MM} \cdot R \cdot T$$

$$MM = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V}$$



EXPERIMENTO

6

Determinação da Constante de Dissociação de um Indicador por Espectroscopia UV-Visível

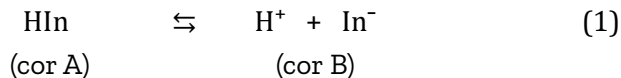
Contextualização: A determinação da constante de equilíbrio por espectroscopia UV-vis é um experimento fundamental para o aluno entrar em contato com a aplicação da Lei de Lambert-Beer. Essa lei é um dos fundamentos básicos da química, com diversas aplicações em diferentes escalas, portanto é importante que o aluno atente para seus conceitos, suas aplicações e seus desvios.

6.1 Objetivos

Analisar o comportamento de indicadores na presença de soluções de diferentes pH's e utilizar o espectrofotômetro para determinar a constante de dissociação de um indicador.

6.2 Fundamentação teórica

Denomina-se indicador (HIn) uma substância cuja cor depende do pH do meio. Geralmente caracteriza-se por ser uma base ou ácido orgânico fraco, que se ioniza na forma:



A constante de ionização do indicador é dada por:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad \text{ou} \quad \text{p}K_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad (2)$$

Segundo o princípio de L^ê Chatelier-Braun, se o indicador se encontra em soluções de pH abaixo do $\text{p}K_{\text{In}}$, sua cor será a da forma não ionizada HIn (cor A); e se acima do $\text{p}K_{\text{In}}$, será da forma ionizada In^- (cor B). Isso quer dizer que fazendo várias soluções de concentração conhecida e diferentes pH's tem-se uma escala de cores que vai da cor A até a cor B. Assim, tendo-se soluções de pH conhecido, será possível conhecer suas cores.

Como pode ser observado na **Tabela 6.1**, existem indicadores muito específicos em relação ao seu ponto de viragem.

Em função de suas cores, a constante de dissociação dos indicadores pode ser estudada utilizando um aparelho chamado espectrofotômetro na região da luz visível. A teoria se baseia no fato de que um feixe de luz de intensidade inicial I_0 , ao atravessar uma solução, pode ser absorvido em parte por uma substância, de tal modo que sua intensidade transmitida será I . A variação da intensidade é função da natureza da solução e depende do coeficiente de absortividade molar (ϵ), do caminho ótico (b) e da concentração da solução (c). A relação entre I e I_0 é dada pela lei de Lambert-Beer, equação (3):

$$-\log \left(\frac{I}{I_0} \right) = \epsilon \cdot b \cdot c = A \quad (3)$$

Tabela 6.1: Exemplo de indicadores cujo pH de viragem é conhecido

Indicador	pK_{in}	Faixa de viragem	Cor A (inicial)	Cor B (final)
Alaranjado de metila	3,7	2,9 - 4,6	vermelho	alaranjado
Azul de bromofenol	4,1	2,8 - 4,6	amarelo	azul
Vermelho de metila	5,0	4,2 - 6,3	vermelho	amarelo
Bromocresol púrpura	6,1	5,2 - 6,8	amarelo	púrpura
Azul de bromotimol	7,1	6,0 - 7,6	amarelo	azul
Vermelho de cresol	8,2	7,2 - 8,8	amarelo	vermelho
Púrpura de cresol	8,3	7,4 - 9,0	amarelo	púrpura
Fenolftaleína	9,6	8,3 - 10,0	incolor	rosa

O fator $-\log(I/I_0) = A$ é a absorvância em um comprimento de onda particular que depende da substância (indicador).

Para a dissociação de um indicador, as concentrações das espécies presentes podem ser relacionadas com a absorvância através das equações 4 e 5:

$$[In^-] = (AHIn) - (A) \quad (4)$$

$$[HIn] = (A) - (AIn^-) \quad (5)$$

Substituindo na equação (2), tem-se:

$$pK = pH - \log \frac{(AHIn) - (A)}{(A) - (AIn^-)} \quad (6)$$

Conhecendo as absorvâncias (A , $AHIn$ e AIn^-) a vários pH's, pode-se determinar o valor de pK e do K usando a equação (6).

6.3 Experimental

Material

- Pipetas de 10; 5; 2; 1; 0,5 e 0,2 mL
- Béquer de 250mL
- 02 béqueres de 50mL
- 12 tubos de ensaio médios
- 100 mL de fosfato de sódio 0,2 mol/L ($\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$)
- 100 mL de ácido cítrico 0,1mol/L
- Vermelho de metila 2%
- Espectrofotômetro UV-visível

Procedimento

A) Preparação das soluções tampão: prepare 15mL de solução tampão, conforme a **Tabela 6.2**, em 6 tubos de ensaio numerados de 1 a 6: Observação: os volumes devem ser medidos com pipetas adequadas. Com o pHmetro, medir o pH experimental das soluções.

Tabela 6.2: Soluções tampão

Solução n°	pH Teórico	Na_2HPO_4 0,2 mol/L	Ácido cítrico 0,1 mol/L	Volume final
01	3,0	3,10 mL	11,90 mL	15 mL
02	4,0	5,80 mL	9,20 mL	15 mL
03	5,0	7,70 mL	7,30 mL	15 mL
04	6,0	9,50 mL	5,50 mL	15 mL
05	7,0	12,40 mL	2,60 mL	15 mL
06	8,0	14,60 mL	0,40 mL	15 mL

B) Medida das absorvâncias: adicione 0,2 mL de vermelho de metila diluído a cada tubo. Meça as absorvâncias (A) de cada solução no comprimento de onda de 520 nm.

6.4 Referências bibliográficas

CROCKFORD, H. D.; NOWELL, J. W. **Laboratory Manual of Physical Chemistry**. New York: John Wiley & Sons, 1976.

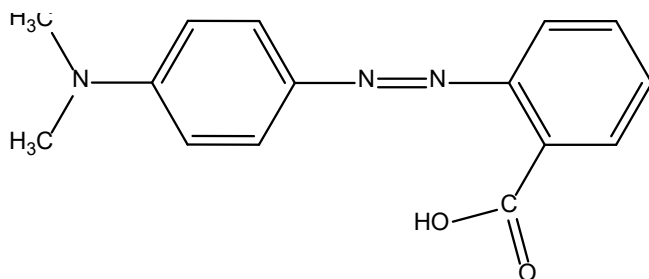
BARNES, J. D.; DENNEY, R. C.; MENDHAM, J. **Vogel - Análise Química Quantitativa**. 5. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 1992.

DEBACHER, N.A.; **Apostila de Físico-Química Experimental**, UFSC-Florianópolis.

Questionário

Experimento 6

Parte A: Determinação do pKa do indicador em água
Abaixo, é possível ver a estrutura do vermelho de metila.



Dados experimentais:

Solução nº	pH	Absorbância em 520nm
1 (AHIn)		
2 (A)		
3 (A)		
4 (A)		
5 (A)		
6 (AIn-)		

Cálculo do pK do indicador:

A constante de dissociação corresponde à média aritmética dos

quatro valores encontrados. Observe que o valor da absorbância em $\text{pH} = 3$ corresponde a AHIn (curva 1) da **Figura 6.1**, e em $\text{pH} = 8$ a AIn^- (curva 6). Calcule o erro experimental comparando o pK experimental com o pK teórico.

$$\text{pK} = \text{pH} - \log \frac{(\text{AHIn}) - (A)}{(A) - (\text{AIn}^-)}$$

pH	pK

Valor médio de $\text{pK} =$ _____

%erro = _____

Parte B: Ponto isobéstico

- Verifique a presença do ponto isobéstico medindo a absorbância das formas ácidas e básicas nos comprimentos de onda de acordo com a tabela abaixo.

- Para a visualização do ponto isobéstico, faça um gráfico de absorbância versus comprimento de onda para as formas ácida e básica dos resultados obtidos da tabela.



Comprimento de onda	Absorbância (Forma ácida [HIn])	Absorbância (Forma básica [In ⁻])
400		
410		
420		
430		
440		
450		
460		
470		
480		
490		
500		
510		
520		
530		
540		
550		
560		
570		
580		
590		
600		

O que representa a presença do ponto isobéstico?

Parte C: Influência dos surfactantes no valor do pKa

- Adicione nas soluções 1, 3 e 6, além das soluções descritas na apostila, mais 3 mL dos surfactantes 0,05 mol/L. Meça a absorbância e calcule o pKa do indicador na presença dos surfactantes.

- Surfactante aniônico (SDS) dodecilsulfato de sódio

Solução n°	pH	Absorbância em 520nm
1 (AHIn)		
3 (A)		
6 (Aln-)		

- Surfactante catiônico (CTAB) brometo de hexadeciltrimetilamônio

Solução n°	pH	Absorbância em 520nm
1 (AHIn)		
3 (A)		
6 (Aln-)		

Calcule o pKa na presença dos surfactantes.

Discuta o valor do pKa na presença dos surfactantes em relação ao valor médio calculado na parte A na ausência dos surfactantes.

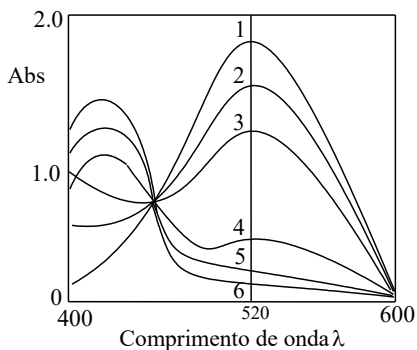
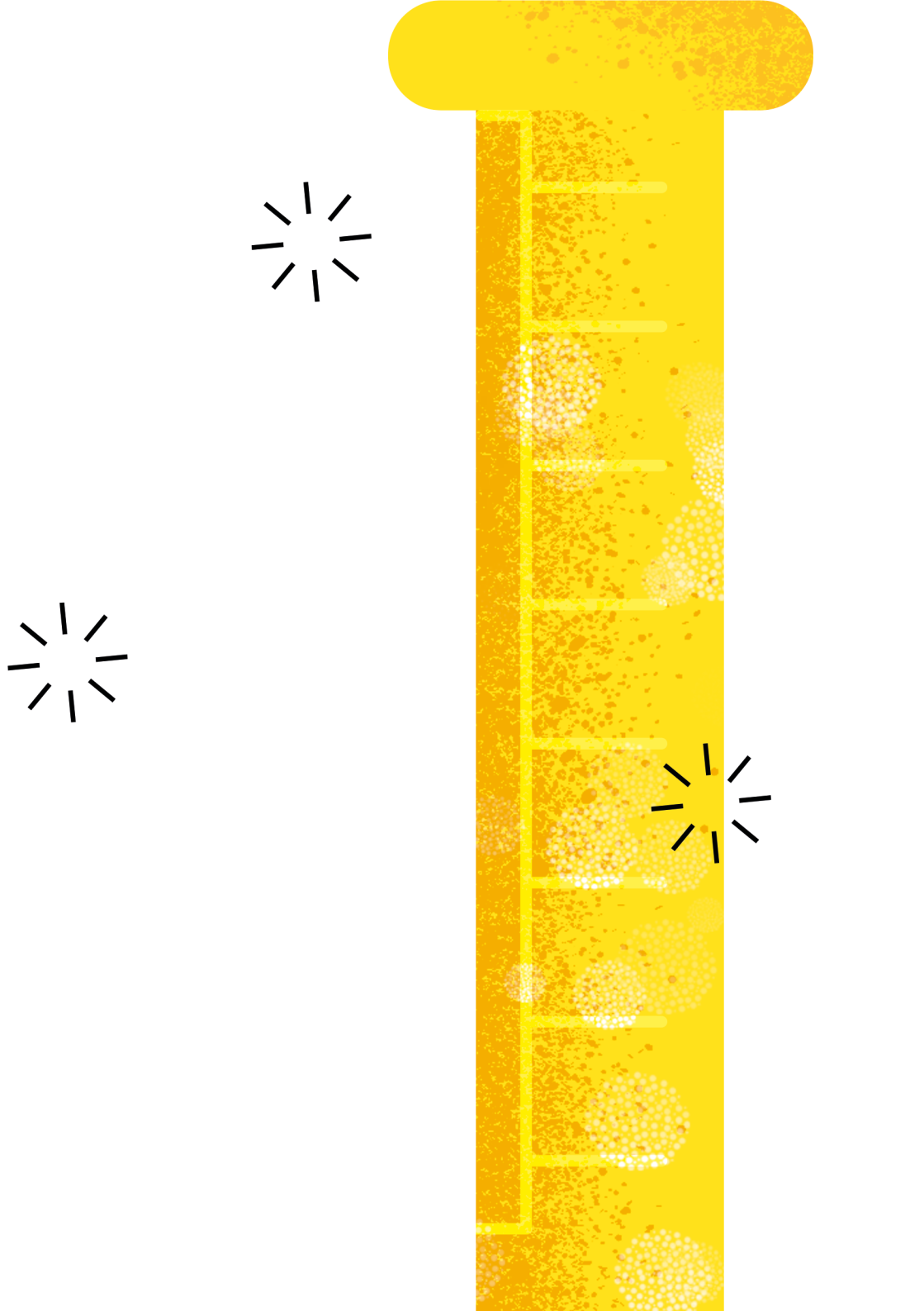
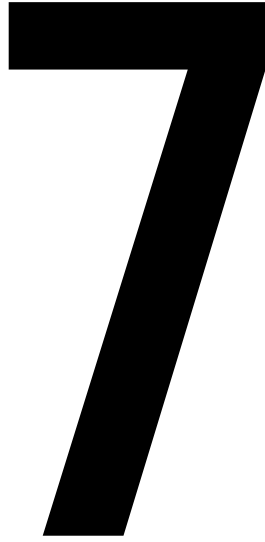


Figura 6.1: Espectro UV-visível do vermelho de metila em diferentes pH's.

Fonte: Debacher, N. A.



EXPERIMENTO



Crioscopia

Contextualização: Trata-se de um assunto de grande relevância e com aplicações variadas no cotidiano do aluno. O abaixamento da temperatura de congelamento é utilizado em fábricas de sorvete, com a adição de NaCl na água, para que o sorvete congele a uma temperatura muito inferior a 0°C , sem que a água venha a se solidificar. Em países onde há muita neve, coloca-se NaCl ou CaCl_2 nas rodovias, para derreter a neve e evitar acidentes.

7.1 Objetivo

Determinar a massa molar de solutos por crioscopia usando como solvente o álcool terc-butílico.

7.2 Teoria

Crioscopia é um exemplo das chamadas propriedades coligativas. As propriedades coligativas dependem basicamente do número de partículas de um soluto em um solvente. São propriedades coligativas: o abaixamento da temperatura de congelamento (crioscopia), a elevação da temperatura de ebulição (ebulioscopia), a variação da pressão osmótica (osmometria) e o

abaixamento da pressão de vapor, que dependem do número de partículas do soluto, daí a denominação "propriedades coligativas" ou "coligadas". As propriedades coligativas têm em comum o abaixamento do potencial químico do solvente (A) devido à presença do soluto (B).

Observa-se empiricamente a existência de uma relação entre o abaixamento da temperatura de fusão de um líquido numa solução e a respectiva do líquido puro. Esse fato pode ser expresso pela equação (1).

$$\Delta T_f = K_f \cdot x_B \quad (1)$$

Onde K_f é a constante de proporcionalidade, denominada de constante crioscópica, x_B é a fração molar do soluto B e ΔT_f o abaixamento da temperatura de fusão. A constante K_f é uma característica do solvente, normalmente tabelado.

Em geral, a equação (1) é usada na determinação da massa molar de um soluto. Sabe-se que a fração molar é dada pela equação (2), onde n_A é o número de mols do solvente e n_B do soluto. Como $n_B \ll n_A$, a equação (2) pode ser representada por (3).

$$x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad (2)$$

$$x_B = \frac{n_B}{n_A} \quad (3)$$

Sabe-se também que número de mol é massa sobre a massa molar, e substituindo em (3) fica:

$$\frac{n_B}{n_A} = \frac{m_B + M_A}{M_B + m_A} \quad (4)$$

Onde m_A é a massa em gramas do solvente, m_B a massa em gramas do soluto, M_A a massa molar do solvente (g/mol) e M_B a massa molar do soluto (g/mol).

A equação (1) pode, então, ser escrita na forma:

$$\Delta T_f = K_f \cdot M_A \frac{m_B}{M_B + m_A} \quad (5)$$

Onde K_f e M_A são constantes e podem ser escritas como K_f' , que é a constante crioscópica do solvente. A concentração da solução pode ser expressa pela molalidade, w , equação (6).

$$W = \frac{n_B}{1000gA} = \frac{m_B}{M_B + m_A} \cdot 1000 \quad (6)$$

A equação (5) fica, então:

$$\Delta T_f = K_f \frac{m_B}{M_B + m_A} \cdot 1000 \quad (7)$$

Logo, a equação (7) pode ser escrita da seguinte forma:

$$\Delta T_f = K_f \cdot w \quad (8)$$

Na determinação da massa molar de solutos (M_B) por crioscopia, utiliza-se a equação (7), que pode ser rearranjada na forma da equação (9):

$$M_B = K_f \frac{1000 \cdot m_B}{\Delta T_f \cdot m_A} \quad (9)$$

Lembrando que K_f' é a constante crioscópica do solvente, que é tabelada para cada solvente, ΔT_f é o abaixamento crioscópico do solvente devido à presença do soluto, m_B a massa de soluto e m_A a massa do solvente.

7.3 Experimental

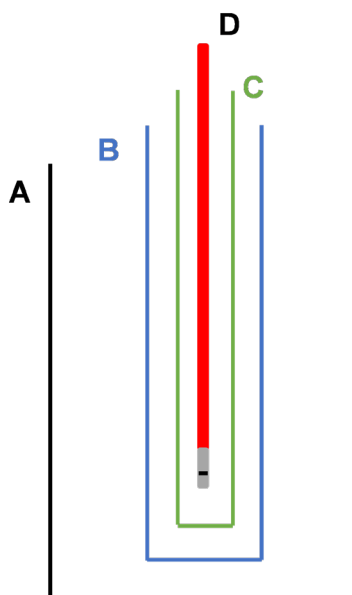
Material

- Béquer de 400 mL
- Tubo de ensaio largo
- Tubo de ensaio fino
- Termômetro
- Suporte/garras
- Pipeta de 5 mL
- Pipeta de 0,2mL
- Banho de gelo
- Banho termostatzado ($T = 28^{\circ}\text{C}$)
- Água destilada
- Álcool terc-butílico
- Etanol
- Clorofórmio
- Tetracloreto de carbono
- Hexano
- Tolueno

Procedimento

1. Monte o sistema ilustrado na **Figura 7.1**:

Figura 7.1. Sistema montado, onde: **A** = béquer de 400 mL; **B** = tubo de ensaio longo; **C** = tubo de ensaio fino; **D** = termômetro.



2. No béquer A coloque em torno de 200mL de água a aproximadamente 28°C.

3. Posicione o tubo B (vazio) dentro do béquer prendendo-o ao suporte com a garra.

4. Adicione 5,00 mL de álcool terc-butílico ao tubo C; esse deverá ser preso dentro do tubo B (conforme esquema).

5. Introduza o termômetro sem deixar o bulbo encostar no vidro. Com agitação vertical e introdução de água fria no béquer (ou gelo), observe o congelamento do álcool. Retire o tubo e aqueça-o levemente, provocando o descongelamento. **Repita esse ciclo até obter valor confiável de temperatura de fusão.**

6. Repita todo o procedimento utilizando 5,00 mL de álcool terc-butílico acrescido de 0,2 mL dos solutos: etanol, clorofórmio, hexano e tolueno; entre cada amostra, lave o tubo, e seque-o cuidadosamente (passe um pouco de acetona para secagem).

7. Valendo-se das temperaturas de congelamento, calcule a massa molar experimental de cada soluto e determine o erro experimental.

7.4. Referências bibliográficas

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de. **Físico-Química**, v. 1, 8. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2008.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J.; **Química – Um Curso Universitário**. 4. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 1995

RANGEL, R. N. **Práticas de Físico-Química**. 3. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2006.

SANTOS, A. R. *et al.* **Quím Nova**, v. 25, n. 5, p. 844-848. 2002.

Questionário

Experimento 7

Dados experimentais:

Temperatura de fusão do solvente puro = _____

Anote na tabela abaixo as temperaturas de fusão das misturas utilizando diferentes quantidades dos diferentes solutos e seus valores de abaixamento crioscópico (ΔT).

Soluto	+ 0,1 mL (ΔT)	+ 0,1 mL (ΔT)	+ 0,1 mL (ΔT)
Etanol			
Clorofórmio			
Hexano			
Tolueno			

Cálculo da massa molar dos solutos (M_B)

Procure na bibliografia indicada, os dados necessários para os cálculos.

A massa molar dos solutos (M_B) pode ser calculada pela equação (10):

$$M_B = K_f \cdot \frac{1000 \cdot m_B}{\Delta T \cdot m_A} \quad (10)$$

A massa molar dos solutos (M_B) também pode ser calculada via gráfico de acordo com a equação (11), traçando um gráfico de ΔT versus volume de soluto adicionado V_B .

$$M_B = K_f \cdot \frac{1000 \cdot d_B \cdot V_B}{\Delta T \cdot m_A} \quad (11)$$

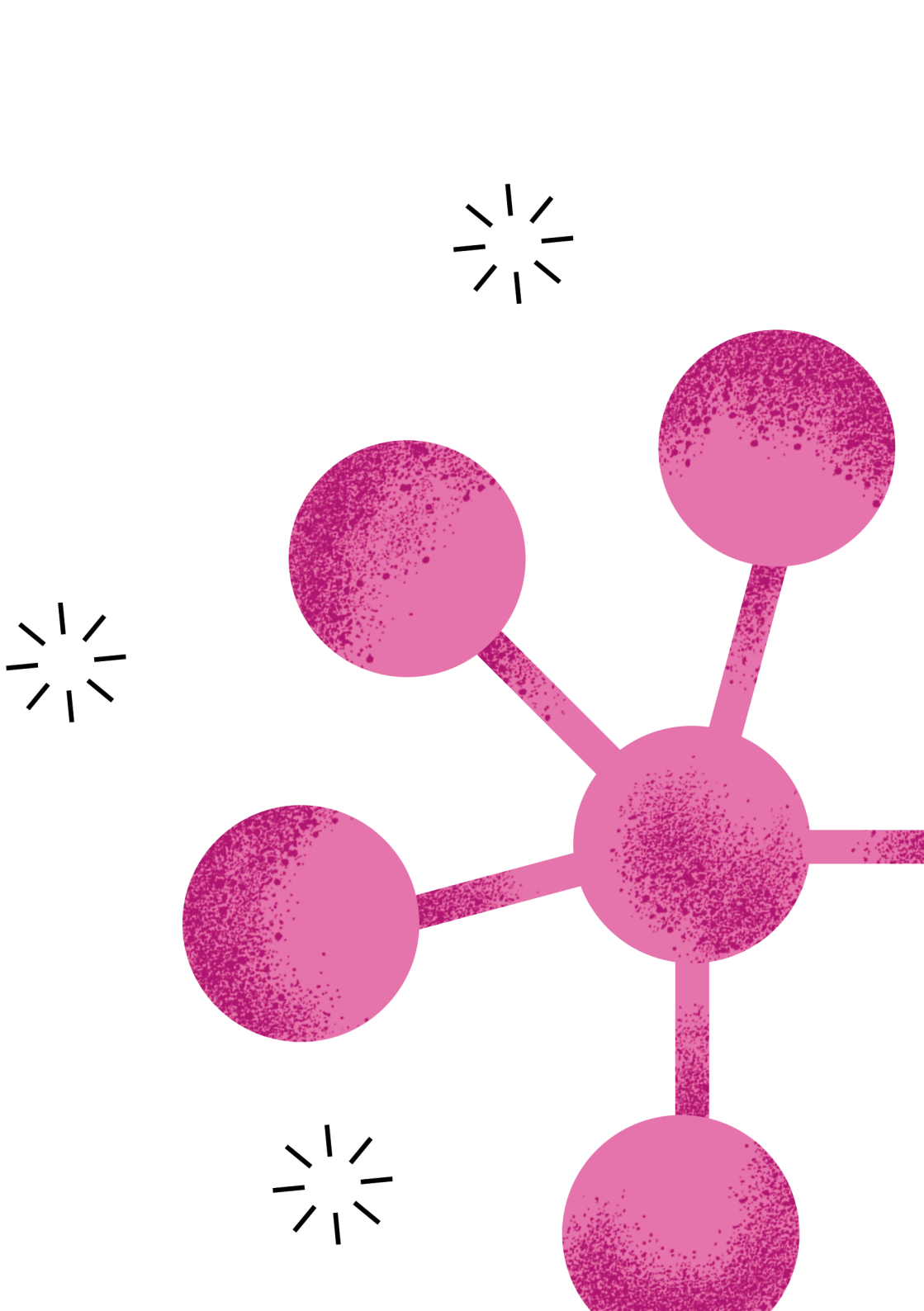
Estime a massa molar dos solutos através de cálculo e via gráfico.

