

QFL 3402

Físico-Química Experimental

- Docentes: Profa. Dra. Marcia L. A. Temperini (Bloco 4 Inferior)
Profa. Dra. Maria Regina Alcântara (Bloco 3 Inferior)
- Horário: Quintas-feiras, das 19h00 às 23h00.
- Aulas Práticas: Laboratório Didático de Físico-Química (Bloco1 Superior)
- Organização: De acordo ao cronograma anexo.
- Avaliação: Os alunos deverão apresentar **relatórios** (R) dos laboratórios e haverá uma prova final de **pós laboratório** (P). A média final será calculada de acordo à seguinte expressão:
$$M = (2P + R)/3$$
 (Sendo R a média dos relatórios).

Esta disciplina não contempla o sistema de prova de recuperação.

O que será avaliado?

Relatórios (R): Introdução, Resultados, Discussão e Bibliografia. O relatório deverá conter uma visão crítica do experimento e dos resultados obtidos. O relatório deverá ser entregue na primeira segunda feira após a realização do experimento, na sala do monitor responsável pelo acompanhamento da experiência, das 17 às 18.30h.

Prova pós-laboratório (P): Conhecimento mais aprofundado do experimento, cálculos, explicações e fundamentos teóricos. Será realizada uma única prova no final do curso.

Toda a informação como os guias das experiências referentes à disciplina está disponível no site <http://lem.iq.usp.br/cursos>

LISTA DAS EXPERIÊNCIAS

- Laboratório A: Determinação da constante de equilíbrio de complexação
- Laboratório B: Decomposição catalítica do peróxido de hidrogênio
- Laboratório C: Determinação de densidade de polímeros por Picnometria e coluna de gradiente de densidade
- Laboratório D: Estudo da Cinética de Saponificação do Acetato de Etila por Método Condutimétrico
- Laboratório E: Determinação da massa molar de um polímero por viscosimetria capilar
- Laboratório F: Tensão superficial
- Laboratório G: Polarimetria e Refratometria

PLANTÃO DE DÚVIDAS

Além das professoras Marcia Temperini e Maria Regina, os estagiários Claudio, Mariana e Vinicius estarão disponíveis nos locais e horários descritos abaixo:

	Local	Horários	Experimentos
Claudio	Bloco 4 inf., sala 411	3 ^{as} das 17:00 às 18:30 hs	B e E
Mariana	Bloco 5 sup., sala 577	5 ^{as} das 17:00 às 18:30 hs	D, F e G
Vinicius	Bloco 5 sup., sala 577	5 ^{as} das 17:00 às 18:30 hs	A, C e F

*****IMPORTANTE:

- 1) A lista de presença será passada e poderá ser assinada até 19h30. Depois das 19h30, a participação no experimento não será permitida.
- 2) A reposição de um (1) laboratório será permitida somente em caso de falta justificada (morte na família, motivo de saúde e acidente).

BIBLIOGRAFIA BÁSICA

1. R. N. Rangel "Práticas de Físico-Química" 3. ed. Edgard Blücher, 2006.
2. C. W. Garland, J. W. Nibler, D. P. Shoemaker "Experiments in Physical Chemistry" 7. ed. McGraw-Hill, 2003.
3. A. M. Halpern, G. C. McBane "Experimental Physical Chemistry: A Laboratory Textbook" 3. ed. W. H. Freeman and Co., 2006.
4. F. Daniels, J. W. Williams, P. Bender, R. A. Alberty, C. D. Cornwell e J. E. Harriman "Experimental Physical Chemistry", McGraw-Hill, 1970.