Soluto	Massa molar experimental (M_B)
Etanol	
Clorofórmio	
Hexano	
Tolueno	

Compare os valores das massas molares experimentais com os valores teóricos.

Explique a razão para o abaixamento crioscópico de um solvente na presença de um soluto.

Comente as razões que podem ter levado ao erro experimental na determinação da massa molar dos solutos por crioscopia.



EXPERIMENTO

88

Determinação de uma Constante de Equilíbrio de Complexação

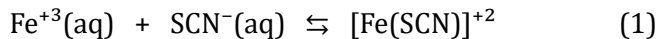
Contextualização: A complexação é uma ferramenta que a química utiliza para detectar determinados elementos. Por essa técnica se determina, por exemplo, o teor de ferro em alimentos.

8.1 Objetivos

Determinar a constante de equilíbrio de complexação de tiocianato de ferro(III).

8.2 Teoria:

Os íons férricos, Fe^{+3} , são fortemente complexáveis por íons tiocianato, SCN^- . A relação entre o íon ligante (tiocianato) e o íon metálico (Fe^{+3}) varia desde 1 (para baixas concentrações de tiocianato) até 6, número máximo quando se usa um excesso de íons SCN^- , e todos esses complexos são de cores parecidas. Nesta experiência, as relações de concentrações entre os íons serão tais que admitiremos que a reação preponderante seja a de formação do $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{+2}$, de acordo com a equação (1):



O complexo formado é facilmente identificado pela cor vermelha em solução. A concentração do complexo pode ser determinada por espectrofotometria UV-visível usando a lei de Lambert-Beer, equação (2).

$$A = \varepsilon \cdot b \cdot c \quad (2)$$

Onde A é a absorvância, b o caminho ótico, ε a absorvidade molar e c a concentração.

8.3. Experimental

Material

- Espectrofotômetro UV-visível
- Solução de nitrato férrico
- Solução de tiocianato de potássio
- Solução de ácido nítrico
- Balões volumétricos
- Pipetas graduadas

Procedimento

a) Construção da curva de calibração (lei de Lambert-Beer)

Em 5 balões volumétricos de 50 mL prepare as soluções de acordo com a **Tabela 8.1**, completando o volume com a solução de HNO_3 0,1 mol/L. (Meça a absorvância em 450 nm.)

Tabela 8.1. Quantidades das soluções para construção da curva de calibração

Balão	Nitrato férrico [0,2]	KSCN [0,002]	Absorbância
1	12,5 mL	-	0,000
2	12,5 mL	1,0 mL	
3	12,5 mL	2,0 mL	
4	12,5 mL	3,0 mL	
5	12,5 mL	4,0 mL	

b) Soluções

Prepare as soluções indicadas na **Tabela 8.2.** em erlenmeyers de 100 mL e faça a leitura da absorbância dessas soluções.

Tabela 8.2. Quantidades das soluções a serem medidas.

Solução	Nitrato férrico [0,002]	HNO ₃ [0,1]	KSCN [0,002]	Absorbância
A	10 mL	8 mL	2 mL	
B	10 mL	6 mL	4 mL	
C	10 mL	4 mL	6 mL	
D	10 mL	2 mL	8 mL	
E	10 mL	-	10 mL	

Meça a absorbância das soluções em 420nm e calcule a constante de equilíbrio.

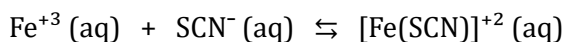
8.4 Referências bibliográficas

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M. **Química Geral e Reações Químicas**. v. 1, 4. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2002.

NETZ, P. A.; ORTEGA, G. G. **Fundamentos de Físico-Química**. Porto Alegre: Artmed Editora, 2002.

Questionário

Experimento 8



Parte A: Meça as absorbâncias das soluções em 450 nm

As soluções foram preparadas em HNO_3 0,5 mol/L.

Número de tubo	KSCN [0,002]	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ [0,002]	Absorbância em 450 nm
1	10 mL	0 mL	
2	8 mL	2 mL	
3	6 mL	4 mL	
4	5 mL	5 mL	
5	4 mL	6 mL	
6	2 mL	8 mL	
7	0 mL	10 mL	

Parte B: Determinação da constante de equilíbrio (K)

$$K = \frac{[Fe(SCN)^{+2}]}{[Fe^{+3}] \cdot [SCN^-]}$$

Número de tubo	K
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	

As concentrações das espécies químicas são calculadas da seguinte forma:

$$C_{Fe} = [Fe^{+3}] + [Fe(SCN)^{+2}]$$

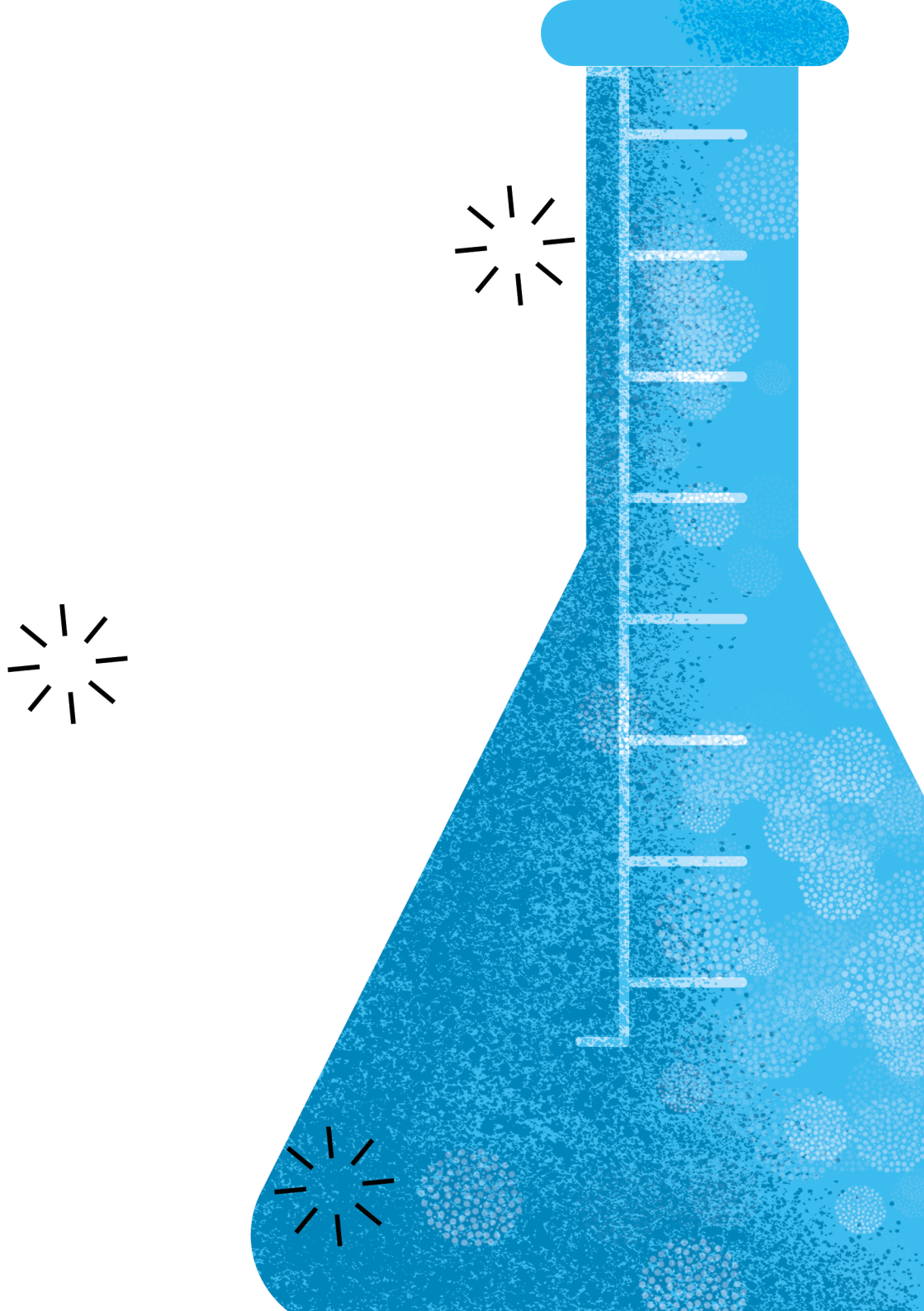
$$C_{SCN} = [SCN^-] + [Fe(SCN)^{+2}]$$

Sendo:

$$C_{Fe} = 0,002 \text{ mol/L} \cdot x \text{ mL } (NO_3)_3 / 10 \text{ mL}$$

$$C_{SCN} = 0,002 \text{ mol/L} \cdot x \text{ mL } KSCN / 10 \text{ mL}$$

Observação: a determinação da concentração do complexo $[Fe(SCN)]^{+2}$ é realizada por espectrofotometria UV-vis em 450 nm. Para isso, use $\epsilon = 4700 \text{ L/mol.cm}$.



EXPERIMENTO

CG

Equilíbrio de Fases – Sistema Binário

Contextualização: Uma das principais aplicações da termodinâmica é no estudo do equilíbrio de fases. As suas equações têm variadas utilizações, como a previsão dos limites de estabilidade entre os diferentes estados físicos da matéria.

9.1 Objetivos

Construir um diagrama de fases binário da temperatura pela composição fenol-água.

9.2 Procedimento

Neste experimento, será determinada a curva de miscibilidade de uma mistura de fenol com água, em função da temperatura.

⚠ ATENÇÃO: tome muito cuidado com o manuseio do fenol, pois esse é muito cáustico. É obrigatório o uso de luvas durante o experimento. Em caso de contato com o fenol, lave o local imediatamente com bastante água. Cuidado para não quebrar o tubo com fenol durante o experimento.

O diagrama de fases do fenol é obtido a partir da preparação de misturas com diferentes composições e da determinação da temperatura de miscibilização de cada mistura:

- Adicione 4g de fenol a um tubo de ensaio (anotar o valor exato da massa).

- Adicione com auxílio da bureta, os seguintes volumes de água: 2, 3, 4 e 6 mL.

- Para cada composição, aqueça o tubo em banho-maria até que a solução esteja homogênea (sugere-se que a temperatura do banho esteja em torno de 70 a 80°C).

- Remova o tubo do banho e, com um termômetro mergulhado ao tubo, meça a temperatura em que se inicia a turvação. **(Tenha cuidado para não quebrar o tubo!).**

- Em outro tubo de ensaio, repita o mesmo procedimento exposto acima, partindo de 1g de fenol e 2, 3, 4 e 5 mL de água.

- Em outro tubo de ensaio, pese 0,5g de fenol e quantidades de água de 3, 3,5 e 5 mL.

9.3 Referências bibliográficas

MIRANDA-PINTO, C.O.B.; SOUZA, E. **Manual de Trabalhos Práticos de Físico-Química**. Belo Horizonte: Editora da UFMG, 2006.

RANGEL, R. N. **Práticas de Físico-Química**. 3. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2006.

Questionário

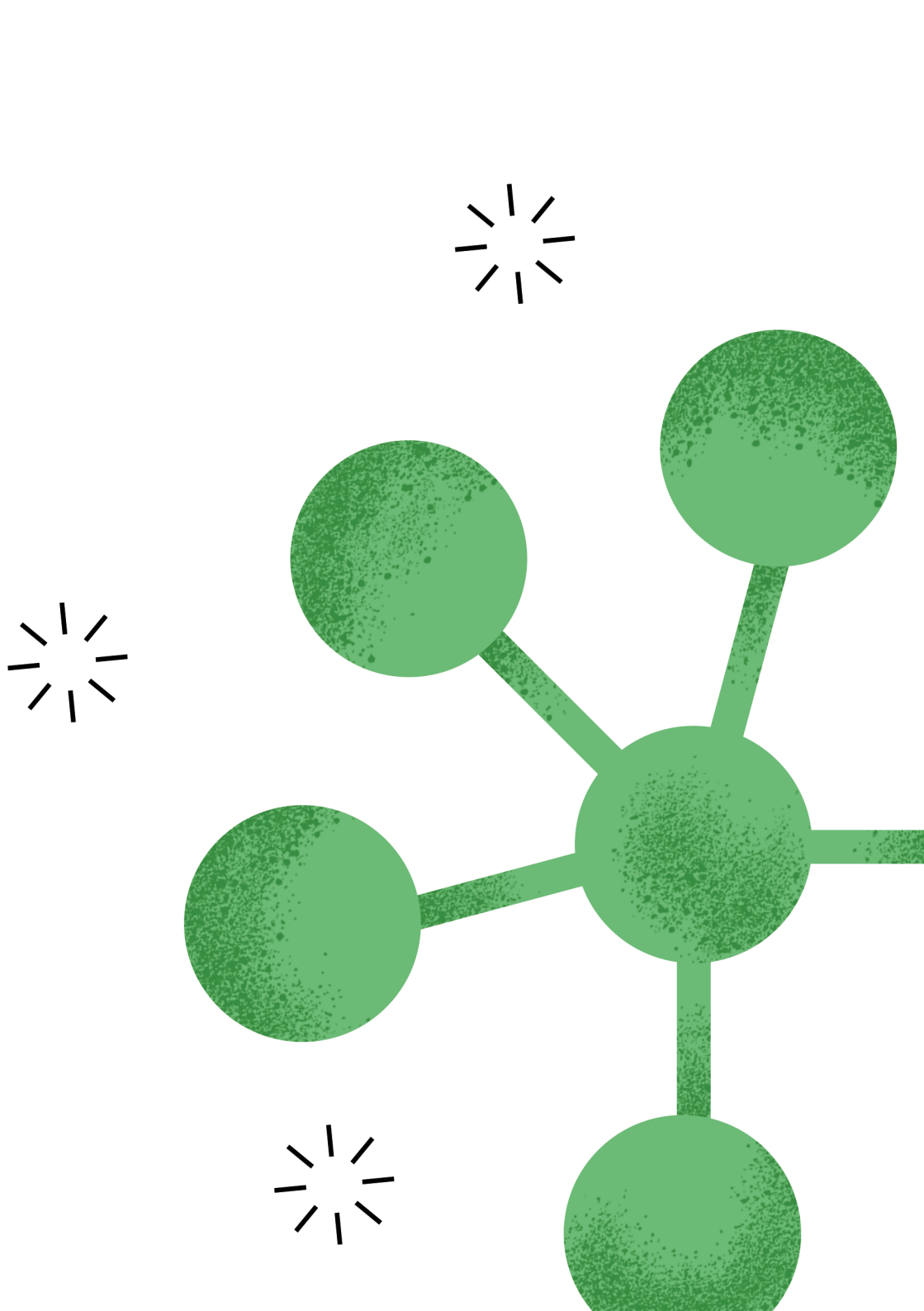
Experimento 9

Preencha a tabela abaixo com os resultados obtidos.

Amostra	Massa de fenol (g)	Volume de água (mL)	Temperatura (°C)	Fração mássica de fenol
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				
8				
9				
10				
11				

Questões:

- 1) Construa o diagrama de fases: Temperatura x Composição para o sistema fenol-água.
- 2) Qual a temperatura crítica do sistema fenol-água?
- 3) Com base no diagrama obtido, caracterize o sistema composto por 4 g de fenol e 6 g de água na temperatura de 50°C (número de fases, quantidade e composição).



EXPERIMENTO

10

Equilíbrio de Fases – Sistema Ternário

Contextualização: Uma das principais aplicações da termodinâmica é no estudo do equilíbrio de fases. Suas equações têm variadas utilizações, como a previsão dos limites de estabilidade entre os diferentes estados físicos da matéria.

10.1 Objetivos

Construir um diagrama de fases ternário: acetona–água–acetato de etila.

10.2 Teoria

Nessa experiência, estudaremos o sistema ternário: acetona, água e acetato de etila. Os componentes água e acetato de etila são parcialmente miscíveis, enquanto os pares água-acetona e acetato de etila-acetona são miscíveis em todas as proporções. Quando água e acetato de etila são misturados, eles podem formar duas fases, uma rica em água e outra rica em acetato de etila. Adicionando-se à mistura uma pequena quantidade de acetona, essa se distribui entre as duas camadas e provoca uma redistribuição de água e de acetato de etila nas duas fases, isto é, parte da água da

fase aquosa (rica em água) transfere-se para a fase orgânica (rica em acetato de etila) e vice-versa.

Com a adição contínua de acetona, a quantidade de uma das fases aumenta, e, conseqüentemente, a massa de outra fase diminui, até se extinguir, tendo-se, então, um sistema constituído por uma única fase (daí em diante, o sistema permanece homogêneo, independentemente da quantidade de acetona adicionada).

10.3 Experimental

Material

- Erlenmeyers
- Buretas
- Acetato de etila
- Acetona
- Água destilada

Procedimento

1 – No erlenmeyer número 1, coloque 3 mL de acetato de etila e adicione 22 mL de água. Adicione acetona até a mistura tornar-se límpida (apresentar uma única fase).

2 – Repita esse procedimento para os demais frascos, obedecendo às quantidades iniciais da **Tabela 10.1**.

Tabela 10.1. Quantidades das substâncias para construir o diagrama de fases

Frasco	V_{acetato} (mL)	$V_{\text{água}}$ (mL)	V_{acetona} (mL)	%V/V _{acetato}	%V/V _{água}	%V/V _{acetona}
1	3	22				
2	4	21				
3	6	19				
4	9	16				
5	11	14				
6	14	11				
7	16	9				
8	19	6				
9	20	5				
10	21	4				
11	22	3				
12	23	2				

Admita que não haja variação significativa de volume dos componentes ao serem misturados e calcule as porcentagens em volume dos componentes nas soluções saturadas. Em um diagrama triangular, coloque os valores obtidos. Trace, então, a curva de solubilidade do sistema água-acetato de etila-acetona. Anote a temperatura ambiente e a pressão atmosférica.

10.4 Referências bibliográficas

MIRANDA-PINTO, C.O.B.; SOUZA, E. **Manual de Trabalhos Práticos de Físico-Química**. Belo Horizonte: Editora da UFMG, 2006.

RANGEL, R. N. **Práticas de Físico-Química**. 3. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2006.

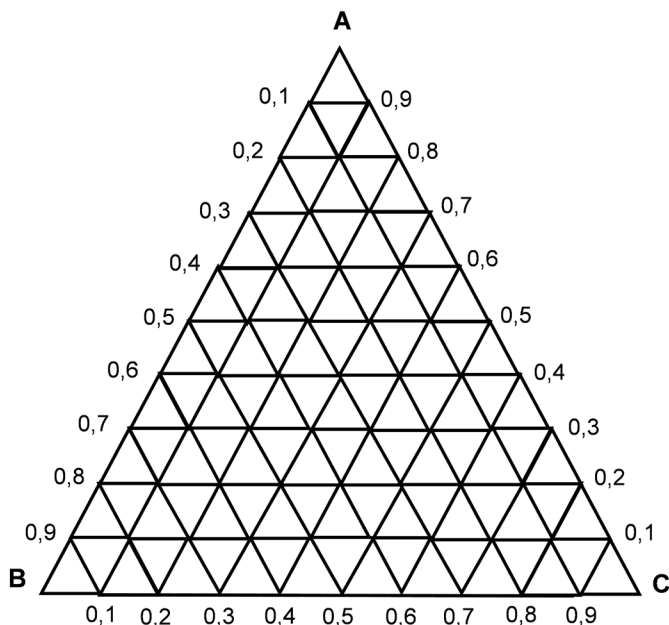
Questionário

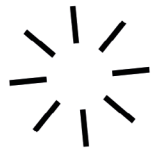
Experimento 10

PARTE A: Diagrama de fases acetona-água-acetato de etila.

Preencha a tabela com os resultados obtidos.

Construa o diagrama de fases do sistema ternário, com identificação das áreas:





EXPERIMENTO

11

Distribuição de uma Substância Entre Dois Líquidos Imiscíveis

Contextualização: Este experimento aborda a lei da partição ou distribuição, também chamada de lei da partição de Nernst, em homenagem ao físico-químico alemão Walther Nernst, que, em 1931, propôs esta Lei. Tem grande aplicação no campo da química ambiental, com tratamento de efluentes industriais.

11.1 Objetivos

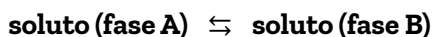
Determinar a partição do ácido benzóico entre água e ciclohexano e estimar o grau de associação molecular desse ácido na fase orgânica.

11.2 Teoria

A extração é um dos processos de separação mais antigo e mais utilizado pelos químicos. Todas as reações orgânicas exigem a extração ou purificação de seus produtos em algum estágio. Na prática, a extração é empregada

para separar uma substância orgânica da sua solução (ou suspensão) em um meio líquido, geralmente água ou sólido (lixiviação). O processo mais frequente é o de **extração simples** (líquido-líquido), que consiste em agitar a solução ou suspensão da substância desejada com um solvente **imiscível** em um funil de separação. Os vários solutos (ou o soluto) presentes se distribuem, então, entre as camadas (geralmente aquosa e orgânica) de acordo com suas solubilidades relativas.

Se tivermos um sistema de dois líquidos imiscíveis A e B, e adicionarmos uma terceira substância (solute), a substância se distribuirá de modo diferente nas duas camadas, num processo denominado partição.

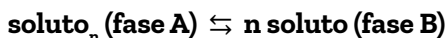


A razão entre as concentrações do soluto nos dois solventes é uma constante K , **coeficiente de partição**, que depende apenas da temperatura:

$$K = \frac{C_B}{C_A}$$

Onde K é a constante de partição ou coeficiente de partição, C_A é a concentração molar do soluto no solvente A, e C_B é a concentração molar do soluto no solvente B.

Caso as moléculas do soluto sofram algum tipo de associação em um dos solventes (por exemplo, no solvente A demonstrado a seguir), a representação passa a ser:



Levando a

$$K = \frac{C^n}{C_A}$$

Colocando a equação na forma logarítmica, temos:

$$\ln C_A = - \ln K + n \ln C_B$$

Portanto, o valor da constante de partição, **K**, poderá ser obtido a partir do coeficiente linear, e o grau de associação, **n**, a partir do coeficiente angular da reta gerada no gráfico de $\ln C_A$ versus $\ln C_B$.

11.3 Experimental

Material

- Funil de separação
- Bureta
- Proveta
- Pipetas
- Erlenmeyers
- Ácido benzóico
- Ciclohexano
- Solução 0,025 mol/L de NaOH
- Solução alcoólica de fenolftaleína.

Procedimento

1 – Coloque em 6 funis de separação limpos, secos e numerados 25 mL de água destilada e 25 mL de ciclohexano.

2 – Adicione, respectivamente, cerca de 0,05; 0,10; 0,15; 0,20; 0,25 e 0,30 g de ácido benzóico nos funis numerados. Tampe-os e agite-os durante aproximadamente 5 minutos, tendo o cuidado de não aquecer o sistema pelo contato com a sua mão.

3 – Deixe os funis em repouso até que as fases se separem completamente.

4 – Transferir a camada líquida inferior (FASE AQUOSA) de cada funil para um béquer. **Despreze a mistura na zona da interface e conserve a fase orgânica no funil.**

5 – Transfira, com o auxílio de uma pipeta, 5 mL da fase aquosa para um erlenmeyer (identificado).

6 – Adicione cerca de 25mL de água destilada e 3 gotas de fenolftaleína alcoólica no erlenmeyer.

7 – Titule a solução com NaOH 0,025 mol/L anotando o volume de NaOH utilizado na titulação.

8 – Transfira a fase orgânica do funil de separação para um béquer.

9 – Transfira 2 mL da fase orgânica para um erlenmeyer.

10– Proceda como descrito nos itens 6 e 7.

11.4 Referências bibliográficas

MIRANDA-PINTO, C.O.B.; SOUZA, E.^B **Manual de Trabalhos Práticos de Físico-Química**. Belo Horizonte: Editora da UFMG, 2006.

Questionário

Experimento 11

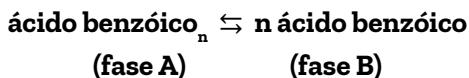
Preencha a tabela a seguir com os resultados obtidos.

Massa ácido benzóico	Volume de NaOH (mL) (fase B)	[ácido] (fase B)	Volume de NaOH (mL) (fase A)	[ácido] (fase A)	$\ln C_B$	$\ln C_A$
0,05g						
0,10g						
0,15g						
0,20g						
0,25g						
0,30g						

Sendo fase A = fase orgânica e fase B = fase aquosa.

Faça um gráfico de $\ln C_A$ versus $\ln C_B$, e calcule os valores de K e n. Interprete o valor de K.