QFL 3402

Físico-Química Experimental (NOTURNO)

Cronograma

2º Semestre 2008

Grupos	7/8	14/8	21/8	28/8	4/9	11/9	18/9	25/9	2/10	9/10	16/10	23/10	30/10	6/11
1			A		B		C	D	E	F	G			
2		I N T R O D U Ç Ã O	A	S.	B	S.	C	D	E	F	G		R E P O S I Ç Ã O	P R O V A
3			A		B		C	D	E	F	G			
4			A	D	B	D	C	D	E	F	G			
5				A	A	A	B	C	D	E	F	G		
6					A	A	B	C	D	E	F	G		
7					A	P	B	C	D	E	F	G		
8					A	Á	B	C	D	E	F	G		
9				G			A	B	C	D	E	F		
10				G			A	B	C	D	E	F		
11				G			A	B	C	D	E	F		
12			G			A	B	C	D	E	F			
13			F	A	G		A	B	C	D	E			
14			F		G		A	B	C	D	E			
15			F		G		A	B	C	D	E			
16			F		G		A	B	C	D	E			
17			E		F	G		A	B	C	D			
18			E		F	G		A	B	C	D			
19			E		F	G		A	B	C	D			
20			E		F	G		A	B	C	D			
21			D		E	F	G		A	B	C			
22			D		E	F	G		A	B	C			
23			D		E	F	G		A	B	C			
24			D		E	F	G		A	B	C			
25			C		D	E	F	G		A	B			
26			C		D	E	F	G		A	B			
27			C		D	E	F	G		A	B			
28			C		D	E	F	G		A	B			
29			B		C	D	E	F	G		A			
30			B		C	D	E	F	G		A			

Legenda:

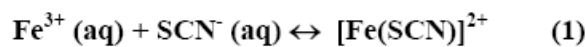
A	Determinação da constante de equilíbrio de complexação
B	Decomposição catalítica do peróxido de hidrogênio
C	Determinação de densidade de polímeros por Picnometria e coluna de gradiente de densidade
D	Estudo da Cinética de Saponificação do Acetato de Etila por Método Condutimétrico
E	Determinação da massa molar de um polímero por viscosimetria capilar
F	Tensão Superficial
G	Polarimetria e Refratometria

QFL 3402
Físico-Química Experimental
Laboratório A:
Determinação de uma Constante de Equilíbrio de Complexação

Objetivos: Familiarização com a técnica de colorimetria. Determinar a constante de equilíbrio de complexação de tiocianato férrico.

Introdução

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 seis, número máximo quando se utiliza um excesso de íons SCN^- e todos estes complexos são de cores parecidas. Nesta experiência, as relações de concentrações entre os íons (ligante e metálico) serão tais que admitiremos que a reação preponderante seja a de formação do $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$, de acordo com a equação:



O complexo formado é facilmente identificado pela cor “vermelho sangue” em solução.

A análise colorimétrica se baseia no fato de que diferentes substâncias absorvem diferentemente a radiação de um determinado comprimento de onda; em outras palavras, cada substância apresenta um espectro de absorção característico. Por outro lado, quando soluções da mesma natureza, mas de diferentes concentrações, são atravessadas por um mesmo tipo de radiação (ou seja, radiação de um mesmo comprimento de onda), existe uma relação quantitativa entre fração da radiação transmitida (chamada transmitância) e a concentração da solução. Esta relação, conhecida como Lei de Beer-Lambert, é dada por:

$$T = 10^{-\epsilon bc} \quad (2)$$

Onde a transmitância, T , é dada por $T = I/I_0$ (relação entre a intensidade da luz transmitida e da luz incidente), ϵ é a absorvidade molar, c é a concentração em mol.L^{-1} e b é o caminho óptico (espessura do meio atravessado pela radiação) em cm.

A absorbância, também é muito comum em medidas colorimétrica ou espectrofotométricas e é definida por:

$$A = \log(1/T) \text{ ou } A = \epsilon bc \quad (3)$$

A equação 3 mostra que é possível, escolhido um determinado comprimento de onda, construir uma curva padrão através da medida de absorbância (ou transmitância) para diferentes soluções da mesma espécie mas com diferentes concentrações, desde que se trabalhe com a mesma célula.

Procedimento experimental

A temperatura ambiente deverá ser lida e anotada de 20 em 20 minutos

Parte 1) Seleção do comprimento de onda de máxima absorção do tiocianato férrico

Em um balão volumétrico de 50,0 mL coloque 12,5 ml de nitrato férrico $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$, 4,0 mL de tiocianato de potássio $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$ e complete o volume com solução de HNO_3 $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Meça a absorvância dessa solução nos seguintes comprimentos de onda: 420, 470, 520 e 570nm, segundo a técnica usual de colorimetria. Para acertar zero de absorvância utilize a solução de nitrato férrico, preparada diluindo-se 12,5 mL de nitrato férrico 0,2 mol.L⁻¹ e completando para 50,0mL com HNO₃ 0,1 mol.L⁻¹. Este procedimento deverá ser feito para todos os comprimentos de onda

Selecione para as próximas etapas o comprimento de onda no qual o valor de absorvância é máximo (ou o valor mínimo de transmitância)

Não descarte as soluções preparadas, pois serão utilizadas na próxima etapa!!!!

Comprimento de onda / nm	Absorvância da solução de tiocianato férrico

Parte 2) Construção da curva padrão (lei de Beer-Lambert)

Em quatro balões volumétricos de 50,0 mL prepare as soluções de acordo com a tabela abaixo, completando o volume com a solução de HNO₃ mol.L⁻¹. Colocar as soluções em béqueres enumerados.

Balão	Nitrato de ferro 0,2 mol.L ⁻¹ /mL	KSCN 0,002 mol.L ⁻¹ /mL	Absorvância
1*	12,5	-----	
2	12,5	1,0	
3	12,5	2,0	
4	12,5	3,0	
5*	12,5	4,0	

* Soluções já preparadas na parte anterior!

Meça as absorvâncias das cinco soluções no comprimento de onda determinado na parte anterior.

Parte 3) Determinação das concentrações do complexo no equilíbrio

Utilizando pipetas prepare soluções em erlenmeyers enumerados de acordo com os dados da tabela abaixo

Solução	Nitrato de ferro 0,002 mol.L ⁻¹ /mL	HNO ₃ 0,1 mol.L ⁻¹ / mL	KSCN 0,002 mol.L ⁻¹ /mL	Absorbância
A	10,0	8,0	2,0	
B	10,0	6,0	4,0	
C	10,0	4,0	6,0	
D	10,0	2,0	8,0	
E	10,0	-----	10,0	
F	10,0	10,0	-----	0

Meça a absorbância das cinco soluções preparadas, no comprimento de onda escolhido na primeira etapa, utilizando a solução F para acertar 0 de absorbância.

Para o relatório calcule a constante de equilíbrio de complexação, mostrando todos os passos!!

FL 3402
Físico-Química Experimental
Laboratório B:
Decomposição catalítica do peróxido de hidrogênio

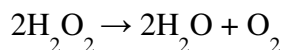
1. OBJETIVO

Estudo comparativo da decomposição de peróxido de hidrogênio pelo uso de catalisador.

2. TEORIA

A velocidade de uma reação química depende de numerosos fatores como, por exemplo, das concentrações dos reagentes, da temperatura, de catalisadores, etc. Um catalisador pode aumentar notavelmente a velocidade do processo, especialmente na presença de aceleradores e promotores.

O peróxido de oxigênio se decompõe segundo a equação:



A velocidade é grandemente acelerada por vários catalisadores, p. ex., dióxido de manganês, nitrato férrico, ou pela ação combinada de um catalisador e um promotor de catalisador (nitrato férrico + nitrato cúprico). A luz, o pH e as próprias paredes de vidro podem afetar a velocidade de decomposição da água oxigenada.