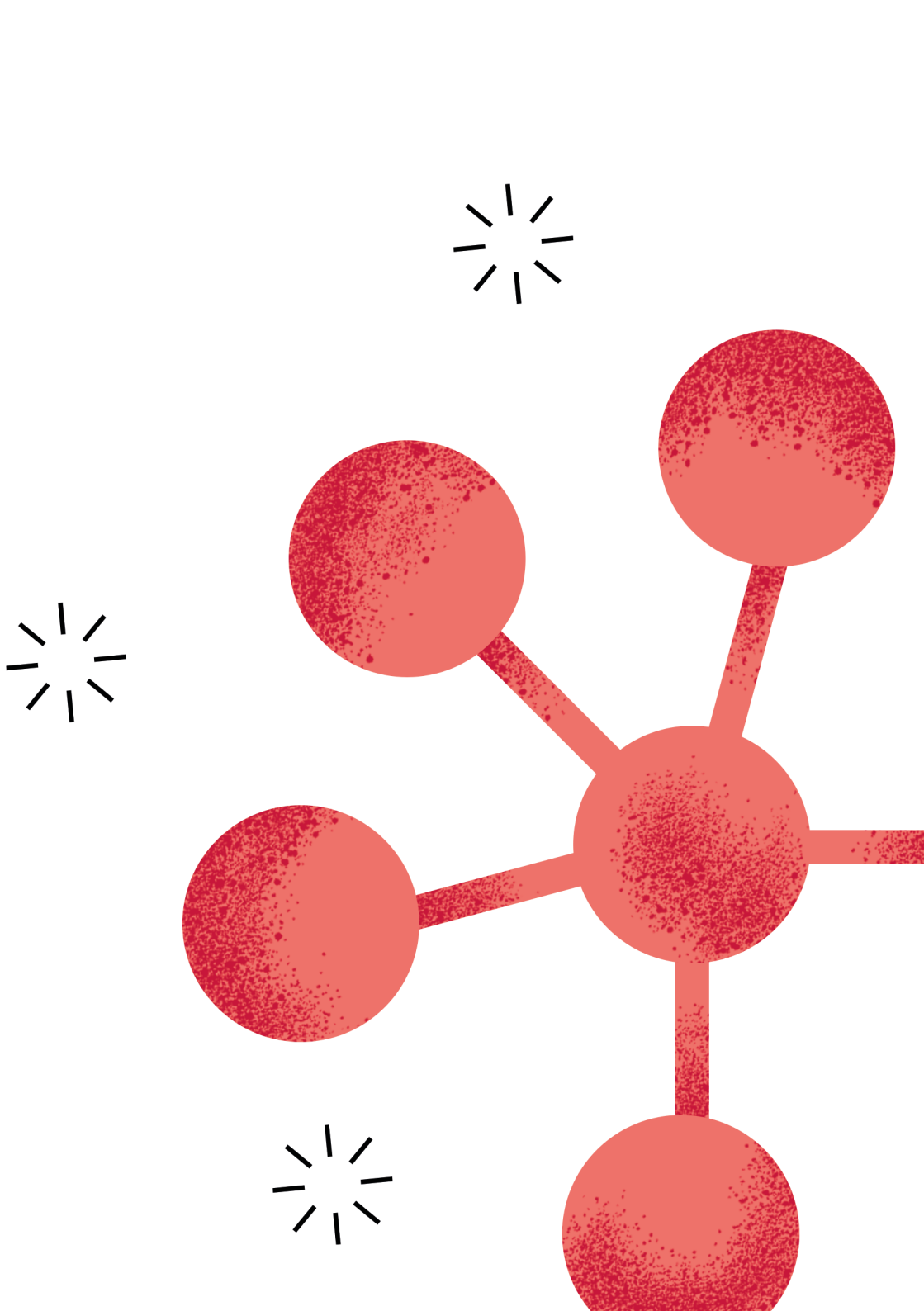
Equilíbrio:



$$K = \frac{C_B^n}{C_A}$$

$$\ln C_A = -\ln K + n \ln C_B$$

O ácido benzóico é mais solúvel na fase orgânica ou na fase aquosa?





EXPERIMENTO 12

Determinação da CMC (Concentração Micelar Crítica) de Surfactantes pelo Método Adaptado do Peso da Gota

Contextualização: Surfactantes são popularmente conhecidos como detergentes. É quase impossível entrar em uma residência e não encontrar um detergente. No entanto, para que seu uso se tornasse tão comum, o desenvolvimento desse produto exigiu um processo de muito estudo e pesquisa. Neste experimento, o aluno poderá conhecer um pouco mais do fascinante universo dos surfactantes.

12.1 Objetivos

Determinar a tensão superficial da água e a CMC (concentração micelar crítica) de surfactantes pelo método adaptado do peso da gota.

12.2 Fundamentação teórica

A tensão superficial surge nos líquidos como resultado do desequilíbrio entre as forças agindo sobre as moléculas da superfície em relação àquelas que se encontram no inte-

rior da solução. As moléculas de qualquer líquido localizadas na interface líquido-ar realizam menos interações intermoleculares se comparadas às moléculas que se encontram no interior do líquido, conforme mostrado na **Figura 12.1**.

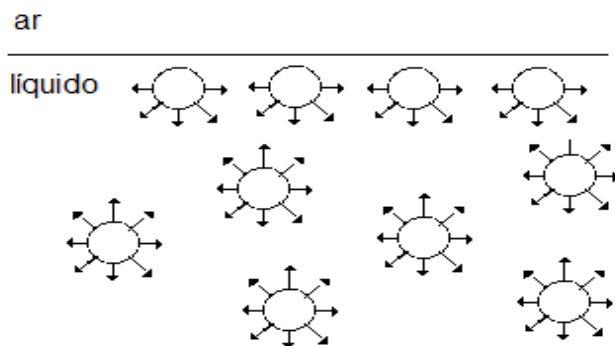


Figura 12.1: Interface líquido – ar ; interações moleculares na interface e na solução.

O trabalho necessário para modificar a área superficial, A , de uma amostra de uma grandeza infinitesimal dA , é proporcional a dA e se escreve como

$$dw = \gamma dA \quad (1)$$

A constante de proporcionalidade, γ , é denominada tensão superficial; as dimensões são energia/área e as unidades são joules por metro quadrado (J m^{-2}). Normalmente os valores são apresentados em newtons por metro pois $1\text{J} = 1\text{Nm}$. A **Tabela 12.1** mostra os valores de tensão superficial de alguns líquidos em milinewton por metro ($\text{mN} \cdot \text{m}^{-1}$).

Tabela 12.1: Tensão superficial de alguns líquidos a 293 Kelvin

Líquido	γ (mN.m ⁻¹)
Benzeno	28,88
Mercúrio	472
Metanol	22,6
Água	72,75

Existem vários métodos para a determinação da tensão superficial, como o método da ascensão capilar, método do anel ou tensiômetro de Du Nouy e o método do peso da gota. Neste experimento, usaremos o método do peso da gota. Nele, determina-se o peso de uma gota que se forma lentamente e cai da extremidade de um tubo de ponta polida ou capilar, como ilustra a **Figura 12.2**.

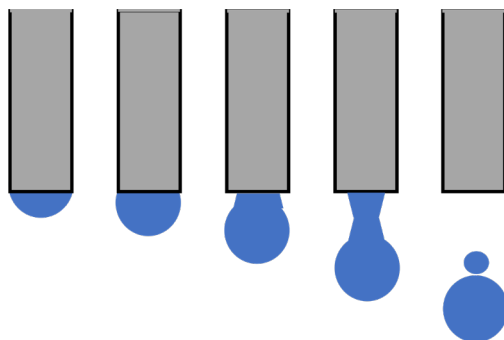


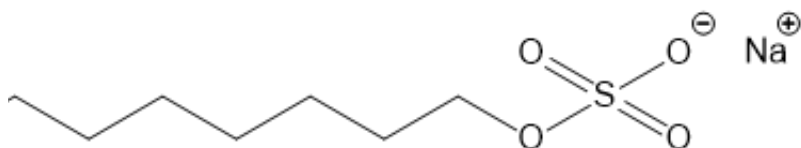
Figura 12.2: Gota se despreendendo do capilar.

A gota se desprende do tubo quando seu peso for suficiente para vencer a força correspondente à tensão superficial que mantém a gota aderida ao tubo, equação (2).

$$m \cdot g = 2 \cdot \pi \cdot r \cdot \gamma \cdot f \quad (2)$$

Sendo, m = massa da gota, g = aceleração da gravidade, r = raio do capilar, γ = tensão superficial do líquido, e f = um fator de correção que deve ser introduzido na equação devido ao fato de a gota não se separar de forma esférica.

Os tensoativos ou surfactantes apresentam a propriedade de reduzir a tensão superficial dos líquidos. A **Estrutura I**, abaixo, é do surfactante aniônico dodecilsulfato de sódio (SDS). Note que as moléculas dos produtos tensoativos são constituídas por um grupo lipofílico, apolar, e um grupo hidrofílico, polar. No caso do SDS, o grupo polar é carregado negativamente e por isso se classifica como um surfactante aniônico.



Estrutura I: Fórmula estrutural do dodecilsulfato de sódio (SDS)

Os tensoativos, quando em solução aquosa, em virtude da presença do grupo lipofílico, ocupam preferencialmente a superfície do líquido, formando um filme superficial e diminuindo a tensão superficial, como mostra a **Figura 12.3**.

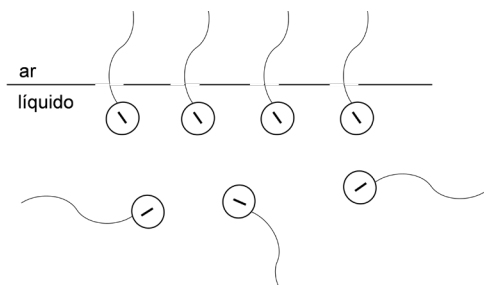


Figura 12.3: Adsorção de um surfactante na interface água-ar

Após a saturação da superfície, a adição de novas moléculas de tensoativo tem pouco efeito sobre o valor da tensão superficial. Nesse momento formam-se espontaneamente agregados moleculares de dimensões coloidais, chamados micelas. A **Figura 12.4** mostra um modelo de uma micela esférica de SDS.

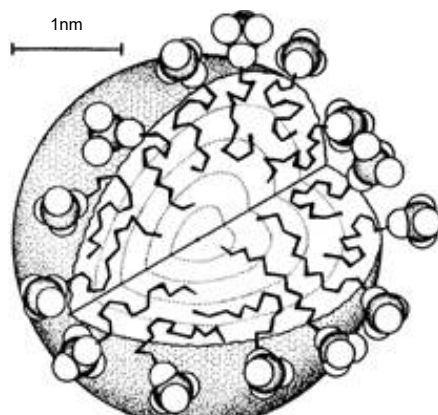


Figura 12.4: Modelo de uma micela esférica de SDS (HUNTER, 1993)

A concentração de surfactante onde se inicia a formação de micelas é chamada concentração micelar crítica, CMC, e depende da estrutura do tensoativo (tamanho da cadeia de hidrocarboneto) e das condições experimentais como força iônica, contra-íons, temperatura, etc. A CMC pode ser determinada experimentalmente através de um gráfico da tensão superficial em função da concentração do surfactante.

12.3 Experimental

O aparelho utilizado na medida da tensão superficial pelo método do peso da gota é denominado estalagmômetro e está repre-

sentado na **Figura 12.5**. Como adaptação, pode ser utilizada uma bureta comum para a formação das gotas, porém deve-se controlar, pela torneira da bureta, a formação das gotas, para que sejam formadas lentamente, como mostra a **Figura 12.6**. A bureta deve ser fixada em suporte universal e acoplada a um erlenmeyer, de forma que a parte inferior da torneira fique toda dentro do recipiente coletor, para evitar a influência de correntes de ar sobre a formação da gota. Com o auxílio da torneira é possível ajustar a queda das gotas em intervalos regulares de aproximadamente 1 minuto. Deve-se procurar montar o sistema em local com o mínimo de vibrações possíveis.

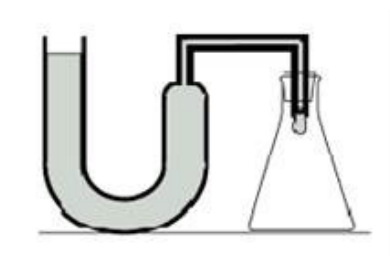


Figura 12.5: Estalagmômetro para determinação da tensão superficial de líquidos pelo método do peso da gota (BEHRING, 2004)



Figura 12.6: Bureta acoplada ao erlenmeyer para a determinação da tensão superficial pelo peso da gota (BEHRING, 2004)

Material

- Bureta de 25 mL
- 10 erlenmeyers de 10 mL
- Água destilada
- Solução estoque de surfactante 0,02 mol/L
- Balança analítica
- 7 balões volumétricos de 50 mL

Procedimento

Determinação do raio da bureta

Determine o raio da bureta pesando 10 gotas de água destilada. Para isso, anote o peso do erlenmeyer vazio e, em seguida, do erlenmeyer com as gotas de água.

Dados publicados em 1975 mostram uma relação linear entre a massa de uma gota e o raio da extremidade do tubo onde ela se formou, segundo a equação (3), em que m representa a massa de uma gota de água:

$$r = -0,02815 + 3,81292 \cdot m \quad (3)$$

Determinação do fator de correção 'f' e da tensão superficial da água

O fator de correção deve ser adicionado à Equação (2) pois somente uma fração da gota se desprende do tubo durante o experimento, não formando uma circunferência perfeita. O fator de correção f depende da razão $r/V^{1/3}$, sendo r o raio da extremidade do tubo e V o volume de uma gota. Esse volume pode ser determinado pela massa de uma gota e da densidade do líquido. A **Figura**

12.7 mostra a dependência do fator de correção f e a razão $r/V^{1/3}$. O fator de correção deve ser obtido por interpolação gráfica.

Depois de encontrar o fator de correção, calcule a tensão superficial da água através da equação (2), sendo m a massa de uma gota de água, g a aceleração da gravidade 980 cm/seg.^2 , r o raio da bureta, e f o fator de correção encontrado com o auxílio do gráfico da **Figura 12.7**.

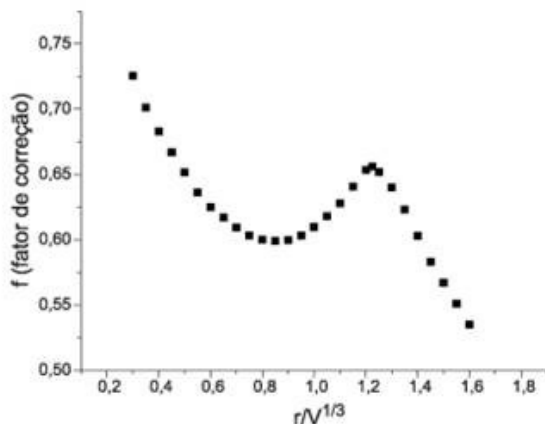


Figura 12.7: Dependência entre o fator de correção (f) e a razão $r/V^{1/3}$ (BEHRING, 2004)

Determinação da CMC do surfactante

Parte A – Prepare 50mL de soluções do surfactante a partir de diluições da solução estoque nas seguintes concentrações: 0,002mol/L; 0,004mol/L; 0,006mol/L; 0,008mol/L; 0,009mol/L; 0,010mol/L; e 0,012mol/L;

Parte B – Pese 10 gotas de cada solução do surfactante preparadas em A e calcule a tensão superficial de cada solução usando os valores determinados anteriormente para r e para f . Comece a pesar as gotas pela solução mais diluída.

Determinação da CMC por medidas de condutividade

Surfactantes são agentes de superfície ativa (tensoativos), conhecidos popularmente como sabões e detergentes. São moléculas anfífilas cujas estruturas moleculares caracterizam-se por apresentar, no mínimo, duas regiões distintas: uma hidrofílica (polar), que tem afinidade com a água, e outra hidrofóbica (apolar), que tem afinidade com moléculas de gordura.

Os surfactantes compreendem uma importante classe dentro da indústria farmacêutica e cosmetológica. Eles são a base dos detergentes, além de serem fundamentais para a composição de emulsões, microesferas, suspensões e aerossóis.

A condutividade é a medida da mobilidade das espécies iônicas em solução. A condutividade de uma solução depende do número de íons presentes. Para eletrólitos fortes, a concentração de íons na solução é diretamente proporcional à concentração de eletrólito adicionado à solução, enquanto que, para eletrólitos fracos, a concentração de íons na solução depende de seu equilíbrio de dissociação.

A **Figura 12.8** mostra um gráfico típico da condutividade específica versus concentração molar de surfactante. Observa-se que a **concentração micelar crítica (CMC)** é definida na concentração do surfactante corresponde à repentina mudança do perfil de condutividade específica. O aumento linear da condutividade abaixo da CMC, observado no perfil da figura é característico de eletrólitos fortes e a inclinação depende da condutividade molar das espécies em solução, isto é, do contra-íon e do radical orgânico. Após a micelização, cada monômero adicionado contribui para a formação de micelas. As micelas iônicas necessariamente não são totalmente ionizadas, mas apenas uma fração α de íons fica

livre na solução, comportamento esperado para um eletrólito fraco. A quebra brusca do perfil na CMC ocorre porque no agregado micelar formado nem todos os monômeros estão ionizados e uma fração de contra-íons permanece ligada.

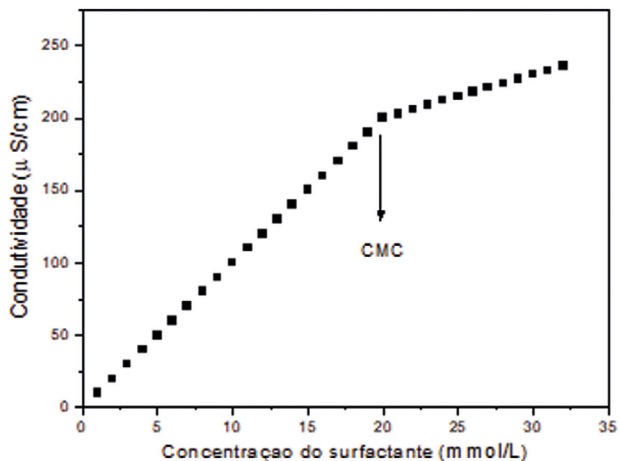


Figura 12.8: Determinação da CMC por medidas de condutividade

Procedimento

Determinação da CMC do surfactante

Com uma bureta, adicione pequenas quantidades (1,0 mL) da solução estoque de SDS em uma quantidade conhecida de água de coleta (o suficiente para cobrir a janela do eletrodo) em agitação constante. A cada adição, anote o valor de condutividade específica. Adicione volume suficiente da solução estoque para que a concentração final da solução seja de cerca de 20 mmol/L .

Determine graficamente a CMC do surfactante.

12.4 Referências bibliográficas

BEHRING, J. L. et al. **Quim. Nova**, v. 27, n. 3, p. 492-495. 2004.

CASTELLAN, G. **Fundamentos de Físico-Química**. Rio de Janeiro: Editora LTC, 1986.

HUNTER, R. J. **Introduction to Modern Colloid Science**, New York: Oxford Science Publication, 1993.

Questionário

Experimento 12

Parte A: Determinação da CMC por medidas da tensão superficial pelo método do peso da gota

1 – Determine o raio da bureta.

Massa erlenmeyer vazio =

Massa erlenmeyer + 10 gotas de água =

Massa de uma gota de água =

$$r = -0,02815 + 3,81292 \cdot m$$

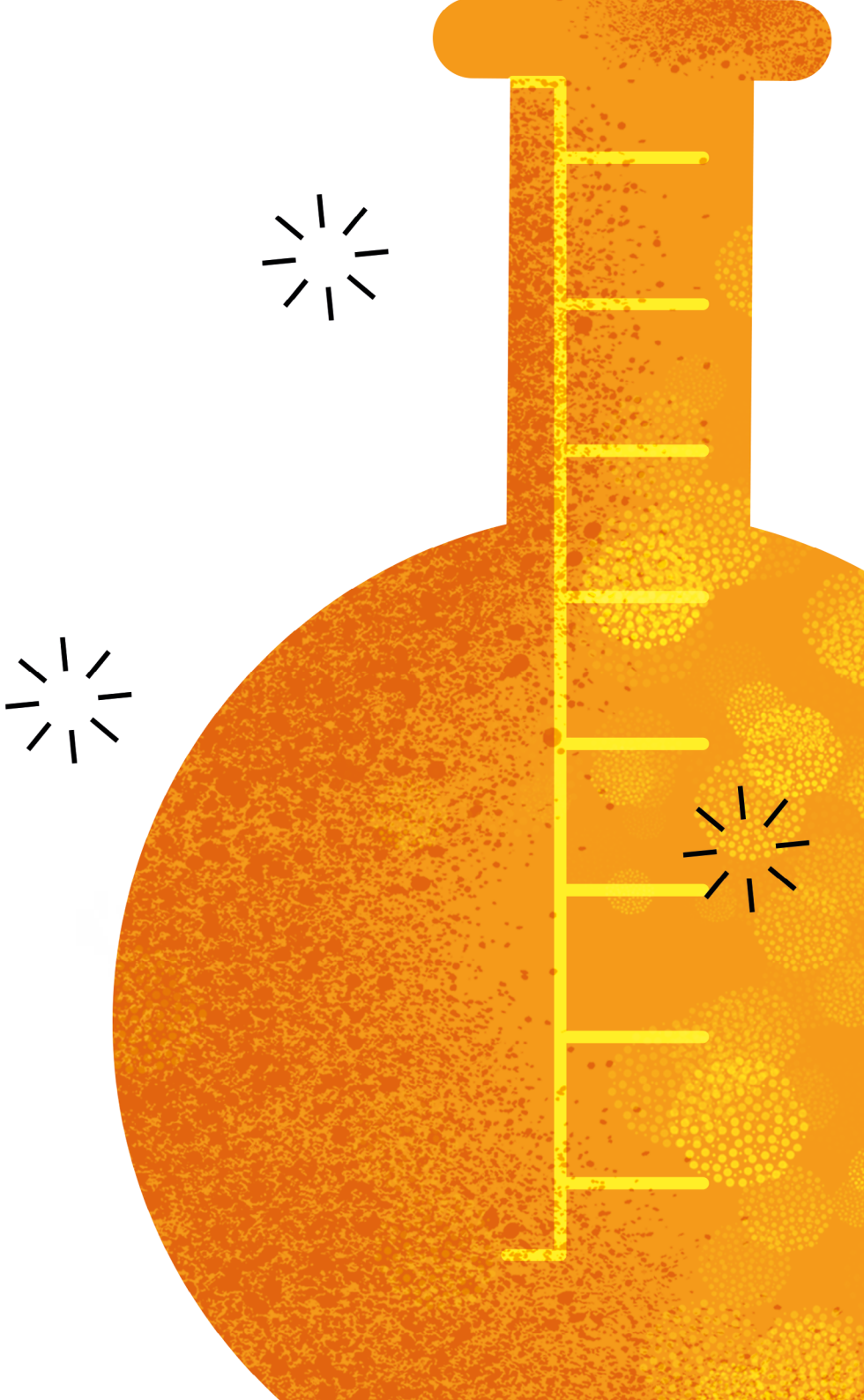
2 – Determinação do fator f e da tensão superficial:

f (obtido graficamente) =

$$\gamma = m \cdot g / 2\pi \cdot r \cdot f$$

3 – Determine a CMC do surfactante a partir do gráfico tensão versus concentração do surfactante.

Concentração do surfactante, mol/L	Tensão superficial, mN/m
0,00 (água)	



EXPERIMENTO

13

Adsorção na Interface Sólido-Líquido Ácido Acético sobre Carvão Ativado

Contextualização: Este experimento trata das interações intermoleculares entre diferentes materiais. Neste experimento, várias questões poderão ser respondidas, entre elas: por que um material penetra outro material com intensidades diferentes? Ou, ainda: existe um limite dentro desse nível de penetração? Neste experimento, estas e muitas outras perguntas poderão ser respondidas.

13.1 Objetivos

Estudar a adsorção do ácido acético sobre carvão ativado e calcular as constantes de adsorção usando o modelo de Langmuir e de Freundlich.

13.2 Fundamentação teórica

Adsorção é o acúmulo de uma substância em uma interface. Ocorre com todos os tipos de interface como gás-sólido, sólido-

-líquido, líquido-gás e líquido-líquido. Existe uma diferença entre adsorção e absorção. A adsorção é um excesso de concentração superficial, já a absorção é a penetração de uma fase na outra. Às vezes não é fácil distinguir entre adsorção e absorção, e, nos casos duvidosos, pode-se usar o termo genérico "sorção".

Na adsorção distinguem-se duas fases, o adsorvente e o adsorvido ou adsorvato. Os adsorventes devem apresentar, como característica desejável, uma grande relação superfície/volume, razão pela qual é conveniente o uso de substâncias porosas como adsorventes, em que a superfície disponível para a adsorção tanto pode ser externa como interna. Entre alguns adsorventes, pode-se citar o carvão ativado, a sílica, a alumina e metais como Pt, Pd e Ni.

Existem dois tipos principais de adsorção sobre sólidos: a física e a química. A adsorção física é não específica, rápida e reversível. O adsorvato se encontra ligado à superfície do adsorvente somente por forças de van der Waals, podendo formar várias camadas. A adsorção química é específica e a força da ligação entre o adsorvente e o adsorvato é maior que na física, ocorrendo uma ligação química, e a entalpia de adsorção, ΔH_{ads} , é maior que na adsorção física.

A uma temperatura constante, a quantidade adsorvida aumenta com a concentração do adsorvato (em solução ou em fase gasosa), e a relação entre a quantidade adsorvida por grama de adsorvente e a concentração do adsorvato é conhecida como isoterma de adsorção. Um exemplo de uma isoterma de adsorção está representado pelo gráfico da **Figura 13.1**.

Existem vários modelos que descrevem o processo de adsorção, sendo os modelos de Langmuir, teórico, e de Freundlich, empírico, os mais usados para adsorção de soluções.

Um dos modelos teóricos mais simples de adsorção é o de Langmuir, que foi proposto para descrever a adsorção de gases em sólidos, e é aplicado para adsorção de soluções. Esse modelo supõe que a superfície do sólido é coberta por um grande número de sítios, sendo que cada sítio pode ser ocupado por uma molécula adsorvida. Os sítios são todos equivalentes e considera-se que as moléculas adsorvidas não interagem umas com as outras nem saltam de um sítio para outro. Além disso, a adsorção se completa quando todos os sítios forem ocupados, correspondendo a uma monocamada de adsorvato.

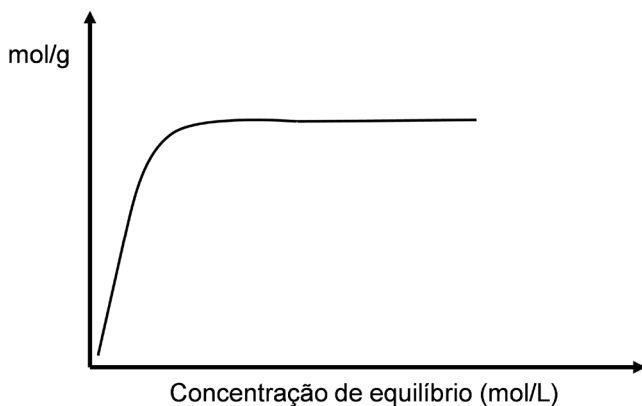
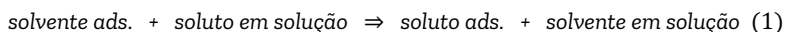


Figura 13.1: Isoterma de adsorção

De acordo com a teoria proposta por Langmuir estabelece-se um equilíbrio entre o soluto adsorvido e o soluto em solução, como mostra a equação (1):



A constante de equilíbrio é:

$$K = \frac{[\text{solute ads}].[\text{solvente em solução}]}{[\text{solvente ads}].[\text{solute em solução}]} \quad (2)$$

Assumindo uma solução ideal e que as moléculas adsorvidas ocupem apenas um único sítio na superfície do adsorvente, a equação de Langmuir pode ser escrita da seguinte forma:

$$\frac{q}{N} = \frac{Kc}{Kc + 1} \quad \text{ou na forma linear} \quad \frac{c}{q} = \frac{1}{KN} + \frac{c}{N} \quad (3)$$

Onde q é a quantidade de soluto adsorvido em mol/g, N é o número de mols do soluto para preencher todos os sítios de adsorção, K é a constante de equilíbrio e c é a concentração de equilíbrio do soluto. Fazendo um gráfico de c/q versus c , o coeficiente angular é igual a $1/N$ e o coeficiente linear é igual a $1/KN$. Portanto, é possível calcular K e N .

O modelo de adsorção de Freundlich é empírico, e é dado pela equação (4).

$$\ln q = \ln K + \frac{1}{n} \ln c \quad (4)$$

Onde q é a quantidade de soluto adsorvido em mol/g, c é a concentração de equilíbrio e k e n são constantes empíricas, que são calculadas a partir do coeficiente linear e angular da reta obtida. k está relacionado com a capacidade de adsorção e n com a afinidade do sistema adsorvente-adsorvato.

13.3 Experimental

Material

- 6 erlenmeyers de 250 mL

- 2 buretas de 50 mL
- 1 pipeta de 10mL
- 1 pipeta de 25 mL
- 1 pipeta de 50 mL
- 6 balões volumétricos de 100mL
- 1 béquer de 250 mL
- 1 funil
- Papel filtro
- 200 mL de ácido acético 1mol/L
- 500 mL de hidróxido de sódio 0,1 mol/L
- 20 g de carvão ativado
- Fenolftaleína

Procedimento

Parte A: Lavagem do carvão e preparo das soluções de ácido acético

Coloque o carvão ativo num béquer, lave-o com água destilada e, em seguida, filtre. Coloque na estufa a 120°C por uma hora. Retire o carvão e deixe-o esfriar em dessecador sob vácuo. Prepare 1000 mL de uma solução de ácido acético 0,5 mol/L e a partir dessa solução prepare 5 soluções de 100 mL de ácido, nas concentrações de 0,25 a 0,01mol/L. Para isso, use 5 balões volumétricos de 100 mL, de acordo com os volumes da **Tabela 13.1:**

Tabela 13.1 Quantidades de ácido acético e água para o preparo das soluções

Solução	1	2	3	4	5
Ácido acético (mL)	50	25	10	5	2
Água destilada (mL)	50	75	90	95	98
Concentração obtida (mol/L)	0,25	0,125	0,05	0,025	0,010

Parte B: Adsorções

Numere 5 erlenmeyers e pese 1g de carvão em cada um deles. Transfira as soluções preparadas para os erlenmeyers que contêm carvão ativo e comece a anotar o tempo. Deixe a mistura sob agitação por 1 hora. Anote a temperatura da adsorção.

C: Determinação da quantidade adsorvida

Após 1 hora, deixe o carvão decantar e filtre com papel filtro. Comece a filtrar da solução mais diluída. Prepare um erlenmeyer limpo e coloque nele 10 mL da amostra filtrada e titule com hidróxido de sódio 0,1 mol/L, utilizando como indicador fenolftaleína. Faça a mesma titulação com as outras amostras.

13.4 Referências bibliográficas

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de. **Físico-Química**, v. 1, 8. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2008a.

NETZ, P. A.; ORTEGA, G. G.; **Fundamentos de Físico-Química**, Porto Alegre: Artmed Editora, 2002.

RANGEL, R. N.; **Prática de Físico-Química**, 3^a edição, São Paulo: Edgard Blucher, 2006.

Questionário

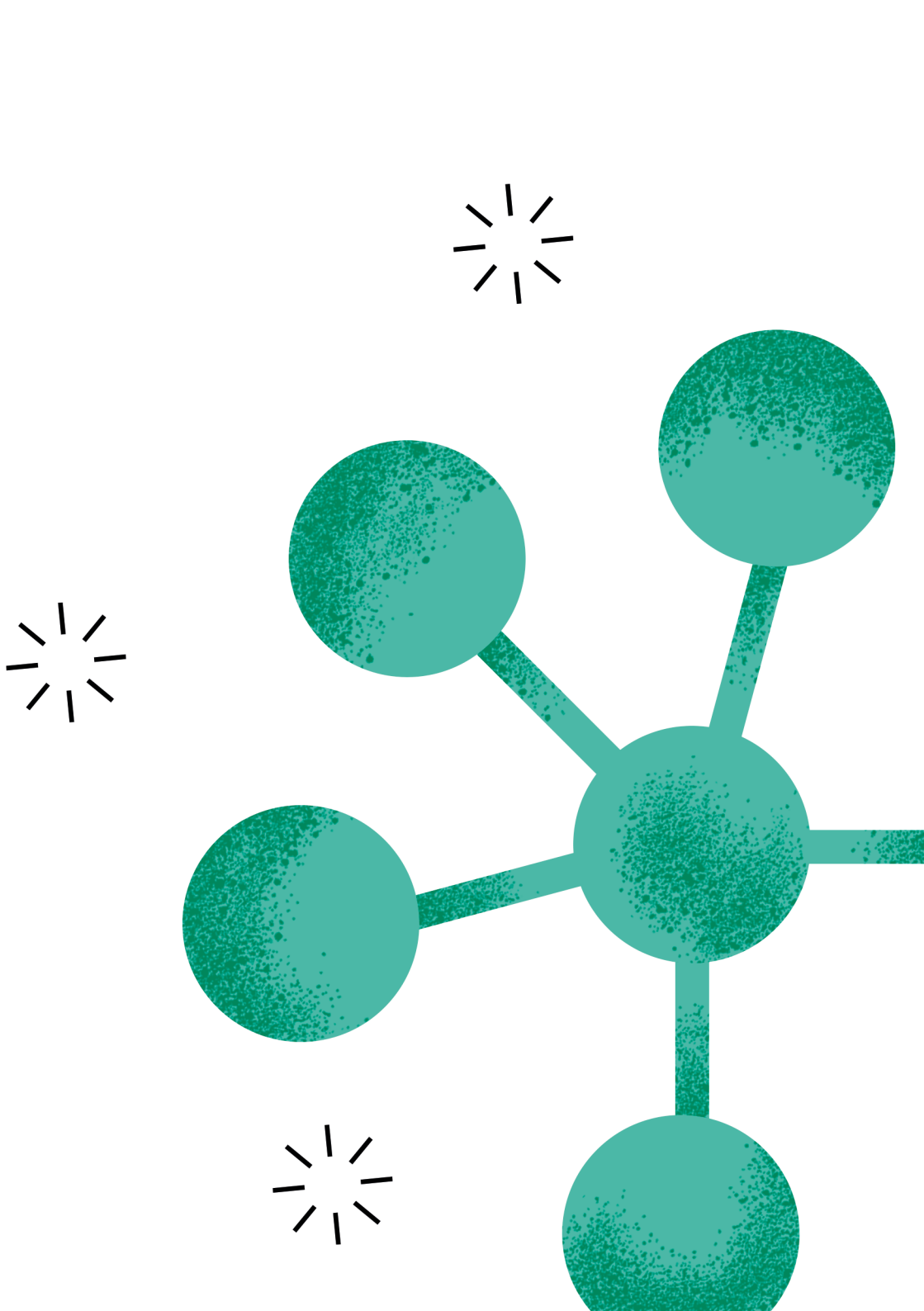
Experimento 13

Tratamento dos dados experimentais:

A partir dos resultados das titulações, complete a seguinte tabela.

Amostra	01	02	03	04	05
Volume de NaOH (mL)					
Concentração de ácido no equilíbrio (mol/L)					
Quantidade de ácido inicial (mol)					
Quantidade de ácido no equilíbrio (mol)					
Quantidade de ácido adsorvido (mol)					
Massa de carvão (g)					
Quantidade adsorvida, q (mol/g)					

Faça um gráfico da isoterma de adsorção: quantidade adsorvida, q (mol/g), versus c (mol/L). Lembre-se que c é a concentração de equilíbrio obtida após a adsorção. Anote a temperatura.



EXPERIMENTO

14

Condutividade de Eletrólitos

Contextualização: Eletrólitos são soluções que permitem a passagem de corrente elétrica, cuja intensidade pode ser medida através de um condutivímetro. Neste experimento, o aluno aprenderá sobre a utilização de um condutivímetro e as informações que a análise dos dados obtidos poderá mostrar.

14.1 Objetivos

Utilizar adequadamente um condutivímetro; medir a condutividade de eletrólitos fracos e fortes; calcular o grau de dissociação e a constante de dissociação de eletrólitos fracos.

14.2 Fundamentação teórica

Medidas de condutância elétrica permitem diferenciar eletrólitos fracos e fortes. Eletrólitos fortes seguem a lei de Kohlrausch enquanto eletrólitos fracos são descritos pela lei de diluição de Ostwald. Examinando a dependência da condutividade com a concentração, é possível determinar a condutividade de eletrólitos a uma diluição infinita e, dessa forma, calcular o grau

de dissociação e a constante de dissociação de eletrólitos fracos.

A resistência R de um condutor uniforme com uma seção transversal é proporcional ao comprimento l e inversamente proporcional à seção transversal da área A do condutor, como mostra a equação (1):

$$R = \rho \frac{l}{A} = \frac{l}{kA} = \frac{1}{L} \quad (1)$$

A constante da substância, ρ , é conhecida como resistência específica. κ é a condutância específica ou condutividade e L a condutância. Normalmente usa-se ρ para condutores metálicos e κ para eletrólitos. Dessa forma, a condutividade para uma solução de eletrólitos é dada pela equação (2), onde κ tem dimensões $\Omega^{-1} \text{ cm}^{-1}$. No sistema internacional o símbolo para condutância é S (Siemens) e a unidade de condutividade é Siemens por metro (Sm^{-1}), onde $1S = 1\Omega^{-1}$.

$$k = \frac{1}{R} \cdot \frac{l}{A} = \frac{l}{A} L \quad \text{ou} \quad L = k \frac{A}{l} \quad (2)$$

Ao medir a condutividade de uma solução, as dimensões da célula podem ser determinadas. Contudo, a célula é normalmente calibrada com uma solução de condutividade conhecida e a razão da medida da condutividade a ser tabulada da solução conhecida fornece diretamente a razão do comprimento pela seção transversal da célula l/A .

Esta razão é também conhecida como constante da célula e é determinada usando soluções de KCl de condutividade conhecidas. A constante da célula a ser usada normalmente já foi determinada pelo fabricante e pode ser encontrada no manual do aparelho. Todavia, a constante da célula pode mudar com o decorrer do tempo, e,

portanto, deve ser verificada sempre que for usada.

De acordo com a equação (2), a condutância lida no aparelho é multiplicada pela constante da célula. A condutividade da água é diminuída da condutividade determinada. A **Figura 14.1** mostra a dependência da condutividade com a concentração determinada para o KCl e o ácido acético.

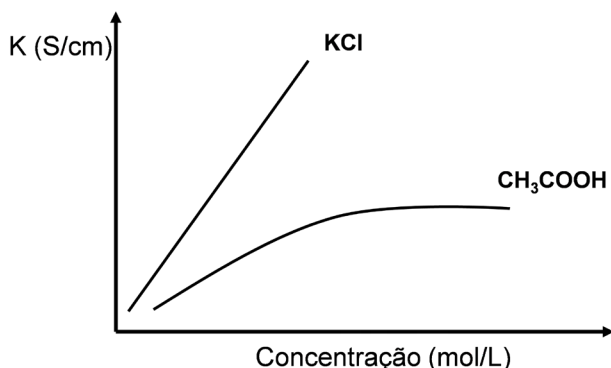


Figura 14.1: Condutividade da solução *versus* concentração dos eletrólitos.

A condutividade não é apropriada para comparar eletrólitos devido à forte dependência em relação à concentração destes. Por isso, é melhor determinar a condutividade molar Λ_m . Esta é determinada a partir da condutividade específica κ e da concentração c da substância na solução eletrolítica, conforme, equação (3).

$$\Lambda_m = \frac{1000\kappa}{c} = \Lambda_m = \left(\frac{10^3 \kappa (\text{Scm}^{-1})}{c (\text{molmol}^{-3})} \right) = \text{Scm}^2 \text{mol}^{-1} = \Omega^{-1} \text{cm}^2 \text{mol}^{-1} \quad (3)$$

O valor de 10^3 multiplicando κ é necessário para transformar mol.L^{-1} para mol.cm^{-3} . Quando examinamos a dependência da concentração na condutividade de eletrólitos observamos que a condutividade basicamente aumenta com a concentração devido ao aumento do número de cargas (íons) em solução. Essa depen-

dência é ilustrada na **Figura 14.2**, para o KCl e ácido acético.

A condutividade molar aproxima-se do limite Λ_{∞} aumentando a diluição. Esta é conhecida como a condutividade à diluição infinita.

A dependência da concentração com a condutividade molar em eletrólitos fortes foi definida por Kohlrausch através da equação (4).

$$\Lambda_m = \Lambda_{\infty} - k\sqrt{c} \quad (4)$$

De acordo com a lei de **Kohlrausch**, que trata de eletrólitos fortes, o gráfico da condutividade molar do KCl versus raiz quadrada da concentração, **Figura 14.2**, deve resultar em duas retas. A partir da interseção com o eixo y determina-se a condutividade molar a uma diluição infinita.

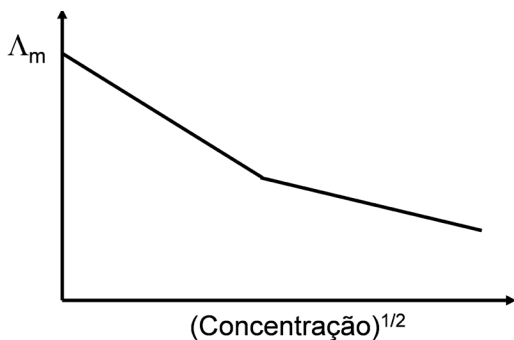


Figura 14.2: Condutividade molar do KCl *versus* a raiz quadrada da concentração.

De acordo com a lei de diluição de **Ostwald**, eletrólitos fracos não se dissociam completamente e possuem condutividade menor do que eletrólitos fortes. Com o aumento da concentração, o equilíbrio de dissociação é deslocado na direção das moléculas

não dissociadas. O grau de dissociação α de eletrólitos fracos é o quociente da condutividade molar dividida pela condutividade molar à diluição infinita, equação (5).

$$\alpha = \frac{\Lambda_m}{\Lambda_\infty} \quad (5)$$

A lei de diluição de Ostwald é válida para eletrólitos fracos, permitindo calcular a constante de dissociação (K), equação (6).

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha} = \frac{\Lambda_m^2 \cdot c}{(\Lambda_\infty - \Lambda_m) \Lambda_\infty} \quad (6)$$

O valor limite da condutividade molar de eletrólitos fracos à diluição infinita é alcançado a concentrações extremamente baixas, não sendo possível, portanto, realizar medidas exatas nessas concentrações. Em consequência, Λ_∞ não pode ser obtido pelas curvas extrapoladas a partir de Λ_m/\sqrt{c} para eletrólitos fracos. A equação (7) é derivada para resolver a lei de diluição de Ostwald para esses casos.

$$\frac{1}{\Lambda_m} = \frac{1}{\Lambda_\infty} + \frac{\Lambda_m \cdot c}{K \cdot (\Lambda_\infty)^2} \quad (7)$$

Na equação (7) pode-se observar que existe uma relação linear entre o inverso da condutividade, o produto da condutividade molar e a concentração de eletrólitos fracos. A **Figura 14.3** mostra essa relação para o ácido acético. Ademais, a lei de diluição de Ostwald mostra que a condutividade molar à diluição infinita pode ser obtida a partir da interseção com a ordenada $1/\Lambda_m$ sobre $c \cdot \Lambda_m$.

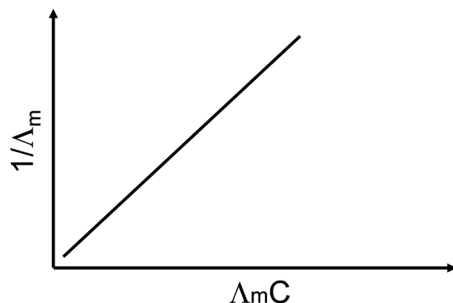


Figura 14.3: Inverso da condutividade molar do ácido acético *versus* o produto da condutividade molar e a concentração.

13.3 Experimental

Material

- Condutivímetro
- 500 mL solução de KCl 1 mol/L
- 500 mL solução de ácido acético 1 mol/L
- 18 balões volumétricos de 100 mL
- Pipetas de 10, 5, 2 e 1 mL
- Agitador magnético
- Célula do condutivímetro

Procedimento

Parte A: Preparo das soluções de KCl e ácido acético

Prepare 100 mL das soluções de KCl e ácido acético nas concentrações mostradas na **Tabela 13.1** a partir da diluição de uma solução concentrada (1 mol/L).

Tabela 13.1 Concentrações das soluções a serem preparadas

Solução	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Concentração (mol/L)	0,1	0,05	0,01	0,0075	0,005	0,0025	0,001	0,00075	0,0005

Exemplos

- Prepare a solução 1 (0,1 mol/L) transferindo 10 mL da solução estoque 1 mol/L para um balão de 100 mL e complete o volume com água. Use a relação $M_1V_1 = M_2V_2$. Lembre-se que o volume V_2 é o volume final da solução igual a 100 mL.
- Para preparar a solução 2, você deve diluir a solução 1, e assim sucessivamente. Tenha cuidado para não misturar as soluções e numere os balões.
- O mesmo procedimento deve ser seguido para preparar as soluções tanto de KCl como de CH_3COOH .

Parte B: Medidas da condutividade

O aparelho de medidas consiste na célula, no condutivímetro e no eletrodo acoplados a um agitador magnético com um ímã para agitar a solução.

A célula do condutivímetro, o ímã e o eletrodo devem ser lavados e enxaguados com água destilada várias vezes antes de iniciar o experimento.

Antes de iniciar as medidas, é necessário calibrar o condutivímetro com a solução padrão (KCl). Verifique se o aparelho está medindo em mS ou μS .

Meça também a condutividade da água antes de começar as medidas.

Ligue o agitador com velocidade moderada durante as medidas.

Mantenha a temperatura controlada a 25°C durante os experimentos.

Importante: Meça a condutividade das soluções preparadas iniciando sempre com a solução mais diluída e enxaguando a célula e o eletrodo com a solução antes das medidas.

14.4 Referências bibliográficas

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de. **Físico-Química**, v. 2, 8. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2008a.

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de. **Físico-Química**, v. 2, 8. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2008b.

MIRANDA-PINTO, C.O.B.; SOUZA, E. **Manual de Trabalhos Práticos de Físico-Química**. Belo Horizonte: Editora da UFMG, 2006.

RANGEL, R. N. **Práticas de Físico-Química**. 3. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2006.

Questionário

Experimento 14

Condutividade de soluções

Analise os valores de condutividade das amostras abaixo:

Amostra	Condutividade k, S/cm
Água destilada	
Água da torneira	
NaCl	
Sacarose	

Comportamento de eletrólitos fortes e fracos por medida de condutividade

Dependência da condutividade específica (k) com a concentração do eletrólito

[KCl] (mol/L)	Condutividade k (S/cm)	[CH ₃ COOH] (mol/L)	Condutividade k (S/cm)
0,00050		0,00050	
0,00075		0,00075	
0,00100		0,00100	
0,00250		0,00250	
0,00500		0,00500	

0,00750		0,00750	
0,01000		0,01000	
0,05000		0,05000	
0,10000		0,10000	

Quando examinamos a dependência da concentração na condutividade de eletrólitos observamos que a condutividade basicamente aumenta com a concentração devido ao aumento do número de cargas (íons) em solução.

Defina uma solução eletrolítica.

Diferencie eletrólito forte e fraco.

Mostre graficamente a dependência da condutividade específica (k) com a concentração.

Qual eletrólito (KCl ou CH_3COOH) apresentou maiores valores de condutividade? Por quê?

A condutividade molar (Λ_m) é determinada a partir da condutividade específica κ e da concentração c da substância na solução eletrolítica, conforme equação abaixo:

$$\Lambda_m = \frac{1000\kappa}{c} = \Lambda_m = \left(\frac{10^3 \kappa (\text{Scm}^{-1})}{c(\text{molmol}^{-3})} \right) = \text{Scm}^2 \text{mol}^{-1} = \Omega^{-1} \text{cm}^2 \text{mol}^{-1}$$

O valor de 10^3 multiplicando k é necessário para transformar mol.L^{-1} para mol.cm^{-3} . A condutividade molar aproxima-se do limite Λ_∞ aumentando a diluição, que é conhecida como a condutividade a diluição infinita.

Calcule os valores de condutividade molar [Λ_m] com a concentração:

Determine graficamente a condutividade molar à diluição infinita $[\Lambda_{oo}]$ para o eletrólito fraco CH_3COOH e calcule sua constante de dissociação K_a com base na equação

$$\Lambda_m = \Lambda_m^\infty + k \sqrt{c}$$

$\Lambda_m \cdot c$	$1/\Lambda_m$

Determine o grau de dissociação (α) do ácido acético nas diferentes concentrações. O que foi observado? O grau de dissociação aumenta ou diminui com a concentração? Explique.