O objetivo desta experiência é verificar qualitativa e quantitativamente a velocidade de decomposição da água oxigenada na presença de diferentes catalisadores. A experiência constará de quatro partes:

1ª Parte – verificação de decomposição da água oxigenada, contida em uma solução aquosa, na ausência de catalisadores ou promotores de catalisador. Nesta experiência você poderá observar se a ação da luz e das paredes do recipiente é eficiente para decompor a água oxigenada no intervalo do tempo da experiência (cerca de três horas).

2ª Parte – verificação da decomposição da água oxigenada em solução aquosa contendo nitrato férrico (cerca de três horas).

3ª Parte – verificação da decomposição da água oxigenada em meio aquoso contendo nitrato férrico e nitrato cúprico (catalisador e promotor).

4ª Parte – verificação da decomposição da água oxigenada em solução aquosa contendo nitrato cúprico (promotor).

O curso da reação, para cada caso, será seguido pela titulação de alíquotas (5 mL) das respectivas misturas com solução padronizada de permanganato de potássio para vários intervalos de tempo (30 min).

3. MATERIAIS

a) Aparelhagem: 4 erlenmeyers de 100 mL, 4 erlenmeyers de 125 mL, 2 buretas, proveta de 100, 50 e 5 mL e pipeta de 5 mL.

b) Soluções: KMnO_4 0,02M; solução de H_2SO_4 1M; de nitrato férrico (0,05 M de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ + 0,4 M de HNO_3); de nitrato férrico e nitrato cúprico (0,05 M de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ + 0,005 M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ + 0,4 M de HNO_3); solução 0,6% (2 volumes) de H_2O_2 recém preparada.

4. PROCEDIMENTO

1ª Parte – Em um dos erlenmeyers de 125 mL colocar 75 mL de solução de H_2O_2 a 2 volumes e 15 mL de água destilada. Retirar uma alíquota de 5 mL e colocar num dos erlenmeyers de 100 mL contendo, previamente 5 mL de H_2SO_4 1M. Anotar o tempo exato em que retirou a 1ª alíquota.

Titular esta alíquota com solução 0,02M de permanganato de potássio.

Retirar nova alíquota a cada meia hora, fazendo um total de quatro titulações. Após a 1ª titulação começar a 2ª parte.

2ª Parte – Em outro erlenmeyer de 125 mL colocar 75 mL de solução de H_2O_2 a 2 volumes e 15 mL da solução 0,05 M de nitrato férrico. Retirar uma alíquota de 5 mL e proceder da mesma maneira que na 1ª Parte. Após a 1ª titulação começar a 3ª Parte.

3ª Parte – No outro erlenmeyer de 125 mL colocar 75 mL de solução de H_2O_2 a 2 volumes e 15 mL de solução de nitrato férrico + nitrato cúprico. Retirar uma alíquota de 5 mL e proceder igualmente às experiências anteriores. Após a 1ª titulação começar a 4ª Parte

4ª Parte – Em outro erlenmeyer de 125 mL colocar 75 mL de solução de H_2O_2 a 2 volumes e 15 mL da solução 0,05 M de nitrato cúprico. Retirar uma alíquota de 5 mL e proceder igualmente às experiências anteriores.

5. TRATAMENTO DOS DADOS

Calcular a concentração água oxigenada em cada tempo para cada parte da experiência.

Para as quatro partes da experiência, construir gráficos para determinar a ordem da reação. A partir dos gráficos, calcular a constante de velocidade da reação para cada caso (não esquecer as unidades). Analisar criticamente os resultados e comparar com valores de literatura.

6. BIBLIOGRAFIA

1. Livros textos de Físico-Química, capítulos relativos à cinética
2. M.L. Kremer; J. of Catalysis, 1, 351 (1962).
3. J. Rose, Advanced Physico-Chemical Experiments, Sir Isaac Pitman&Sons Ltda, London, 1964, pags. 149-152.

QFL 3402
Físico-Química Experimental
Laboratório C:

Determinação da Densidade de Polímeros por Picnometria e Coluna de
Gradiente de Densidade

1. OBJETIVO

Determinar a densidade de polímeros através de dois métodos diferentes.