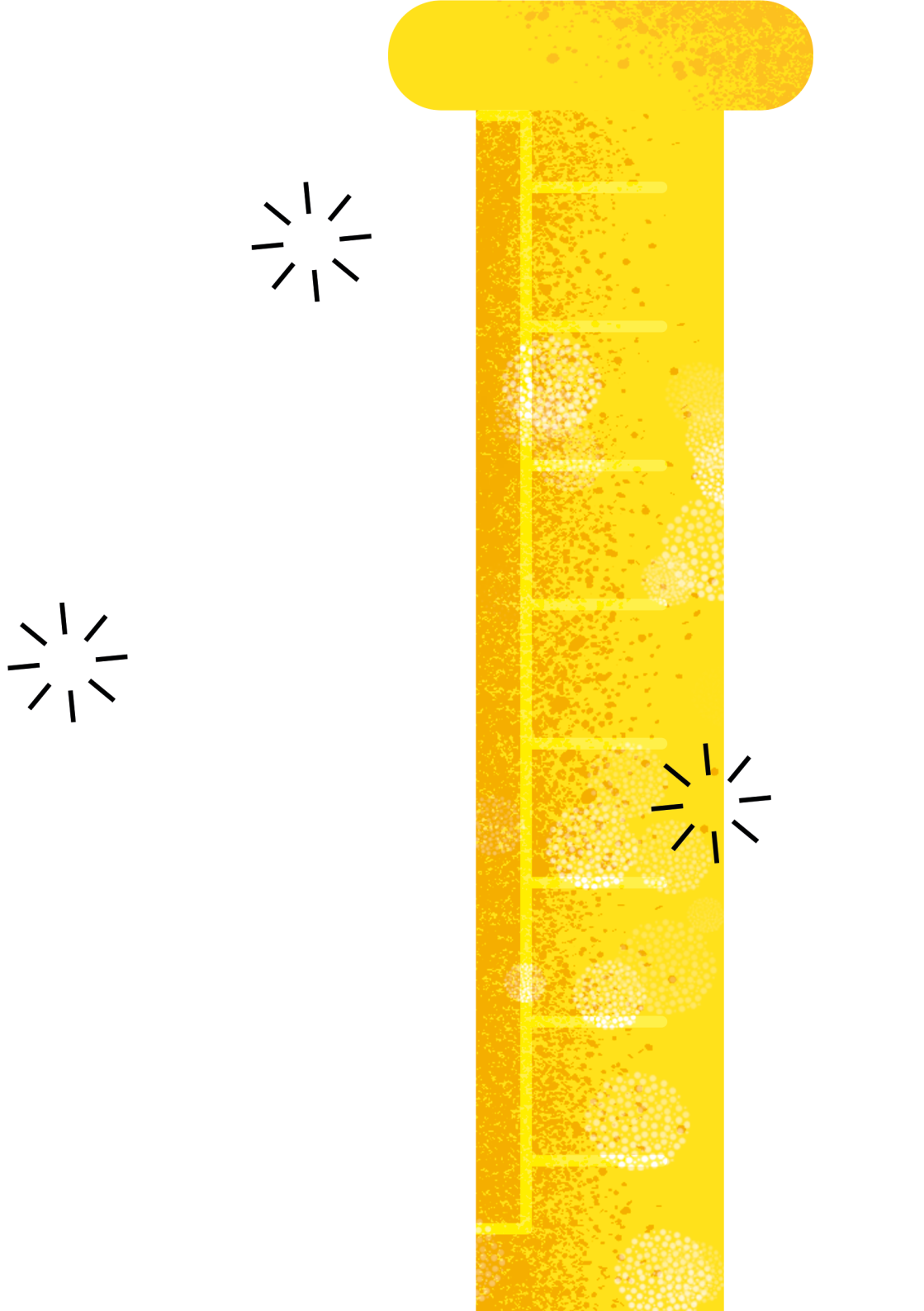
$[\text{CH}_3\text{COOH}]$ (mol/L)	Grau de dissociação α
0,00050	
0,00075	
0,00100	

0,00250	
0,00500	
0,00750	
0,01000	
0,05000	
0,10000	

Dados da literatura para comparação (25°C)

$$\Lambda_{\infty HAC} = 390,5 \text{ S.cm}^2.\text{mol}^{-1} \quad K_a = 1,9 \times 10^{-5}$$

$$\Lambda_{\infty KCl} = 149,86 \text{ S.cm}^2.\text{mol}^{-1}$$



EXPERIMENTO

15

Cinética de Pseudo-Primeira Ordem: Oxi-Redução do $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ e I^-

Λ_m Λ_∞ $K(\Lambda_\infty)^2$

Contextualização: O estudo da cinética química está presente de maneira bem marcante em nossas vidas. Na indústria de alimentos, é através da cinética que se estabelecem os prazos de validade de alimentos. Na indústria farmacêutica, o tempo que um medicamento atua no organismo, o intervalo em que ele deve ser consumido e sua validade são informações obtidas pelo estudo da cinética química. Como pode ser observado, esse é um assunto bem relevante. Vamos ao trabalho!

15.1 Objetivos

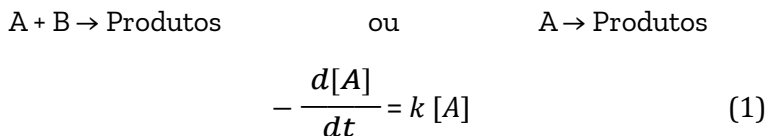
Determinar a constante de velocidade e a energia de ativação da reação de oxi-redução entre $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ e I^- .

15.2 Fundamentação teórica

A cinética química tem por objetivo o estudo da velocidade, associada ao desenvolvimento dos processos químicos, ou seja, es-

tuda como a concentração dos reagentes e produtos varia com o tempo. Dessa forma, nesse ramo são coletados dados que descrevam diretamente, ou através de uma propriedade intensiva a ela relacionada, a variação da concentração de uma substância com o tempo. Em seguida, esses dados são tabulados e, dentro do possível, descritos através de relações matemáticas.

Um bom número de reações apresenta ordem igual a 1 (primeira ordem), com:



A equação (1) indica que a velocidade é dada pelo desaparecimento da concentração de A e depende de uma constante de velocidade, k , e da concentração do reagente A. A reação é de primeira ordem em relação a A e apresenta uma ordem global também 1. A equação (1) pode ser escrita:

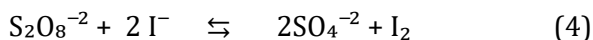
$$-\frac{d[A]}{[A]} = k dt \quad (2)$$

A equação (2) pode ser integrada de t_0 (tempo $t = \text{zero}$) onde a concentração de A é zero, $[A]_0$, até um tempo t (genérico) onde a concentração de A é $[A]_t$. A forma final da equação integrada fica:

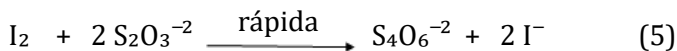
$$\ln A_t = -kt + \ln [A]_0 \quad (3)$$

E, portanto, determina-se a concentração de A em diferentes tempos e faz-se um gráfico de $\ln[A]_t$ versus o tempo, obtendo uma reta com coeficiente angular igual a $-k$.

A reação a ser estudada no experimento é:



O amido será usado apenas como indicador da presença de I_2 (cor azul). Também será necessária uma reação acoplada para restaurar a concentração de iodeto e obter a concentração de persulfato que reagiu em diferentes tempos variando a concentração do tiosulfato.



A reação elementar (4) depende dos dois reagentes, persulfato, $\text{S}_2\text{O}_8^{-2}$, e iodeto, I^- , e uma expressão de sua velocidade pode ser escrita:

$$-d \frac{[\text{persulfato}]}{dt} = k [\text{persulfato}] \cdot [\text{iodeto}] \quad (6)$$

Porém, se a concentração do iodeto for mantida constante, torna-se uma reação de pseudo-primeira ordem:

$$-d \frac{[\text{persulfato}]}{dt} = k' [\text{persulfato}] \quad (7)$$

Onde $k' = k [\text{iodeto}]$ é a constante observada de pseudo-primeira ordem que será determinada experimentalmente e k a constante global da reação.

Na segunda parte do experimento será determinada a influência da temperatura na velocidade da reação. Um passo importante no processamento de uma reação química é a formação do complexo ativado. Esse complexo é formado pela associação

de um certo número de moléculas (esse número é denominado molecularidade da reação) num passo intermediário da reação. O complexo ativado tem uma energia superior a dos reagentes, denominada energia de ativação.

A velocidade específica, ou constante cinética, k , de uma reação química, é função desta energia de ativação e da temperatura. Segundo Arrhenius, essa relação é dada por:

$$K = A.e^{-E_a/RT} \quad (8)$$

Onde A é uma constante relacionada com as colisões moleculares, R a constante dos gases, T a temperatura absoluta e E_a é a energia de ativação da reação. A equação integrada para a reação foi dada por (3), que, em termos da concentração do persulfato, é:

$$\ln[S_2O_8^{2-}]_t = -K \cdot t \ln [S_2O_8^{2-}]_0 \quad (9)$$

Onde $[S_2O_8^{2-}]_0$ é a concentração inicial, e $[S_2O_8^{2-}]_t$ é a concentração no instante posterior, t, de íons persulfatos.

Fixando uma razão constante entre as concentrações inicial e final, a equação anterior nos diz que o produto k.t deve permanecer constante, isto é:

$$\ln[S_2O_8^{2-}]_0 - \ln [S_2O_8^{2-}]_t = \ln \left(\frac{[S_2O_8^{2-}]_0}{[S_2O_8^{2-}]_t} \right) = constante = k.t \quad (10)$$

Portanto, k é inversamente proporcional ao tempo transcorrido até que a reação atinja um grau de avanço pré-escolhido, isto é, $k = constante/t$.

Substituindo o resultado acima na equação de Arrhenius:

$$k = \frac{\text{constante}}{t} = A.e^{-E_a/RT} \quad (11)$$

E tomando o logaritmo natural da equação resultante, encontra-se

$$\ln(\text{constante}) - \ln(t) = \ln(A) - \frac{E_a}{R.T}$$

ou

$$\ln(t) = \ln(\text{constante}) - \ln(A) + \frac{E_a}{R.T} \quad (12)$$

De acordo com a equação (12), um gráfico de $y = \ln(t)$ versus $x = 1/T$ é uma reta, $y = a.x + b$, com $a = \ln(\text{constante}) - \ln(A)$ e inclinação $b = E_a/R$.

Neste experimento, marca-se o tempo, t , para que a reação produza uma mudança de cor na solução que reage em diferentes temperaturas, T , e ajusta-se uma reta ao conjunto de pontos $x = 1/T$, $y = \ln(t)$. A inclinação da reta obtida fornece, então, a energia de ativação através da relação $E_a = b. R$.

15.3 Experimental

Material

- Banho de gelo
- Banho termostatizado
- Conta-gotas
- Pipetas de 20, 10 e 5 mL
- Erlenmeyers de 50 mL
- Cronômetro
- Termômetro

- Béqueres de 50mL
- Solução de iodeto de potássio (KI) 10% m/v
- Solução de tiosulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) 0,050 mol/L
- Solução de persulfato de potássio ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$) 0,10 mol/L
- Solução de amido 1%

Procedimento

PARTE I

OBJETIVO: Determinar a constante de velocidade observada para uma reação de pseudo-primeira ordem (em relação ao $\text{S}_2\text{O}_8^{-2}$) e a constante de velocidade total.

- Na parte I o experimento é realizado em temperatura ambiente.

- Béqueres A: Com pipeta, adicione a solução 10% (m/v) de iodeto de potássio (KI), solução 0,050 mol/L de tiosulfato de sódio ($\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$) e água destilada. Identifique os béqueres de 1 a 5. Utilize os volumes indicados na **Tabela 15.1.**

Tabela 15.1. Quantidades das soluções a serem preparadas

Béqueres A	Volume de KI (mL)	Volume de H_2O (mL)	Volume de $\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$ (mL)
01	10,0	3,0	2,0
02	10,0	2,5	2,5
03	10,0	2,0	3,0
04	10,0	1,0	4,0
05	10,0	0,0	5,0

- Béqueres B: Com pipeta adicione 10,0 mL da solução 0,10 mol/L de persulfato de potássio ($S_2O_8^{2-}$) e 5,0 mL da solução de amido. Anote a temperatura da solução.

- Despeje todo o conteúdo do béquer A em B rapidamente, mas com cuidado para não perder amostras (um de cada vez). Agite bem a mistura. Cronometre o tempo desde o início da reação até o surgimento da cor azul.

PARTE II

OBJETIVO: Determinar a energia de ativação para a reação.

- Na parte II, a reação é realizada em diferentes temperaturas para o cálculo de E_a .

1. Coloque em um erlenmeyer 10,0 mL de iodeto de potássio 10% e 3,0 mL de solução 0,05 mol/L de tiosulfato de sódio.

2. Em um segundo erlenmeyer, coloque 10 mL de persulfato de potássio 0,10 mol/L e 5 mL da solução de amido.

3. Leve os dois erlenmeyers ao termostato e deixe a temperatura se equilibrar. Anote a temperatura. IMPORTANTE: Mais importante do que conseguir estabilizar o termostato e os reagentes na temperatura pré-estabelecida é registrar com precisão o valor da temperatura obtida. Os valores de temperatura devem ser registrados em Kelvin. Misture as duas soluções, marcando imediatamente o tempo e agitando a mistura rapidamente.

4. Anote o tempo transcorrido até que a solução resultante mude de cor.

5. Repita o procedimento descrito em outras temperaturas. Deve-se ter pelo menos quatro temperaturas: temperatura ambiente, uma temperatura abaixo da ambiente (banho de gelo) e duas acima da ambiente (banho termostatzado). Lance os resultados na **Tabela 15.2**.

Tabela 15.2. Resultados obtidos para o cálculo da energia da ativação

Temperatura (K)	$X = 1/T$ (K^{-1})	Tempo (s)	$Y = \ln \text{tempo}$

15.4 Referência bibliográficas

ATKINS, P. W.; Jones, L.; **Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente.** Porto Alegre: Bookman, 2001.

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de. **Físico-Química**, v. 1, 8. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2008a.

ATKINS, P. W.; PAULA, J. de. **Físico-Química**, v. 2, 8. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 2008b.

MIRANDA-PINTO, C.O.B.; SOUZA, E. **Manual de Trabalhos Práticos de Físico-Química.** Belo Horizonte: Editora da UFMG, 2006.

RANGEL, R. N. **Práticas de Físico-Química.** 3. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2006.

Questionário

Experimento 15

1. Determinação da constante de pseudo-primeira ordem:

Tempo (s)	$\ln [S_2O_8^{2-}]t$

Calcule graficamente a constante de velocidade de pseudo-primeira ordem, k' .

Calcule a constante de velocidade k (segunda ordem).

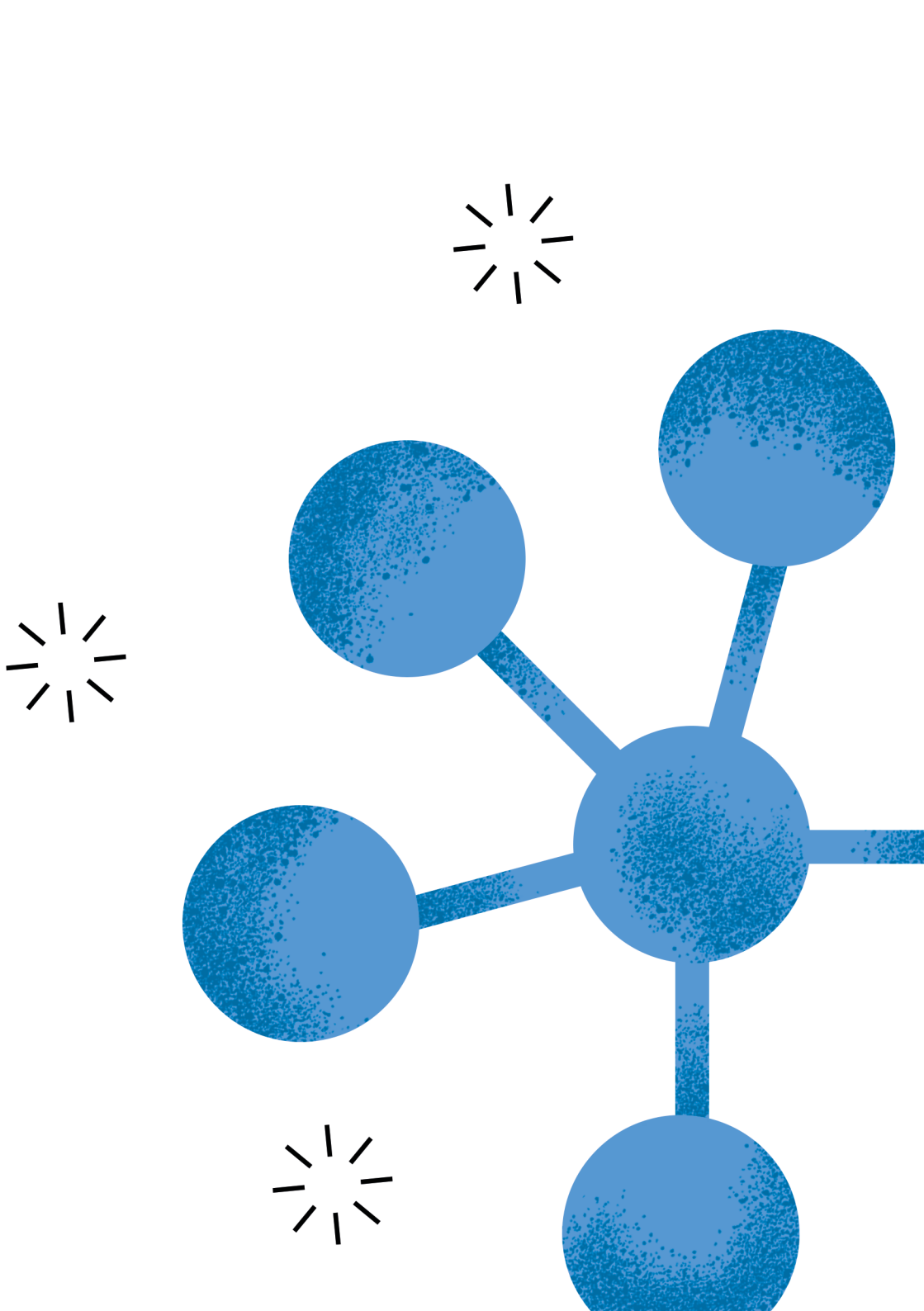
Qual a função do tiosulfato?

2. Efeito da temperatura - Determinação da energia de ativação (E_a)

$1/T$ (K ⁻¹)	ln tempo

Calcule graficamente a E_a .

Qual o significado de E_a ?



EXPERIMENTO

16

Determinação da Velocidade de Decomposição do Acetato de Etila Seguido por Condutância

Contextualização: A cinética química estuda a velocidade das reações químicas. Mas de que maneira a velocidade de uma reação química pode ser mensurada? Neste experimento, esta importante ferramenta da química será demonstrada, utilizando o método da condutância. Vamos ao trabalho!

16.1 Objetivos

Acompanhar reações químicas em solução. Determinar a constante de velocidade (k). Determinar a energia de ativação para o processo. Associar estudos cinéticos à determinação de prazo de validade de medicamentos.

16.2 Fundamentação teórica

Os estudos da estabilidade de medicamentos incluem a análise detalhada dos motivos que podem levar a degradações, tanto dos fármacos contidos na fórmula farmacêutica, como

da forma farmacêutica como um todo, incluindo-se os adjuvantes farmacotécnicos.

Para estimar o prazo de validade (tempo que o medicamento demora a se decompor em 10% nas condições de armazenagem), é necessário estudar a cinética do processo de decomposição. Medidas da aceleração de decomposição, utilizando temperaturas mais elevadas, são utilizadas para estimar a estabilidade requerida para as drogas nas condições de estocagem.

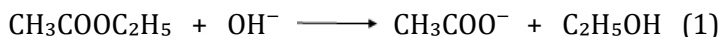
As principais reações responsáveis pela decomposição química de fármacos são as de hidrólise, oxidação, polimerização, isomerização, decomposição fotoquímica ou por radiações ionizantes (técnica de esterilização). Os fármacos contendo grupos funcionais derivados de um ácido carboxílico, como éster, amida, imida, lactona, lactana e carbamato sofrem hidrólise. As reações de hidrólise são frequentemente catalisadas por íons H^+ (catálise ácida específica) ou íons OH^- (catálise básica específica) e por outras espécies ácidas ou básicas que são comumente encontradas como componentes do tampão (catálise ácida ou básica geral).

Muitos métodos estão disponíveis para estabilizar uma solução de um fármaco susceptível à hidrólise catalisada por ácido ou base. Usualmente, estabelece-se o pH de máxima estabilidade para formular a preparação através de medidas das constantes cinéticas com a variação de pH.

Podem reduzir a hidrólise: a adição de agentes anti-hidrolíticos como os poliálcoois glicerina e propileno glicol; a insolubilização utilizando como suspensão; a solubilização em surfactantes; e a utilização de aditivos que formem complexos com a droga (por exemplo, ciclodextrina). Alguns fármacos, porém, são tão instáveis que não permitem a preparação de formas farmacêuticas líquidas, a exemplo de antibióticos beta-lactâmicos como as pe-

nicilinas e cefalosporinas. Se realmente for necessária uma forma líquida (injetáveis), são utilizadas as chamadas formas farmacêuticas extemporâneas, nas quais o fármaco é homogeneizado com os adjuvantes da fórmula na forma de pó seco, a ser reconstituído no momento de uso.

Cinética de segunda ordem: A reação estudada neste experimento, entre o acetato de etila (éster) e o íon hidróxido é uma reação de segunda ordem do tipo:



[Inicial]	a	b	0	0
[Equilíbrio]	a - x	b - x	x	x

Se (a) e (b) forem as concentrações iniciais do éster e do hidróxido e (x) a concentração do produto formado, a expressão da velocidade é dada por:

$$\frac{dx}{dt} = k(a-x).(b-x) \quad \text{ou} \quad \frac{dx}{(a-x).(b-x)} = k.dt \quad (2)$$

A velocidade de aparecimento do produto na equação (2), depende a cada instante, da constante de velocidade (k) e das concentrações dos reagentes, onde:

t = tempo de reação;

x = número de mols de produtos que se formam ou de reagentes que desaparecem;

a = concentração inicial de acetato, (t = 0);

b = concentração inicial de OH⁻, (t = 0);

k = constante de velocidade.

Se os reagentes forem pesados em quantidades estequiométricas então, $a = b$ e $(a-x) = (b-x)$, portanto, a equação (2) fica:

$$\frac{dx}{(a-x)^2} = k \cdot dt \quad (3)$$

Integrando para $x = 0$ quando $t = 0$, obteremos a expressão:

$$\frac{1}{(a-x)} - \frac{1}{a} = k \cdot t \quad (4)$$

Desta equação podemos calcular a constante k para a reação de segunda ordem e $[k] = M^{-1}s^{-1}$.

Tempo de meia vida ($t_{1/2}$): Para uma reação de segunda ordem em que as concentrações iniciais dos reagentes **a** e **b** são iguais, o tempo de meia vida é calculado usando a seguinte equação:

$$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]} \quad (5)$$

Condutância – Teoria

Quando uma corrente elétrica passa através de uma solução eletrolítica, cargas serão carregadas pelo movimento tanto dos cátions como dos ânions, obedecendo à lei de Ohm (Ω). Se num recipiente contendo eletrólitos são colocados dois eletrodos de área (A) separados por uma distância (ℓ), a resistência encontrada será R em ohm.

Condutância L é o recíproco da resistência:

$$L = \frac{1}{R} = \frac{1}{\rho} \cdot \frac{A}{\ell} = k \frac{A}{\ell} \quad (6)$$

Onde k é a condutância específica ou condutividade, igual a $1/\rho$. Condutividade tem a unidade de (Ω^{-1} ou ohm^{-1}). No **SI** (sistema internacional), o símbolo para condutância é S (Siemens) e a unidade de condutividade é Siemens por metro ($\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$). Onde $1\text{S} = 1\Omega^{-1}$.

Numa célula típica, a condutância é dada pela equação (6). A quantidade A/ℓ , chamada constante da célula, é a mesma para todas as soluções, onde A é a área do eletrodo e ℓ é a distância entre os dois eletrodos. Na prática, ao invés de medir A e ℓ , a célula é calibrada com uma solução padrão de KCl com valor de K conhecido. Para o nosso caso, $\ell = 1\text{cm}$ e $A = 1\text{cm}^2$. Dessa forma, $L = K$.

Medidas cinéticas

Na reação descrita na equação (1), as condutâncias do éster e do álcool na solução são muito pequenas e, portanto, podem ser desprezadas. Desse modo, podemos apenas levar em conta a condutância do íon OH^- . Usando os valores lidos no condutivímetro da condutância em tempos diferentes (L_t) e substituindo na equação (4), temos:

$$L_t = (a-x) \cdot L_{base} + L_{acetato}$$

ou

$$L_t = a \cdot L_{base} + x \cdot (L_{acetato} - L_{base})$$

Dessa forma,

$$x = \frac{L_t - (a \cdot L_{base})}{L_{acetato} - L_{base}} \quad (7)$$

Onde, (a) e (x), equação (2), correspondem à concentração inicial do acetato e o número de mols do produto formado, respectivamente. No tempo zero de reação, a condutância é $L_0 = a \cdot L_{base}$, e no final, tempo infinito quando toda a base reagiu, $L_\infty = a \cdot L_{acetato}$, então, chega-se à equação (8):

$$x = \left[\frac{L_t - L_0}{L_\infty - L_0} \right] \cdot a \quad (8)$$

Onde L_t é a condutância num tempo t qualquer. Substituindo (x) na equação integrada da velocidade, (equação [4]) obteremos uma equação que nos dará a constante (k), através da medida da condutância, equação (9):

$$\frac{L_\infty - L_0}{a(L_\infty - L_t)} = k \cdot t \quad (9)$$

A constante de velocidade, (k), pode ser determinada graficamente a partir da linearização da equação (9), isto é, fazendo um gráfico como mostra a **Figura 16.1**. Note que neste caso a , da equação (9), é a concentração inicial de NaOH **após a mistura** dos frascos 1 e 2. Nesse caso, a constante a transforma as unidades em mol^{-1} .

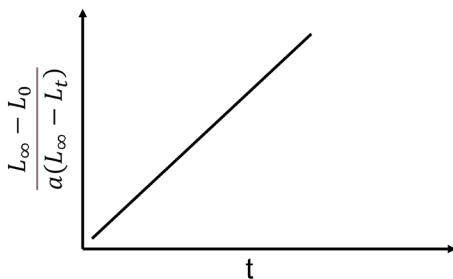


Figura 16.1. Linearização de acordo com uma cinética de 2ª ordem para o cálculo de k .

Dependência da temperatura na velocidade de reação: A dependência da temperatura com a constante de velocidade (k) para uma reação química feita a duas temperaturas distintas (T_1 e T_2), pode ser relacionada com energia de ativação para a formação do complexo ativado a partir dos reagentes, usando a equação de Arrhenius na seguinte forma:

$$\ln \left(\frac{k_2}{k_1} \right) = - \frac{E_a}{R} \left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right] \quad (10)$$

Onde k_1 e k_2 são as constantes de velocidade nas temperaturas absolutas T_1 e T_2 respectivamente, e R é a constante universal dos gases (1,987 cal/mol.K).

O procedimento experimental correto é sempre fazer medidas com no mínimo três temperaturas diferentes e calcular o valor da energia de ativação (E_a) via gráfico usando a equação (11) de Arrhenius, onde A é o fator de frequência que dá o número de colisões entre as moléculas.

$$\ln k = - \frac{E_a}{R.T} + \ln A \quad (11)$$

16.3 Experimental

Material

- Condutivímetro com célula termostatzada
- Termostato
- Solução de acetato de etila 0,2 mol/L
- Solução de NaOH 0,1 mol/L
- Pipetas volumétricas de 10 e 20 mL
- 4 erlenmeyers de 50 mL com tampa.

Procedimento

1. Verifique se o termostato está calibrado na temperatura desejada para a experiência (25°C ou 35°C). (Se possível, devem ser efetuadas corridas cinéticas em 4 diferentes temperaturas).

2. Verifique se as soluções estoque de acetato de etila, $0,2\text{ mol/L}$ e de NaOH , $0,1\text{ mol/L}$ estão preparadas.

3. a) Com a pipeta, coloque 20 mL de NaOH $0,1\text{ mol/L}$ no frasco n° 1 + 30 mL de H_2O e agite bem. Este frasco corresponde ao reagente **a**.

b) Também com o auxílio da pipeta, coloque 10 mL de acetato de etila $0,2\text{ mol/L}$ no frasco n° 2 + 40 mL de H_2O e agite bem. Este frasco corresponde ao reagente **b**.

4. Utilize a temperatura ambiente.

5. Lave a célula do condutivímetro e o eletrodo.

6. Agindo com rapidez, misture os conteúdos dos frascos 1 e 2. Agite bem os conteúdos.

7. a) Coloque a metade da solução reagente na célula do condutivímetro. Acione o cronômetro e faça leituras de 3 em 3 minutos. Acompanhe a reação pelo menos durante 30 min . **(Note que a primeira leitura corresponde ao tempo zero e, portanto, deste valor será obtido o L_0 .)**

b) A outra metade da solução reagente deve ser colocada num banho a aprox. 60°C para leitura do L_{∞} no final da aula. A lei-

tura de L_{∞} corresponde ao valor lido quando todos os reagentes se transformaram em produtos. Para se fazer a leitura do tempo infinito, a solução deverá estar na mesma temperatura da experiência.

8. Repita o mesmo experimento para a temperatura de 35°C. Nesta etapa as leituras podem ser de dois em dois minutos. Para a leitura do valor de L_{∞} use a mesma solução preparada para 25°C.

16.4 Referências bibliográficas

CHANG, R. **Physical-Chemistry with Applications to Biological Systems**. New York: Macmillan Publishing Co., 1981.

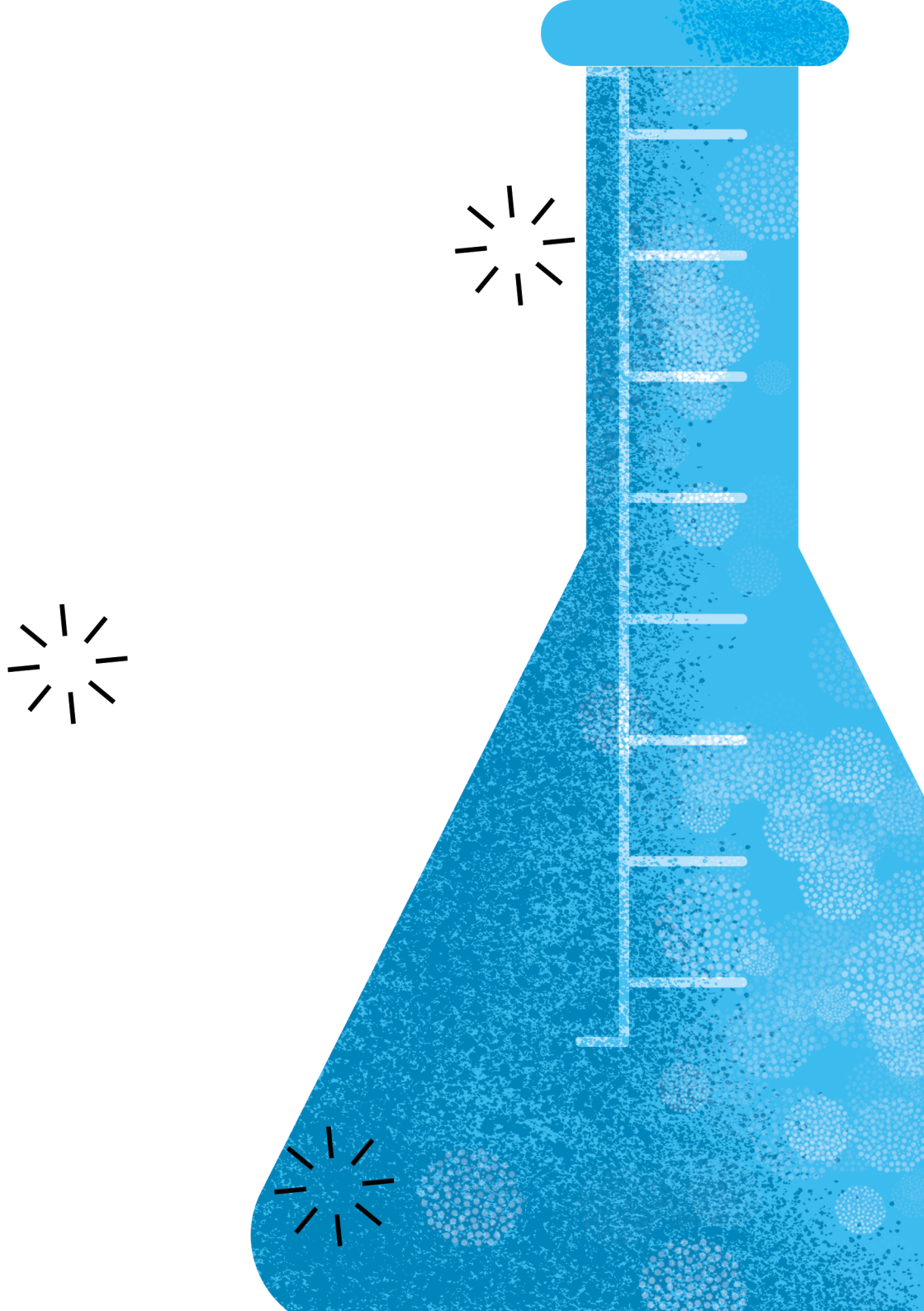
DANIELS, F. **Experimental Physical Chemistry**. 7. ed. New York: McGraw-Hill College, 1970.

MORRIS, J. G. **Físico-Química para Biólogos**. São Paulo: Editora USP, 1972.

Questionário

Experimento 16

1. Faça um gráfico para as duas (ou quatro) temperaturas estudadas, segundo equação (9) e a **Figura 16.1**, e determine as constantes de velocidade via gráfico. Verifique as unidades de k .
2. Com o auxílio da equação (10) e da equação (11), determine, via gráfico de Arrhenius, a energia de ativação E_a e o fator de frequência (A) para a reação nas temperaturas estudadas.
3. Por que foi possível acompanhar a reação usando um condutímetro? Você poderia acompanhar esta reação por outros métodos? Explique.
4. Qual o significado de E_a para uma reação química? Explique.
5. O que é meia-vida para uma reação química? Calcule o seu valor a 25°C . (Verifique as unidades.)



EXPERIMENTO

17

Cinética das Reações Enzimáticas

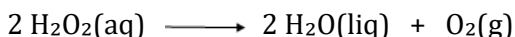
Contextualização: Por que uma reação que demoraria horas pode acontecer em alguns segundos? Qual é o papel da substância responsável por essa aceleração? Neste experimento, essas perguntas serão respondidas. Além disso, será possível verificar os conceitos de energia de ativação, complexo ativado (centro ativo) e catalisador.

17.1 Objetivos

Estudar reações catalisadas por enzimas; usar espectrofotômetro para acompanhar um processo cinético.

17.2 Fundamentação teórica

Enzimas são proteínas que catalisam reações químicas com uma eficiência formidável. Um exemplo é a enzima catalase que catalisa a decomposição do peróxido de hidrogênio segundo a reação:



Trata-se de um catalisador tão eficiente que uma simples molécula da enzima pode decompor milhões de moléculas de peróxido de hidrogênio por minuto, correspondendo a um aumento da velocidade da reação de 10^7 a 10^8 vezes.

A região da molécula onde a enzima e o substrato interagem para formar um complexo é denominado centro ativo. Uma das explicações para a eficiência da enzima é que o complexo enzima-substrato (ES) apresenta uma conformação bem próxima do estado de transição da reação, reduzindo, assim a energia de ativação da reação. A reação total se processa de acordo com o esquema abaixo:



Onde (E) representa a enzima, (S) o substrato e (P) o produto.

Outra característica importante da enzima é a sua especificidade. Cada enzima se combina com o seu substrato bem específico ou com uns poucos bem semelhantes em estrutura, sugerindo que uma enzima e um substrato se encaixam juntos como uma chave e uma fechadura.

Cinética: Medindo a velocidade inicial (V_0) de uma reação simples ($S \rightarrow P$), quando esta é catalisada por uma dada concentração de enzima (E_0) sob condições constantes de reação, verifica-se que (V_0) varia com a concentração de substrato $[S]$. Fazendo um gráfico de V_0 versus concentração de $[S]$, obtém-se uma curva hiperbólica retangular, apresentada pela **Figura 17.1**, demonstrando que em baixas concentrações de $[S]$ a velocidade inicial é diretamente proporcional à concentração de $[S]$, e que, em concentrações altas de $[S]$, a velocidade inicial é máxima (V_{\max}) e seu valor independe da concentração de $[S]$.

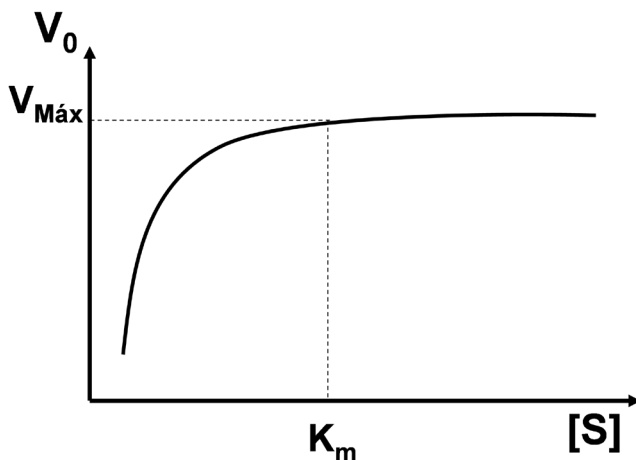


Figura 17.1: Dependência de V_0 com a concentração do substrato $[S]$.

A equação experimental que relaciona V_0 com $[S]$ é normalmente escrita na forma:

$$V_0 = \frac{V_{max} \cdot [S]}{[S] + K_m} \quad (1)$$

Esta equação é conhecida como equação de Michaelis-Menten e K_m é chamado constante de Michaelis-Menten.

Experimentalmente, os valores de V_{max} e K_m podem ser determinados pelo método de Lineweaver e Burk, que utiliza o fato de que o inverso da equação de uma hipérbole retangular é a equação de uma reta, portanto, o inverso da equação (1) é:

$$\frac{1}{V_0} = \frac{1}{V_{max}} + \frac{K_m}{V_{max}} \cdot \frac{1}{[S]} \quad (2)$$

Fazendo um gráfico de $1/V_0$ versus $1/[S]$, obtém-se uma reta cujo coeficiente angular é K_m/V_{max} e o coeficiente linear é $1/V_{max}$, conforme a **Figura 17.2**.

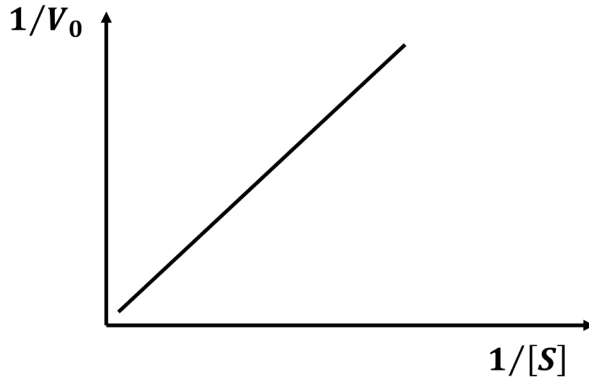
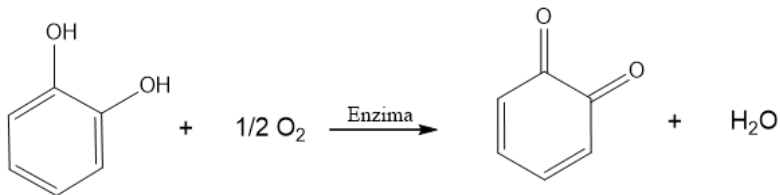


Figura 17.2: Linearização da equação de Michaelis-Menten

17.3 Experimental

Nesta experiência vamos utilizar a enzima polifenoloxidase extraída da batata, na reação descrita abaixo:



Polifenoloxidase é uma enzima que pertence ao grupo das oxidoreductase. Esta enzima faz a catálise do catecol através da remoção do hidrogênio e formando a água e a correspondente quinona.

Material

- Solução de catecol 0,005 mol/L
- Extrato de batata
- Água oxigenada 105 em volume

- Espectrofotômetro UV-visível
- Funil
- Papel filtro
- Conta-gotas
- Pipetas de 1, 2 e 3 mL
- Almofariz e pistilo.

Procedimento

1. Prepare 100 mL de catecol 0,005 mol/L, se for necessário.
2. Prepare extrato de batata amassando meia batata. Filtre o amassado recolhendo o líquido num béquer pequeno. Você só precisa de $\pm 1,0$ mL de extrato.
3. Ligue o termostato e coloque-o na temperatura desejada.
4. Ligue o espectrofotômetro e acerte zero absorvância no comprimento de onda (λ_{max}) de 458 nm. Para operar corretamente o aparelho, siga as instruções no manual ou peça ajuda ao professor.
5. Faça quatro cinéticas com concentrações de catecol diferentes, como especificado abaixo.
 - a) Coloque 0,5 mL de catecol 0,005 mol/L + 2,5 mL de água numa cubeta, adicione uma gota de H₂O₂ 10% em volume.
 - b) Coloque a cubeta no suporte de amostra do aparelho, deixe-a termostatar por 3 minutos e acerte o zero de absorvância. Verifique se a cubeta está na posição correta.

c) Com rapidez, adicione duas gotas de extrato de batata na cubeta, coloque a tampa e agite a solução.

d) Coloque a cubeta no aparelho, feche-o e faça a primeira leitura de absorbância, disparando imediatamente o cronômetro.

e) Faça leituras de 20 em 20 segundos até aproximadamente 10 min. Ao terminar esse processo, faça um espectro da solução como indicado no item 7.

6. Faça um espectro do produto final da reação variando o comprimento de onda de 400 nm a 530 nm e, anotando o valor da absorbância a cada 10 nm. (Não precisa repetir o item 7 para as outras cinéticas.)

7. Repita o item 5 variando as quantidades de catecol 0,005 mol/L para 0,75 mL, 1,0 mL e 1,5 mL, sempre completando o volume final na cubeta para 3,0 mL.

17.4 Referências bibliográficas

CHANG, R. **Physical-Chemistry with Applications to Biological Systems**. New York: Macmillan Publishing Co., 1981.

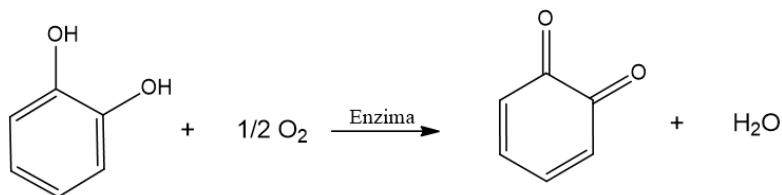
LEHNINGER, A. L. **Princípios de Bioquímica**. São Paulo: Editora Sarvier, 1991.

MORRIS, J. G. **Físico-Química para Biólogos**. São Paulo: Editora USP, 1972.

Questionário

Experimento 17

Reação estudada:



Qual o substrato?

Qual o agente oxidante utilizado?

Qual o catalisador?

Qual o produto da reação?

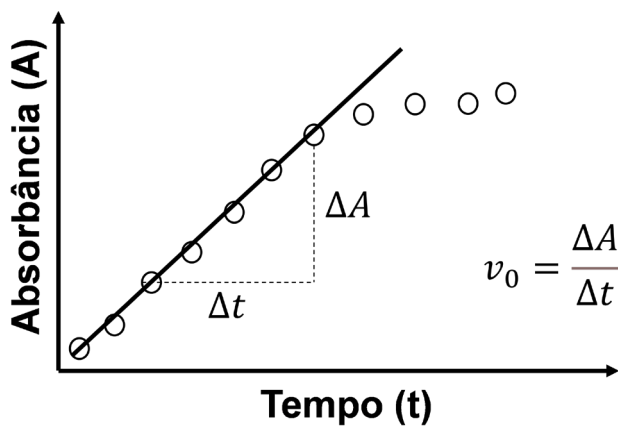
Como a cinética é acompanhada?

São realizadas 6 corridas cinéticas variando a concentração do substrato:

Corridas cinéticas	Concentração do substrato (mol/L)
1 (0,50 mL)	
2 (0,75 mL)	
3 (1,00 mL)	
4 (1,30 mL)	
5 (1,50 mL)	
6 (2,00 mL)	

Em cada corrida cinética calcule graficamente a velocidade inicial (v_0):

Corridas cinéticas	v_0 (mol/L.seg)
1	
2	
3	
4	
5	
6	



Tempo (s)	Abs (1)	Abs (2)	Abs (3)	Abs (4)	Abs (5)	Abs (6)
0						
20						
40						
60						
80						
100						
120						
140						
160						
180						
200						
220						
240						
260						
280						
300						
320						
340						
360						
380						
400						
420						
440						
460						
480						
500						



520						
540						
560						
580						
600						

Tratamento dos dados:

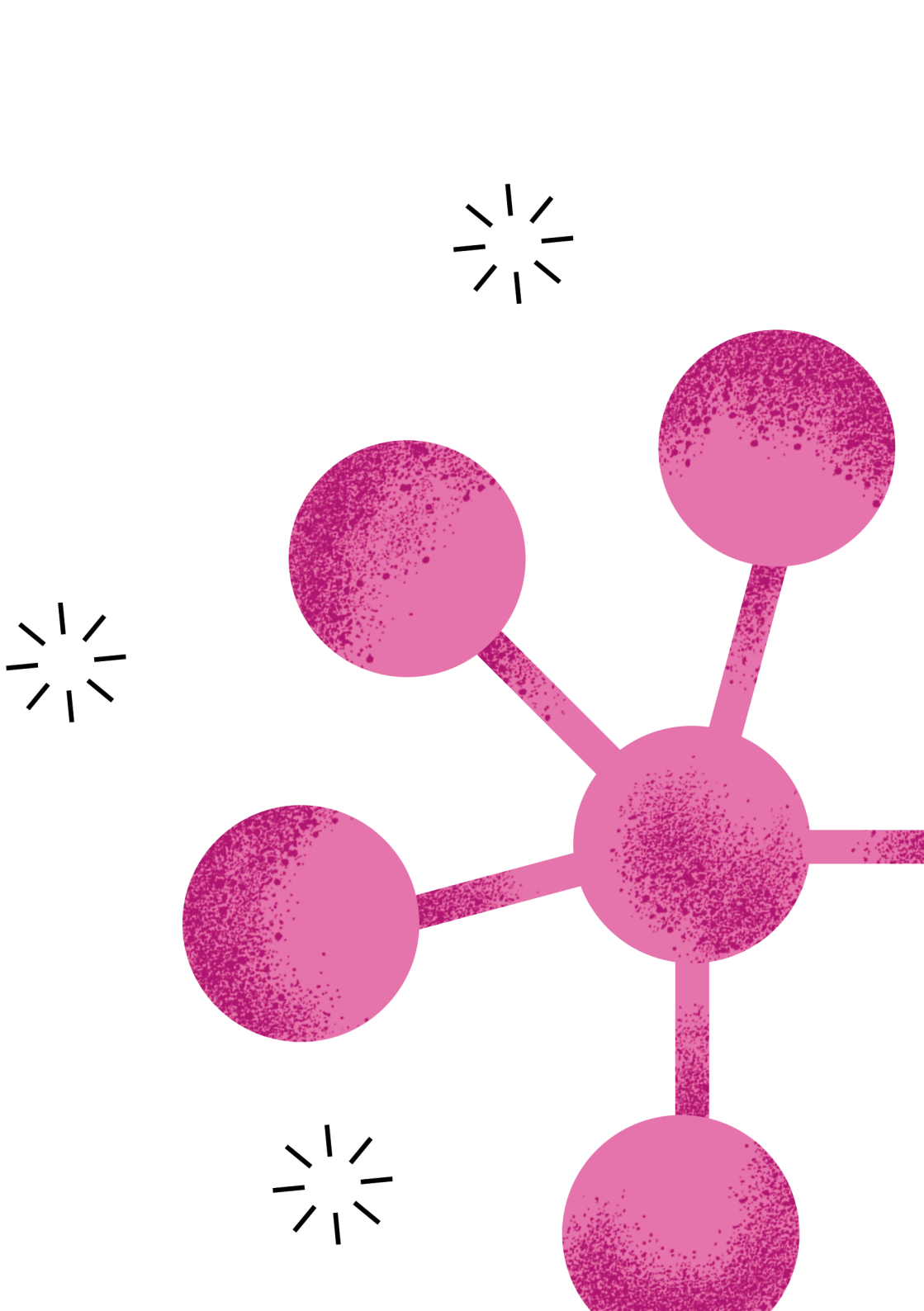
As reações enzimáticas são tratadas de acordo com o mecanismo proposto por Michaelis-Menten, cuja equação linearizada é:

Calcule graficamente a K_m (constante de Michaelis–Menten) e V_{max} (velocidade máxima).

X	Y
$1/[S]$	$1/v_0$

$V_{max.} =$

$K_m =$



EXPERIMENTO

18

Determinação da Viscosidade de Líquidos

Contextualização: A viscosidade é um dos principais parâmetros de qualidade de um produto fabricado pela indústria química. Na indústria de lubrificantes, para o bom funcionamento de um motor, o óleo deve ter boa aderência ao metal e sua viscosidade deve ser adequar às mudanças de temperatura. Nas indústrias farmacêutica e de cosméticos, a análise da viscosidade dos produtos é um dos itens básicos para o controle de qualidade.

18.1 Objetivos

Determinar o coeficiente de viscosidade de alguns líquidos empregando o viscosímetro de Ostwald.

18.2 Fundamentação teórica

Reologia é a ciência que trata das deformações e fluxo de materiais causados pela aplicação de uma força, tais como a ductibilidade, elasticidade, compressibilidade, viscosidade e fluidez.

A viscosidade de um material fluido fornece a informação sobre sua resistência ao escoamento. O fenômeno inverso é conheci-

do como fluidez. A análise da viscosidade é uma das principais medições que são realizadas nas indústrias de vernizes, tintas e óleos.