PARTE A PICNOMETRIA

A densidade do polímero será calculada a partir da massa do polímero e do volume do solvente deslocado pelo polímero no picnômetro.

PROCEDIMENTO

Pesar o picnômetro vazio e seco. Encher o picnômetro com água destilada e pesar. Calcular o volume do picnômetro, utilizando a densidade da água na temperatura de trabalho.

Massa do picnômetro = _____ g
Massa de água = _____ g
Densidade da água na t.a. = _____ g/mL
Volume do picnômetro = _____ mL

Repetir o procedimento acima para cada uma das amostras de polímero disponíveis.

Massa do picnômetro + água = _____ g
Massa do polímero 1 = _____ g
Massa do picnômetro + água + polímero 1 = _____ g
Densidade do polímero 1 na t.a. = _____ g/mL

Massa do picnômetro + água = _____ g
Massa do polímero 2 = _____ g
Massa do picnômetro + água + polímero 2 = _____ g
Densidade do polímero 2 na t.a. = _____ g/mL

Massa do picnômetro + água = _____ g
Massa do polímero 3 = _____ g
Massa do picnômetro + água + polímero 3 = _____ g

Densidade do polímero 3 na t.a. = _____ g/mL

PARTE B GRADIENTE DE DENSIDADE

Partindo de uma solução aquosa de sacarose (80% w/w) proceder às seguintes diluições: 75, 60, 50, 35, 25, 20, 12 e 5%. Calcule o volume de água necessário às diluições e pipete em um balão de 50mL completando o volume com a solução de sacarose mais concentrada.

OBS.: os volumes restantes nos balões serão utilizados.

Montar um gradiente de densidade com as soluções preparadas numa proveta de 50mL. A coluna deverá ser montada em ordem decrescente de concentração como mostrado na figura abaixo.

5%
12%
20%
25%
35%
50%
60%
75%
80%

As soluções devem ser adicionadas *lenta e cuidadosamente* com o auxílio de uma pipeta de Pasteur. A proveta deve estar levemente inclinada durante a adição das soluções. Cada camada deverá ocupar 5mL da proveta. Durante e após a preparação cuidado com o manuseio da coluna para evitar a mistura das camadas.

Coloque as amostras de polímero disponíveis na coluna, observe e anote em que faixa de concentração estas param.

3.BIBLIOGRAFIA

1. Handbook of Chemistry and Physics, 62th ed. ,1981, CRC Press.
2. A. Weissberger "Physical Methods of Organic Chemistry" vol. 1, 1949.

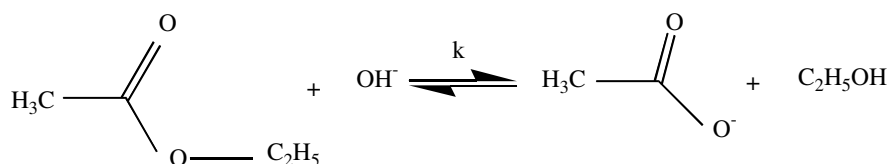
QFL 3402
Físico-Química Experimental
Laboratório D:
Estudo da Cinética de Saponificação do Acetato de Etila por Método
Condutimétrico

1. OBJETIVO

Determinação da constante de velocidade de uma reação de saponificação.

2. TEORIA

Nesta experiência será estudada a reação de saponificação do acetato de etila:



que é uma reação de 2ª ordem, com objetivos de determinar a constante de velocidade (k).

3. PROCEDIMENTO.

Ligue o termostato e ajuste para uma temperatura 1 ou 2 graus acima da ambiente. Prepare a solução de acetato de etila $0,020 \text{ mol L}^{-1}$ pipetando 1 mL do reagente e diluindo com água destilada até completar o volume de 500 mL. Coloque 50 mL desta solução em um erlenmeyer (A), e 50 mL de NaOH em outro erlenmeyer (B). Prepare uma segunda solução de NaOH a partir de 25 mL da solução NaOH, diluída a 50 mL.

Coloque no termostato os erlenmeyers A e B, a célula de condutividade e seu recipiente, seco, além de uma outra célula com a solução de NaOH recém preparada. Deixe termostatar por 10 minutos e meça a resistência desta última.

Misture rapidamente as duas soluções, e agite a mistura. Inicie neste instante a contagem do tempo. Coloque a solução resultante na célula, lavando-a antes com alguns mL da solução. A solução deve cobrir os eletrodos de platina. Acompanhe a variação de condutividade com o tempo até obter valores aproximadamente constantes, efetuando as medidas em intervalos de 1 minuto.

4. TRATAMENTO DE DADOS.

Construir o gráfico de $\frac{\kappa_0 - \kappa_t}{\kappa_t - \kappa_\infty}$ em função do tempo para obter a constante de velocidade, sendo κ_0 = condutividade inicial, κ_t = condutividade no tempo t, κ_∞ = condutividade em $t = \infty$.

5. BIBLIOGRAFIA.

1. F. Daniels, J. W. Williams, P. Bender, R. A. Alberty, C. D. Cornwell e J. E. Harriman, *Experimental Physical Chemistry*, McGraw-Hill, 1970.
2. *Livros Textos de Físico-Química*.

3. H. A. Smith e H. S. Levenson, *J. Am. Chem. Soc.*, **61**, 1172 (1939).
4. *International Critical Tables*, vol VII, pág. 129.

QFL 3402
Físico-Química Experimental
Laboratório E:

Determinação da Massa Molar de um Polímero por Viscosimetria Capilar

1. OBJETIVO

Determinação da massa molar média viscosimétrica do poli(álcool vinílico) (PVA) por viscosimetria capilar

2. MATERIAIS

- Poli(álcool vinílico) (PVA)
- Água destilada
- Balões volumétricos
- Viscosímetro de Ostwald
- Cronômetro

3. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

- 1) Calibrar o viscosímetro com água destilada. Encher o viscosímetro com água destilada (anotar o volume). Se houver a formação de bolhas, as mesmas devem ser retiradas cuidadosamente. Começar a leitura do tempo de escoamento (variação da posição do menisco entre as duas marcas do capilar). Repetir a leitura 5 vezes.
- 2) Preparar soluções de PVA em água nas concentrações de: 5,0 g/L, 7,5 g/L, 10,0 g/L, 12,5 g/L e 15 g/L. **Começar as medidas com a solução mais diluída e seguir na seqüência até a mais concentrada.** Encher o viscosímetro com cerca de 10,0 mL da solução. Se houver a formação de bolhas, as mesmas devem ser retiradas cuidadosamente. Começar a leitura do tempo de escoamento da solução (variação da posição do menisco entre as duas marcas do capilar). Repetir a leitura 5 vezes. O processo será realizado para cada uma das concentrações preparadas.

Amostra	Tempo de escoamento (segundos)

QFL 3402
Físico-Química Experimental
Laboratório F:
Tensão Superficial

1. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Cada grupo realizará a medida da tensão superficial da água e de soluções de SDS com 5 diferentes concentrações, realizando três medidas para cada solução.

1) **Soluções:** utilizar as seguintes concentrações de soluções aquosas de SDS: 0,5 – 1,0 – 2,0 – 4,0 – 6,0 e 8,0 mmol L⁻¹.

2) **Limpeza do anel: Não tocar no anel.** Antes de iniciar as medidas, limpar o anel, mergulhando-o em etanol. Entre uma medida e outra, limpá-lo novamente.