Os materiais são divididos em duas categorias gerais, dependendo de suas características de fluxo. Quando não existe a dependência da velocidade de cisalhamento aplicada, o fluxo é classificado como newtoniano. Quando há variação na viscosidade com o aumento da velocidade de cisalhamento, o fluxo é classificado como não newtoniano.

De acordo com a lei de fluxo de Newton, um líquido que está sendo estudado é formado por duas camadas paralelas de espessura dr e área A . Considera-se a camada inferior fixa. Aplicando uma força sobre a camada superior, há o movimento do plano superior a uma velocidade constante. A camada inferior se move com uma velocidade proporcional à distância dr . A velocidade de cisalhamento (dv/dr) é a diferença entre as velocidades dv dos dois planos separados pela distância dr . A tensão de cisalhamento é a razão da força aplicada F para iniciar o fluxo, pela unidade de área do material (F/A). Quando o gradiente de cisalhamento é proporcional à tensão de cisalhamento, o fluido é classificado como newtoniano, e a viscosidade é a constante de proporcionalidade.

$$\frac{F}{A} \propto \frac{dV}{dr} \quad \text{ou} \quad \frac{F}{A} = \eta \frac{dV}{dr} \quad (1)$$

No sistema CGS a unidade de viscosidade dinâmica é o Poise (dyna.s.cm^{-2}). Um Poise equivale à força de cisalhamento necessária para produzir uma velocidade de 1 cm/s entre dois planos paralelos do líquido, cada um com área de 1 cm^2 , separados por uma distância de 1 cm (com o espaço entre eles estando cheio com o líquido viscoso). A unidade que é utilizada de maneira mais prática é o centipoise, (cP). Ele equivalente a 0,01 Poise.

São vários os métodos de determinação da viscosidade de um fluido: pode ser usado viscosímetro de Oswald, onde é medido o tempo de vazão de um líquido em um capilar; reômetro de Brookfield, em que se mede a resistência à rotação de eixos metálicos imersos na amostra; e pode-se medir o tempo de queda de uma esfera em um líquido (Höppler).

No caso da vazão de um líquido através de um capilar, o coeficiente de viscosidade, segundo Poiseuille, é:

$$\eta = \frac{(\pi.r^4.t.P)}{8VL} \quad (2)$$

Onde P é a pressão hidrostática sobre o líquido, V é o volume do líquido que flui em t segundos através do capilar de raio r e de comprimento L. Sendo a pressão exercida pela coluna do líquido correspondente a $\mathbf{P = h.\rho.g}$, sendo \mathbf{h} = altura da coluna de líquido, $\mathbf{\rho}$ = densidade do líquido e \mathbf{g} = aceleração da gravidade.

Uma maneira simples de determinar o coeficiente de viscosidade é através do viscosímetro de Ostwald, representado na **Figura 18.1**. A viscosidade é medida comparando o tempo de vazão de um líquido de viscosidade conhecida, como a água, e de um líquido cuja viscosidade se pretende determinar.

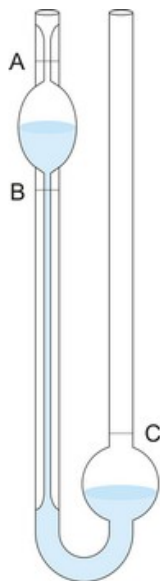


Figura 18.1: Viscosímetro de Ostwald (GENERALIC, 2018).

Uma pressão que é exercida sobre o fluido faz com que ele desça pelo capilar. Essa pressão, a diferença de altura dos dois níveis e a densidade do fluido são proporcionais. Para que as medidas sejam mais reprodutíveis, é preciso que seja usada a mesma quantidade de solução em todas as medidas.

Com o viscosímetro de Ostwald, calcula-se a viscosidade de uma substância,¹ em relação à viscosidade da água, ², a 25° C (η_2). Dessa forma, obtém-se a *viscosidade relativa* (η_r). Se η_2 e d_2 são, respectivamente, a viscosidade e a densidade da água; η_1 e d_1 a viscosidade e a densidade do líquido em estudo; t_1 e t_2 os tempos gastos para que se escoem volumes iguais; se V , L e r são constantes para o mesmo viscosímetro e a pressão é diretamente proporcional à densidade, então a viscosidade relativa pode ser determinada pela equação (3) simplificada:

$$\eta_{rel} = \frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{d_1}{d_2} \cdot \frac{t_1}{t_2} \quad (3)$$

Onde η , d e t são, respectivamente, o coeficiente de viscosidade dinâmica, a massa específica e o tempo de escoamento de igual volume dos líquidos 1 e 2.

Este método dá bons resultados para líquidos com viscosidade média (água etc.). Para líquidos muito viscosos (glicerina e óleos em geral), pode-se determinar a viscosidade relativa pelo método da velocidade da queda de bolas através do líquido, usando o viscosímetro de Höppler, representado na **Figura 18.2**.

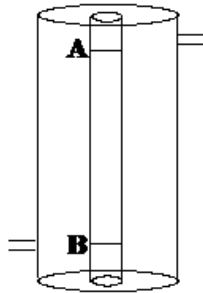


Figura 18.2: Viscosímetro de Höppler.

Este método também é apropriado para determinar a viscosidade absoluta de líquidos, usando a equação (4):

$$\eta = t(d_s - d_L).K \quad (4)$$

t = tempo de queda da bola (seg).

K = constante específica da bola (mPcm^3), fornecido pelo fabricante.

d_s = densidade da bola (g/cm^3).

d_L = densidade do líquido (g/cm^3).

A densidade do líquido (d_L), para uma certa temperatura, pode ser obtida da literatura ou determinada experimentalmente. A viscosidade relativa no método de Höppler pode ser determinada pela equação (5):

$$\frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{(d_s - d_1)t_1}{(d_s - d_2)t_2} \quad (5)$$

O efeito da temperatura sobre o coeficiente de viscosidade de um fluido difere notadamente segundo o estado físico (líquido ou gás). Nos gases, a viscosidade aumenta com a temperatura, mas nos líquidos diminui marcadamente com a elevação da temperatura enquanto a fluidez aumenta.

A relação dos coeficientes de viscosidade dos líquidos com a temperatura é dada pela equação de Arrhenius, equação (6).

$$\eta = A.e^{E_a/R} \quad (6)$$

Onde T é a temperatura absoluta, A uma constante dependente da massa molar e do volume molar do líquido e, E_a a energia de ativação requerida para iniciar o fluxo entre as camadas moleculares (energia necessária para fazer o líquido fluir).

Tomando-se o logaritmo natural da equação (6), obtém-se a equação (7).

$$\ln \eta = \ln A + \frac{E_a}{RT} \quad (7)$$

18.3 Experimental

Material

- Viscosímetro de Ostwald

- Cronômetro
- Pipetas de 10mL
- Água destilada
- Acetona
- Álcool etílico
- Solução de sacarose a 15%
- Tubo de borracha
- Termômetro
- Banho termostaticado

Procedimento

1. O viscosímetro deve estar limpo e desengordurado.
2. Com o auxílio de uma pipeta, coloque água destilada no viscosímetro até ser suficiente para encher a metade o bulbo (C) do viscosímetro.
3. Coloque o viscosímetro preso a uma garra num suporte universal.
4. Por sucção através de uma pera ou um tubo de borracha, eleve o líquido para o bulbo (A), atentando para que ele chegue cerca de 1 cm acima da marca (a) (**sempre reproduza essa mesma posição em todas as medidas**) e então deixe o líquido escoar livremente.
5. Cronometre o tempo necessário para que o líquido esorra entre as marcas (a) e (b), conforme indicado na **Figura 18.1**.
6. Faça 03 medidas, para obter a melhor média.

OBS: Se o viscosímetro estiver apropriadamente limpo, os tempos de escoamento não diferirão de mais de 0,2%. A temperatura do líquido deve ser a mesma para as diferentes leituras.

7. Enxague o viscosímetro duas vezes com acetona e repita os passos 2 a 6 para a acetona.

8. Enxague o viscosímetro com álcool etílico e repita os passos 2 a 6 para o álcool etílico.

9. Enxague o viscosímetro duas vezes com a solução de sacarose a 10% e posteriormente repita os passos de 2 a 6, tendo o cuidado de conduzir as operações nas mesmas condições anteriores.

10. Repita os procedimentos em mais duas temperaturas, além da temperatura ambiente, para a água e os outros líquidos, usando um banho termostatizado.

18.4 Referências bibliográficas

CHANG, R. **Physical-Chemistry with Applications to Biological Systems**. New York: Macmillan Publishing Co., 1981.

CROCKFORD, H. D.; **NOWELL, J. W. Laboratory Manual of Physical Chemistry**. New York: John Wiley & Sons, 1976.

DANIELS, F. **Experimental Physical Chemistry**. 7. ed. New York: McGraw-Hill College, 1970.

GENERALIC, Eni. "Ostwald's viscometer". **Croatian-English Chemistry Dictionary & Glossary**. 20 out. 2018. KTF-Split. Disponível em: <https://glossary.periodni.com>. Acesso em: 3 nov. 2020.

NETZ, P. A.; ORTEGA, G. G. **Fundamentos de Físico-Química**. Porto Alegre: Artmed Editora, 2002.

Questionário

Experimento 18

Viscosidade de líquidos no viscosímetro de Ostwald

$$\eta_{rel} = \frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{d_1}{d_2} \cdot \frac{t_1}{t_2}$$

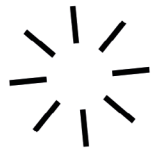
Medidas	Líquidos	Água (2)	Acetona (1)	Álcool etílico (1)	Solução de sacarose (1)
Tempo (s)					
Tempo (s)					
Tempo (s)					
Média dos tempos (s)					
Densidade (g/mL)					
Viscosidade relativa (η_{rel})					

Viscosidade de líquidos – Efeito da densidade

Medidas	Líquidos	Solução de sacarose				
		5%	10%	15%	20%	30%
Tempo (s)						
Tempo (s)						
Tempo (s)						

Média dos tempos (s)					
Densidade (g/mL)					
Viscosidade Relativa (η_{rel})					

1. Defina viscosidade.
2. De acordo com os resultados obtidos, do que depende a viscosidade dos líquidos?
3. Como varia a viscosidade dos líquidos com a temperatura?
4. Como varia a viscosidade dos gases com a temperatura?



EXPERIMENTO

19

Determinação da Massa Molar de um Polímero por Viscosimetria

Contextualização: Pensar a vida moderna atual sem polímeros é um exercício que requer muita imaginação. Os polímeros estão presentes em quase tudo com que lidamos, como plásticos, tintas, alimentos, tecidos etc. Portanto, é essencial que o estudante de química conheça estes materiais, sua fundamentação teórica, como são produzidos, os seus variados tipos.

19.1 Objetivos

Determinar a massa molar do poliestireno por viscosimetria a partir de soluções diluídas do polímero, usando o viscosímetro capilar de Ostwald.

19.2 Fundamentação teórica

A viscosimetria de soluções diluídas procura medir quantitativamente a contribuição do aumento da viscosidade do solvente pela presença das partículas isoladas do soluto (partícula hidrodinâmica). Um soluto polimérico fornece informações importantes

do polímero, como as dimensões e formato da cadeia, além do tamanho da partícula do polímero (volume hidrodinâmico) e de sua massa molar.

As medidas de viscosidade de líquidos em geral são bastante simples, e os métodos mais comuns são: a) medidas baseadas na resistência à fluência através de um capilar, b) medidas baseadas na rotação de um cilindro concêntrico imerso no líquido e c) medidas baseadas na retenção do tempo de queda de uma esfera através de um líquido viscoso.

Como a viscosimetria pode fornecer informações importantes a respeito da morfologia da partícula hidrodinâmica, os termos viscosimétricos se relacionam principalmente à contribuição do soluto no incremento da viscosidade do solvente. Os termos viscosimétricos são:

- *Viscosidade relativa*: a viscosidade relativa, η_r , relaciona a viscosidade do soluto, 1, e do solvente puro, 2, portanto η_r é maior que 1 e é adimensional. Medido em viscosímetro capilar, η_r é obtido pela relação entre o tempo de fluência da solução e o tempo do solvente.

$$\eta_{rel} = \frac{\eta_1}{\eta_2} = \frac{t_1}{t_2} \quad (1)$$

- *Viscosidade específica*:

$$\eta_{sp} = \frac{\eta_1 - \eta_2}{\eta_2} = \eta_{rel} - 1 \quad (2)$$

- *Viscosidade reduzida*:

$$\eta_{red} = \frac{\eta_{sp}}{c} \quad (3)$$

- Viscosidade intrínseca:

$$[\eta] = \lim_{c \rightarrow 0} \frac{\eta_{sp}}{c} \quad (4)$$

A viscosidade intrínseca é obtida pela extrapolação gráfica da relação da viscosidade reduzida com a concentração, **Figura 19.1**. Sua unidade é cm^3/g (CGI) ou m^3/Kg (SI), e exprime o efeito de uma partícula isolada sobre a viscosidade do solvente.

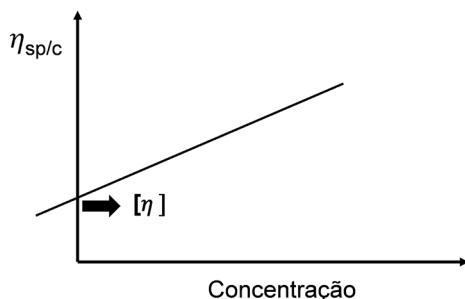


Figura 19.1: Viscosidade reduzida em função da concentração.

Os polímeros apresentam características únicas quando comparados às moléculas pequenas. Propriedades morfológicas, térmicas, mecânicas, reológicas, óticas e várias outras se destacam por uma ou outra peculiaridade. Diferentemente das moléculas pequenas, os polímeros não têm uma massa molecular única. Raros são os casos em que todas as cadeias têm o mesmo tamanho. Portanto, para a maioria dos polímeros, há uma variação de massa molecular, e a representação do valor deste é dado por médias.

A viscosidade intrínseca $[\eta]$ se relaciona com a massa molecular de um polímero monodisperso pela equação semi-empírica de Mark-Houwink:

$$[\eta] = K.M^a \quad (5)$$

Onde K e a são constantes que dependem do polímero, do solvente e da temperatura. Essas variáveis podem ser calculadas através de medidas viscosimétricas de diversas frações monodispersas de um determinado polímero.

19.3 Experimental

Material

- Viscosímetro de Ostwald
- Cronômetro
- Pipetas volumétricas de 2, 5 e 10mL
- Poliestireno
- Tolueno
- Balões volumétricos de 25mL

Procedimento

Nesta experiência será determinada a viscosidade intrínseca de soluções de poliestireno em tolueno. A partir dos valores adequados de K e a , existentes na literatura, determinar-se-á a massa molar média viscosimétrica do polímero. ($K=0,037$ e $a=0,63$ a 25°C).

- Pipete 10 mL de tolueno para o interior de um viscosímetro de Ostwald e determine o tempo de escoamento do líquido entre as marcas superior e inferior do tubo. (Faça cinco medidas e obtenha o valor médio.)

- Repita a medida de tempo de escoamento para 10 mL de soluções de poliestireno em tolueno, na ordem crescente das concentrações. Faça 5 concentrações diferentes e 5 medidas de cada concentração.

Obs.: Entre uma medida e outra, lave sempre o viscosímetro com tolueno, a fim de evitar o depósito de uma película plástica que irá interferir nas medidas seguintes.

Dica para preparação das soluções

Preparação da solução polimérica: Pese 0,5 g do polímero em um béquer, dissolva com tolueno, e adicione ao balão volumétrico de 25 mL e dilua com tolueno até a marca – será obtida uma solução de 0,020 g/mL. As outras soluções são realizadas por diluição das soluções mais concentradas, podendo ser nas seguintes concentrações: 0,018 g/mL; 0,012 g/mL; 0,010 g/mL; 0,005 g/mL.

Cálculo

De posse dos tempos de escoamento e conhecendo o coeficiente de viscosidade do tolueno, calcule as viscosidades das soluções de poliestireno em tolueno, baseando-se na proporcionalidade entre os tempos de escoamento e as viscosidades das soluções:

$$\frac{t_1}{t_2} = \frac{\eta_1 \cdot \rho_2}{\eta_2 \cdot \rho_1}$$

Considere as densidades das soluções iguais a do solvente puro, uma vez que se tratam de soluções diluídas. Calcule as viscosidades específicas das soluções e trace um Gráfico η_{sp}/c versus c . Obtenha o valor da viscosidade intrínseca por extrapolação. Conhecida a viscosidade intrínseca e os valores de K e a , calcule a massa molar média utilizando a equação de Staudinger.

19.4 Referências bibliográficas

NETZ, P. A.; ORTEGA, G. G. **Fundamentos de Físico-Química**. Porto Alegre: Artmed Editora, 2002.

RANGEL, R. N. **Práticas de Físico-Química**. 3. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2006.

Questionário

Experimento 19

Qual a massa molar do polímero?

A massa molar do polímero é calculada através de medidas de viscosidade de diferentes concentrações [g/L] do polímero no solvente.

1. Tempos de escoamento do solvente puro e das soluções:

	t_2 (s)	t_2 (s)	t_2 (s)	Média de t_2 (s)
Solvente puro				

Solução de poliestireno-tolueno	t_1 (s)	t_1 (s)	t_1 (s)	Média de t_1 (s)
1 (20g/L)				
2 (18g/L)				
3 (12g/L)				
4 (10g/L)				
5 (5g/L)				

2. Determinação da viscosidade reduzida.

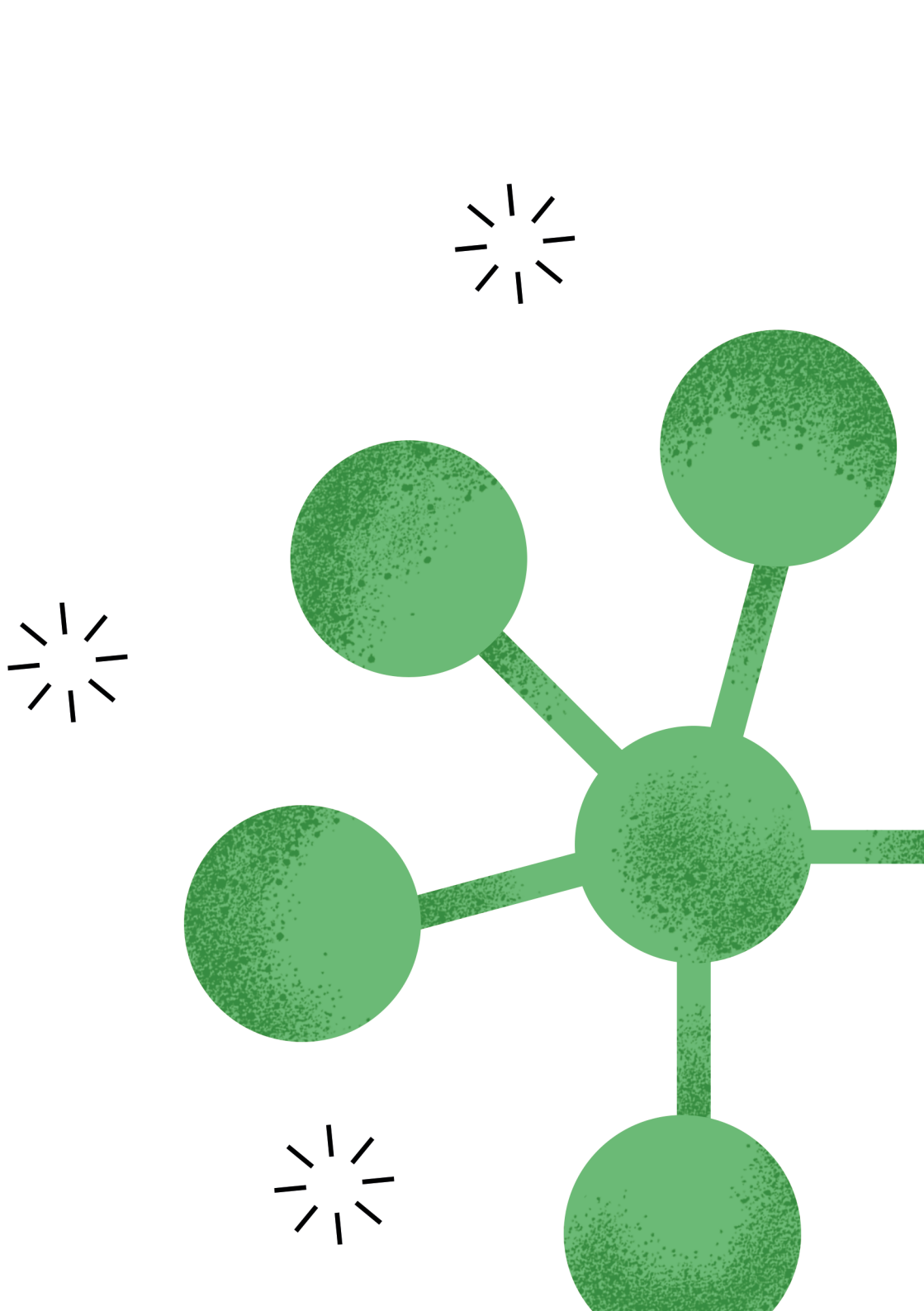
Solução de poliestireno-tolueno	η_{rel}	η_{sp}	η_{red}
1 (20g/L)			
2 (18g/L)			
3 (12g/L)			
4 (10g/L)			
5 (5g/L)			

3. Calcule graficamente a massa molar do polímero.

Constantes para o sistema poliestireno-tolueno: $K = 11,0 \cdot 10^{-5}$ mL/g e $a = 0,73$.

$[\eta] =$ [obtido pelo gráfico]

$M =$



EXPERIMENTO

20

Células Galvânicas e Corrosão

Contextualização: A eletroquímica é um dos ramos da química com maior aplicação industrial. Tentar imaginar a vida sem o telefone celular é uma tarefa difícil, esse é apenas um exemplo das inúmeras aplicações da eletroquímica. Dessa forma, o conhecimento dessa parte da química é um assunto basilar para o profissional da área.

20.1 Objetivos

Medir a diferença de potencial de uma célula galvânica simples e associação de células galvânicas; determinar constantes de equilíbrio a partir de medidas de potencial elétrico; estudar o processo de corrosão do ferro em meio aquoso em diferentes pH's

20.2 Fundamentação teórica

A eletroquímica estuda as propriedades dos eletrólitos e os processos de interconversão de energia química em energia elétrica que ocorrem na superfície de eletrodos.

Uma célula eletroquímica consiste em dois condutores elétricos chamados eletrodos, imersos em soluções apropriadas de ele-

trólitos. Para que surja uma corrente em uma célula, é necessário: 1 – que os eletrodos estejam conectados externamente, por meio de um condutor metálico, 2 – que as duas soluções de eletrólito estejam em contato para permitir o movimento de íons uma para a outra e 3 – que uma reação de transferência de elétrons possa ocorrer em cada um dos eletrodos.

A **Figura 20.1** mostra um exemplo de uma célula eletroquímica simples. Ela consiste em um eletrodo de zinco mergulhado em uma solução de sulfato de zinco e um eletrodo de cobre mergulhado em uma solução de sulfato de cobre. As duas soluções estão ligadas por uma ponte salina que consiste em um tubo cheio de uma solução que é saturada com cloreto de potássio ou outro eletrólito. As duas extremidades do tubo são dotadas de terminais porosos que permitem o movimento de íons através desses terminais, mas impedem que o líquido seja sifonado de uma solução de eletrólito para outra.

Existem dois tipos de células eletroquímicas: 1 – *células galvânicas* (pilhas e baterias), nas quais a energia elétrica é produzida a partir de reações espontâneas de oxi-redução e 2 – *células eletrolíticas*, que utilizam energia elétrica para produzir reações redox (transformações que não seriam espontâneas na ausência de uma diferença de potencial externa).