3) **Tensiômetro de DuNouy:** Nivelar o tensiômetro. Colocar o anel no braço do aparelho. A cuba onde serão realizadas as medidas deverá ser preenchida aproximadamente com o mesmo volume em cada experimento (metade de sua capacidade). Coloque a cuba sobre a plataforma do aparelho e ajuste sua altura até que o anel encoste no líquido, verifique se o tensiômetro está no zero de sua escala e continue ajustando a altura da plataforma até que o braço esteja posicionado horizontalmente, dentro da marcação do aparelho. Comece a medida tensionando lentamente o braço e descendo a plataforma ao mesmo tempo, garantindo que o braço se mantenha na posição horizontal, até que o anel se desprenda do líquido, neste ponto tem-se a tensão superficial do líquido.

4) **Fator de correção (F):** devido às irregularidades na geometria do anel e na falta da calibração do tensiômetro, cada grupo usará um fator de correção para as medidas de tensão superficial, obtido pela relação:

$$F = \gamma(\text{H}_2\text{O literatura}) / \gamma(\text{H}_2\text{O medido})$$

2. RELATÓRIO

Explicar o efeito do SDS na tensão superficial da água, e calcular a concentração micelar crítica (CMC) do surfactante.

3. BIBLIOGRAFIA

1. F. Daniels et al. *Experimental Physical Chemistry*, 7th ed. McGraw Hill Book Co, N.Y., 1970.
2. P. W. Atkins. *Physical Chemistry*, 5th ed. Oxford University Press, 1994.
3. Chen, Z., et al., *Anal. Chim. Acta*, **403**, 2000, pp. 173-178.

QFL 3402
Físico-Química Experimental
Laboratório G:
Polarimetria e Refratometria

1. OBJETIVOS

Determinar o poder rotatório específico da sacarose. Testar a utilização do refratômetro para determinação do teor de sacarose numa mistura. Observar a influência da presença de outras substâncias na determinação da porcentagem de sacarose, obtida por métodos de polarimetria e refratometria.

2. PROCEDIMENTO

Coloque no balão volumétrico de 100 mL, 10 g de sacarose. Complete o volume com água destilada até a marca, agitando bastante para garantir a dissolução total. Utilizando uma pipeta volumétrica, transfira 50 mL desta solução para um balão volumétrico de 100 mL. Complete o volume com água destilada e agite para a perfeita homogeneização da mistura. Transfira 25 mL desta nova solução, para outro balão de 50 mL, novamente complete o volume e homogeneíze a mistura.

Meça para as três soluções, os respectivos ângulos de rotação. Tenha o cuidado de lavar o tubo de amostra com um pouco da solução a ser usada, antes de completar o volume total do porta-amostra. Verifique para que não existam bolhas de ar no tubo. Efetue no mínimo três medições para cada solução.

Meça, com o auxílio do refratômetro, o índice de refração de cada uma das amostras de sacarose.

Separe 3 balões volumétricos de 50 mL. Coloque em cada um deles as respectivas quantidades relacionadas no quadro. Complete o volume até 50 mL com água destilada e homogeneíze a solução.

balão	1	2	3
	3 g açúcar 2 g NaCl	3 g açúcar 2 g dextrose	3 g açúcar 2 g metanol

Para cada uma destas 3 amostras meça o ângulo de rotação e a porcentagem de sacarose (por refratometria).

3. ANÁLISE DE DADOS.

Construa as curvas de calibração para as soluções de sacarose em água.

Determine o poder óptico rotatório da sacarose. Compare com os dados de literatura.

Compare a porcentagem de sacarose obtida por ambos os métodos, entre si e com a quantidade real preparada.

Determine a concentração de sacarose para as outras amostras por polarimetria e por refratometria. Compare os dados obtidos. Discuta as discrepâncias.

4. BIBLIOGRAFIA

1. C. W. Garland, J. W. Nibler, D. P. Shoemaker "Experiments in Physical Chemistry" 7. ed. McGraw-Hill, 2003.
2. G. W. Ewing, *Instrumental Methods of Chemical Analysis*, cap. 10, Edgard Blücher, 1972.