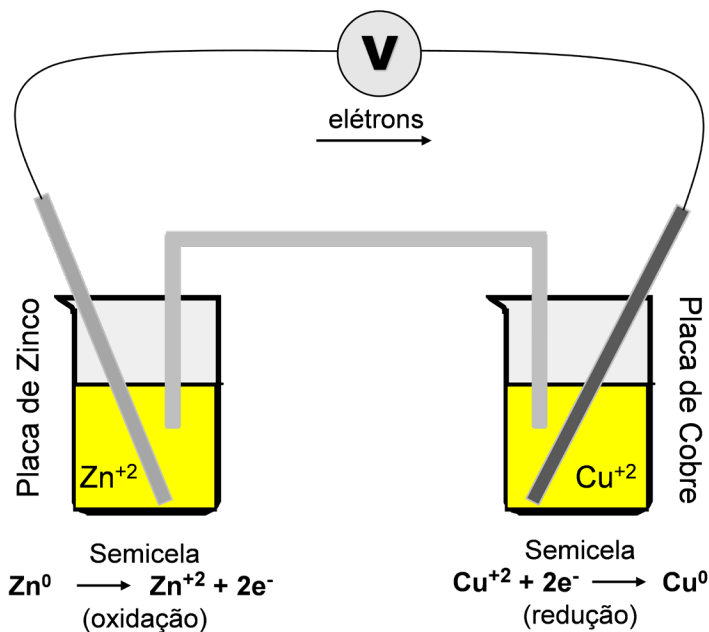
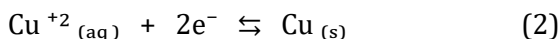
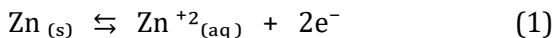


Figura 20.1: Célula eletroquímica

A carga é conduzida por três processos distintos nas várias partes da célula mostrada na **Figura 20.1**: 1 – nos eletrodos de zinco e cobre, assim como no condutor externo, os elétrons atuam como transportadores, movendo-se a partir do zinco, através do condutor, até o cobre; 2 – dentro das soluções, o fluxo de elétrons envolve a migração tanto de cátions como de ânions. Na meia-célula da esquerda, íons zinco migram para longe do eletrodo, enquanto os íons sulfato se aproximam dele; no outro compartimento, íons cobre se aproximam do eletrodo e os ânions se afastam dele. Dentro da ponte salina, a eletricidade é conduzida pela migração de íons potássio para a direita e íons cloreto para a esquerda. Assim, todos os íons das três soluções participam do fluxo de eletricidade; 3 – um terceiro processo ocorre nas super-

fícies dos dois eletrodos. Aqui uma reação de oxidação ou redução fornece um mecanismo pelo qual a condução iônica da solução é acoplada à condução eletrônica do eletrodo para gerar o circuito completo para o fluxo de cargas. Os processos nos dois eletrodos são descritos pelas equações (1) e (2):



Por definição, o *cátodo* de uma célula eletroquímica é o eletrodo no qual ocorre a redução e o *ânodo* é o eletrodo no qual ocorre a oxidação. Essas definições se aplicam tanto a células galvânicas como eletrolíticas. Para a célula galvânica da **Figura 20.1**, o eletrodo de cobre é o cátodo e o eletrodo de zinco é o ânodo. Quando esta mesma célula opera como célula eletrolítica, o eletrodo de cobre torna-se o ânodo e o eletrodo de zinco o cátodo.

A relação entre o potencial da célula, $E_{\text{célula}}$, e a energia livre de Gibbs é dada pela equação (3). Da termodinâmica, sabe-se que a mudança na energia livre ΔG de uma reação de célula (isto é, o trabalho máximo que pode ser obtido a temperatura e pressão constantes), é dada pela equação (4).

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E_{\text{célula}} \quad (3)$$

$$\Delta G = -\Delta G^0 + RT \ln Q \quad (4)$$

Onde F é a constante de Faraday, (96.485 coulombs por mol de elétrons), n o número de mols de elétrons associados ao processo de oxidação/redução, R é a constante dos gases (8,316 J . mol⁻¹.K⁻¹),

T a temperatura em Kelvin, Q o quociente reacional. Combinando as equações (3) e (4) chega-se à equação de Nernst, equação (5):

$$E_{\text{célula}} = E^0_{\text{célula}} - \frac{RT}{nF} \ln Q \quad (5)$$

20.3 Experimental

Material

- 4 béqueres de 50mL
- 2 lâminas de zinco
- 2 lâminas de cobre
- 2 tubos em U
- Multímetro
- Soluções de CuSO_4 e ZnSO_4 0,1 mol/L
- Solução saturada de KCl
- Algodão
- 6 tubos de ensaio
- 6 pregos
- Soluções 0,1 mol/L de NaOH, NaCl, HCl, Na_2CO_3 , KNO_3
- Água da torneira
- Papel indicador de pH
- Solução de ferricianeto de potássio 0,1 mol/L
- Solução de hidróxido de amônio 1 mol/L

Procedimento

A – Células galvânicas

Utilizando béqueres de 50 mL, lâminas dos metais lixadas e desengorduradas, 30 mL das soluções de zinco e cobre na concentração 0,1 mol/L, pontes salinas com solução saturada de clore-

to de potássio ou cloreto de amônio, **construa as células abaixo e meça a tensão entre os terminais das células:**

1. Pilha de Daniel (**Figura 20.2**)

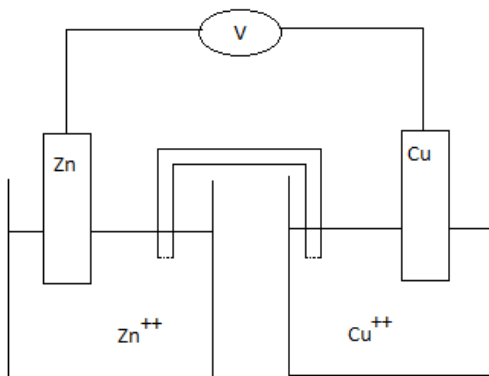


Figura 20.2: Pilha de Daniel

2. Analise a influência da concentração dos eletrólitos no potencial elétrico da pilha.

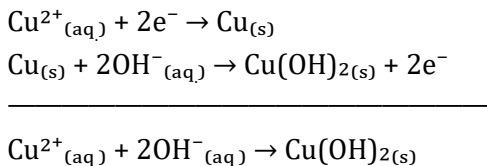
B - Determinação do produto de solubilidade do hidróxido de cobre

Limpe os eletrodos de cobre, lixando a placa e lavando com água destilada.

- Coloque num béquer de 30 mL de solução 0,1 mol/L de sulfato de cobre utilizando uma proveta, e, em outro béquer, 30 mL de solução 0,1 mol/L de hidróxido de sódio. Coloque os eletrodos de cobre nas soluções, ligue os eletrodos ao voltímetro e, por fim, coloque a ponte salina, faça a leitura.

- Terminada a leitura, retire os eletrodos e a ponte salina das soluções.

Calcule o produto de solubilidade (Kps) do hidróxido de cobre considerando a seguinte pilha:



e a equação de Nernst:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \left(\frac{0,059}{n} \right) \log \left\{ \frac{0,059}{[\text{Cu}^{+2}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2} \right\}$$

em que: ΔE = potencial gerado pela pilha medido experimentalmente.

ΔE^0 = potencial padrão da pilha.

$[\text{Cu}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$ = atividades das espécies presentes.

n = número de elétrons envolvidos na reação.

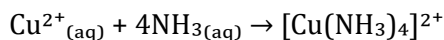
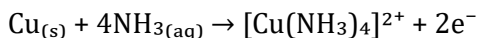
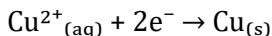
Após o cálculo de ΔE^0 , determine o valor do produto de solubilidade (Kps) por meio da expressão:

$$Kps = 10^{-n \cdot \Delta E^0 / 0,059}$$

C - Determinação da constante de formação do complexo tetraminocobre (II)

Limpe e lave os eletrodos de cobre. Coloque num béquer, 30 mL de solução 1 mol/L de hidróxido de amônio, e 0,25 mL (5 gotas) de solução 0,1 mol/L de sulfato de cobre e, misture bem. Num outro béquer, coloque 30 mL de solução 0,1 mol/L de sulfato de cobre. Coloque os eletrodos de cobre nas soluções, a ponte salina e, finalmente, por fim ligue os eletrodos ao voltímetro. Faça a lei-

tura. Calcule a constante de formação do complexo tetraaminocobre (II), considerando a pilha:



e a equação de Nernst

$$\Delta E = \Delta E^0 - \left(\frac{0,059}{n} \right) \log \left\{ \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}{[\text{Cu}^{+2}].[\text{NH}_3]^4} \right\}$$

Assuma, para efeito de cálculo, que $[\text{NH}_3] = 1 \text{ mol/L}$ e que a reação de complexação é completa.

Após ter calculado ΔE^0 (potencial padrão), determine o valor da constante de formação (K_f) do complexo, por meio da expressão:

$$K_{ps} = 10^{-n \cdot \Delta E^0 / 0,059}$$

D - Corrosão do ferro em meio aquoso

Tomar 6 tubos de ensaio e em cada um colocar um prego limpo e polido (evite gorduras do dedo); - adicionar cerca de 2 mL das seguintes soluções 0,1 mol/L: NaOH, NaCl, HCl, Na₂CO₃, KNO₃, e água da torneira; - com papel indicador anotar o pH das soluções; - após as soluções e os pregos terem permanecido em contato durante uma hora, juntar gotas de solução 0,1 mol/L de ferricianeto de potássio a cada uma das soluções e observar as mudanças.

20.4 Referências bibliográficas

RANGEL, R. N. **Práticas de Físico-Química**. 3. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2006.

Questionário

Experimento 20

1. Pilha de Daniel

- Desenhe a pilha.
- Escreva as semi-reações e a reação global envolvidas na Pilha de Daniel.
- $E =$ _____ $E^\circ =$ _____

2. Determinação do K_{ps} (produto de solubilidade) do hidróxido de cobre (II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$, através da medida do potencial elétrico de uma pilha

- Desenhe a pilha.
- Escreva as reações envolvidas.
- $E =$ _____ $E^\circ =$ _____
- $K_{ps} =$ _____

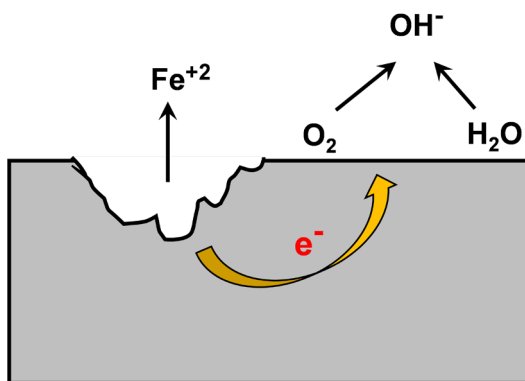
3. Determinação da K_f (constante de formação) do complexo tetraaminocobre (II), $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$, através da medida do potencial elétrico de uma pilha

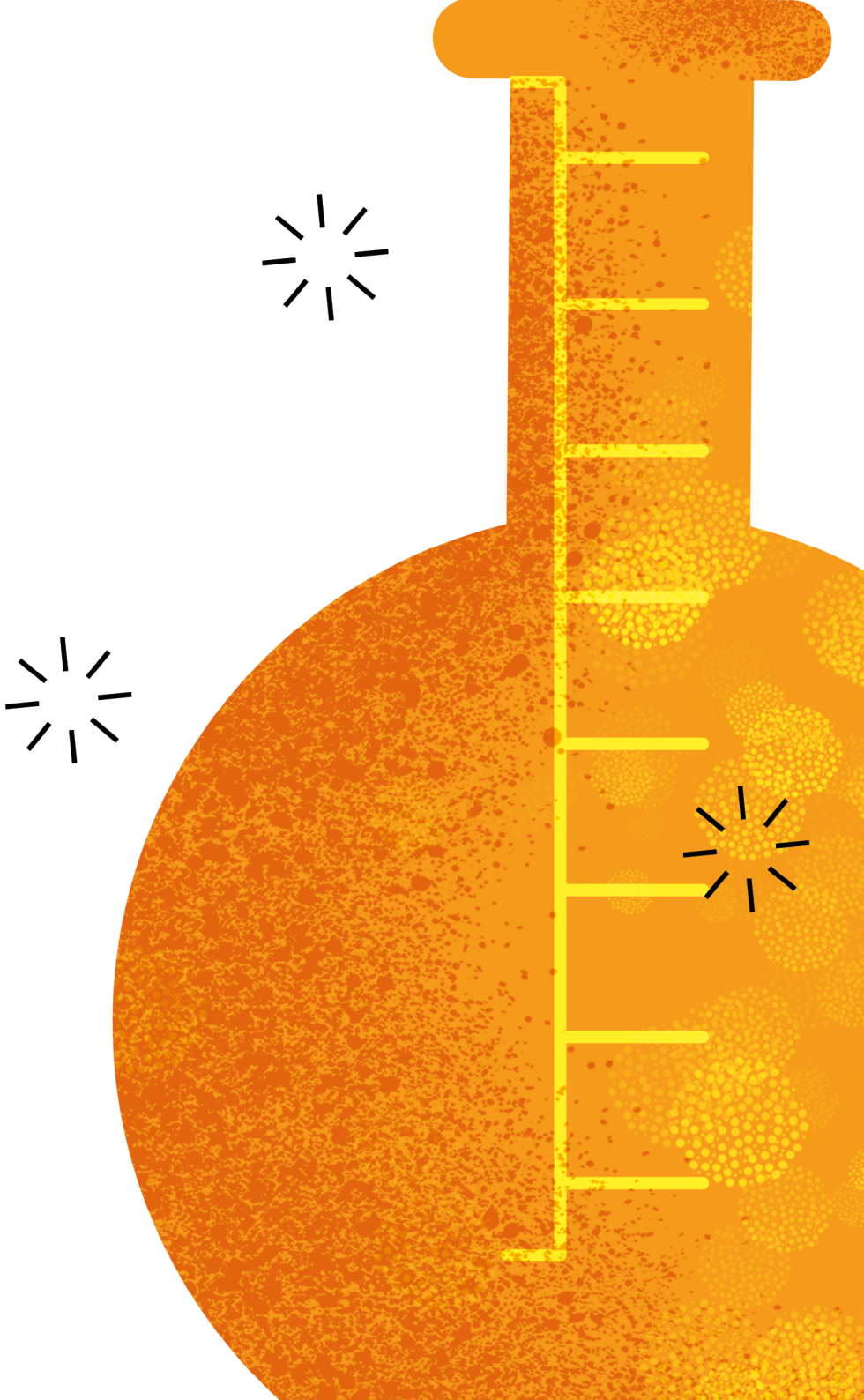
- Desenhe a pilha.
- Escreva as reações envolvidas.
- $E =$ _____ $E^\circ =$ _____
- $K_f =$ _____

4. Corrosão do ferro

- Escreva as reações envolvidas na corrosão do ferro.
- Qual solução foi mais eficiente na oxidação do ferro?

NaOH, NaCl, HCl, Na₂CO₃, KNO₃ e água da torneira





EXPERIMENTO

R21

Colóides

Contextualização: Os sistemas coloidais são muito presentes em nosso dia a dia. Um exemplo é na higiene pessoal, com o shampoo e o creme de barbear. Já na indústria, os fenômenos coloidais são utilizados em processos industriais de produção de polímeros e gêneros alimentícios, além de outros. Existem também os colóides biológicos como o sangue, o humor vítreo e o cristalino.

21.1 Objetivos

Preparar em laboratório soluções coloidais. Verificar algumas de suas propriedades.

21.2 Fundamentação teórica

Uma mistura homogênea pode ser facilmente distinguida de uma mistura heterogênea. Essa distinção, contudo, não é absoluta, pois existem sistemas que não são claramente homogêneos ou heterogêneos. Tais sistemas são classificados como intermediários e conhecidos como colóides. As dimensões das partículas dispersas estão compreendidas entre 1nm e 1 μm .

Em um colóide destacam-se duas fases que não se misturam: o meio de dispersão (que pode ser sólido, líquido ou gás) constituídos por moléculas menores; e a fase dispersa (que também pode ser sólido, líquido ou gás), constituída por moléculas maiores. A **Tabela 21.1** abaixo mostra um resumo dos tipos de colóides existentes dependendo do estado físico do meio de dispersão e da fase dispersa.

Tabela 21.1: Tipos de colóides de acordo com o estado físico do meio de dispersão e da fase dispersa

Meio dispersante	Fase dispersa "soluto"		
	Gás	Líquido	Sólido
Gás	-	Névoa	Aerossol Exemplo: fumaça de carro
Líquido	Espuma	Emulsão: - Gotículas de óleo em água Exemplo: maionese - Gotículas de água em óleo Exemplo: manteiga	Suspensão
Sólido	Espuma sólida, H ₂ /Fe ^o	-	Ligas de metal e cristais imperfeitos

De acordo com a dispersibilidade, os colóides são classificados em liofílicos e liofóbicos.

Liofílico/hidrofílico (GEL) – Interage bem com o solvente. Fases difíceis de serem distinguidas. Ex: macromoléculas (polímeros), proteínas/água; borracha em benzeno; amido em água etc.
–Termodinamicamente estável.

Liofóbico/hidrofóbico (SOL) – Interage mal com o solvente. Fases distinguíveis. Instáveis termodinamicamente. Geralmente não tem forma nem composição definida ou homogênea. Normalmente insolúvel no meio de dispersão. Ex: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ em água; argila em água.

21.3 Experimental

Material

- Bico de Bunsen
- Béquer de 100 mL
- Tubos de ensaio
- Funil
- Placa de Petri
- Papel celofane
- Barbante
- Solução de FeCl_3 20%
- Solução de NaCl 0,5 mol/L
- Solução de sulfato de sódio 0,5 mol/L
- Solução saturada de NaCl
- Solução de AgNO_3 2%
- Solução de NH_4SCN 0,5 mol/L
- Solução de HCl 2 mol/L
- Solução de amido 5%
- Solução alcoólica de iodo.

Procedimento

Parte 1: Preparação de uma dispersão coloidal de hidróxido férrico pela hidrólise do cloreto férrico

- Coloque 50 mL de água destilada em um béquer de 100 mL.
- Aqueça em bico de Bunsen até a ebulição.
- Desligue o bico de Bunsen.
- Adicione em pequenas porções com agitação, 30 gotas de solução a 20% de FeCl_3 .
- Aqueça a solução novamente por 2-3 minutos.

Reação: _____

Parte 2: Coagulação da solução de hidróxido férrico por eletrólitos

- Numere 3 tubos de ensaio.
- Coloque 3 mL da dispersão coloidal preparada na parte 1 em cada tubo.
- Ao primeiro tubo, adicione 2-5 gotas de solução de NaCl 0,5 mol/L.
- Ao segundo tubo, adicione 2-5 gotas de solução de Na_2SO_4 0,5 mol/L.
- Ao terceiro tubo, adicione solução saturada de NaCl até desaparecer a turvação.

Anote as observações na **Tabela 21.2.**

Tabela 21.2: Observações dos experimentos de coagulação da solução de hidróxido férrico

Tubo	Observação
1	
2	
3	

Parte 3: Diálise

A diálise é um processo físico-químico no qual duas soluções separadas por uma membrana semipermeável influenciam na composição uma da outra. O transporte de soluto na diálise ocorre por difusão. A difusão é o fluxo de soluto de acordo com um gradiente de concentração, sendo transferida massa de um local de maior concentração para um de menor concentração. Na diálise usam-se membranas porosas finas para remover seletivamente solutos de baixo peso molecular de soluções, fazendo com que eles se difundam para uma região de menor concentração.

3.1 Preparação do dialisador

- Corte um papel celofane em forma circular de tal forma que o diâmetro seja três vezes maior que o diâmetro da boca do funil.
- Coloque a boca do funil no papel e amarre-o.
- Coloque água destilada em uma placa de Petri.
- Coloque o funil com o celofane (dialisador) na placa de petri. O celofane deve ficar em contato com a água.

3.2 Diálise da dispersão coloidal de FeCl_3 e HCl

- Coloque, com o auxílio de uma pipeta, 10 mL da dispersão preparada na parte 1 pela extremidade do funil (A)

CUIDADO: Não escorrer para fora do dialisador!

- Deixe em difusão por 10 minutos.
- Coloque 2 mL da solução da placa de Petri em um tubo de ensaio.
- Adicione 1mL da solução de AgNO_3 .
- O que se observa? Reação: _____
- Coloque 2 mL da solução da placa de Petri em um tubo de ensaio.
- Adicione 1 mL da solução de NH_4SCN .
- O que se observa? Reação: _____

Diálise de uma solução de amido e cloreto de sódio

O amido forma com a água uma dispersão coloidal e o cloreto de sódio, uma solução verdadeira. A diferença de difusão dessas partículas é usada para separá-las. O amido forma com o iodo um complexo azul e o cloreto forma com o nitrato de prata um precipitado branco de cloreto de prata.

- Coloque em um béquer de 100 mL 10 mL de solução de amido e 10 mL de solução 0,5 mol/L de NaCl .

- Pipete 10 mL dessa solução e transfira para o dialisador.
- Deixe em difusão por 10 minutos.
- Coloque 2 mL da solução da placa de Petri em um tubo de ensaio.
- Adicione 1 mL da solução de AgNO_3 .
- O que se observa? Reação: _____
- Coloque 2 mL da solução da placa de Petri em um tubo de ensaio.
- Adicione 1 mL da solução alcoólica de iodo.
- O que se observa? Reação: _____

21.4 Referências bibliográficas


RANGEL, R. N. **Práticas de Físico-Química**. 3. ed. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2006.

Questionário

Experimento 21

1. Defina uma solução coloidal.
2. Escreva a reação de formação do hidróxido férrico a partir da hidrólise do cloreto férrico.
3. Discuta a coagulação do hidróxido férrico por eletrólitos.
4. Explique o processo de diálise.
5. Quais são as espécies que atravessaram a membrana na diálise de FeCl_3 e HCl ? Escreva as reações de identificação.
6. Quais são as espécies que atravessaram a membrana na diálise do amido com NaCl ? Escreva as reações de identificação.





A Editora do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia do Rio Grande do Norte (IFRN) já publicou livros em todas as áreas do conhecimento, ultrapassando a marca de 150 títulos. Atualmente, a edição de suas obras está direcionada a cinco linhas editoriais, quais sejam: acadêmica, técnico-científica, de apoio didático-pedagógico, artístico-literária ou cultural potiguar.

Ao articular-se à função social do IFRN, a Editora destaca seu compromisso com a formação humana integral, o exercício da cidadania, a produção e a socialização do conhecimento.

Nesse sentido, a EDITORA IFRN visa promover a publicação da produção de servidores e estudantes deste Instituto, bem como da comunidade externa, nas várias áreas do saber, abrangendo edição, difusão e distribuição dos seus produtos editoriais, buscando, sempre, consolidar a sua política editorial, que prioriza a qualidade.





Adriano Martinez Basso

Doutor em Química pela UFRN. Atualmente é professor do IFRN - *Campus Santa Cruz*.



Anderson Joel Schwanke

Doutor em Ciência e Engenharia de Materiais pela UFRN. Atualmente é professor da UFRGS.



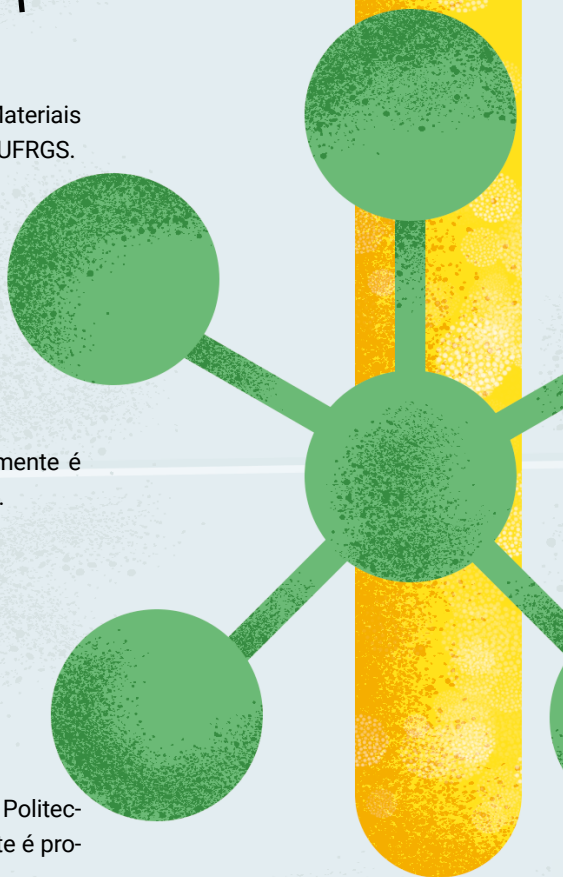
Fábio Garcia Penha

Doutor em Química pela UFSC. Atualmente é professor no IFRN - *Campus Nova Cruz*.



Sibe B. C. Pergher

Doutora em Química pela Universidad Politécnica de Valencia – Espanha. Atualmente é professora da UFRN.



O livro “Físico-Química Experimental” tem o propósito de ser empregado em aulas práticas de Universidades e Institutos de Educação. Trata-se de um curso prático de físico-química, em que o objetivo principal é observar experimentalmente os princípios e conteúdos aprendidos nos cursos de físico-química teóricos. O texto está dividido em 21 experimentos e organizado de forma a produzir uma sequência apropriada para o aprendizado dos conteúdos. Antes de cada experimento, apresentamos uma fundamentação teórica adequada para a boa compreensão do experimento propriamente dito. E após o experimento, fornecemos um questionário onde os resultados obtidos e os cálculos serão efetuados com o objetivo de avaliar o aprendizado do aluno.

ISBN 978-85-8333-260-0



9 788583 332800 >

