



UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO - USP  
INSTITUTO DE QUÍMICA - IQ



**QFL 2426 - Físico-Química Experimental XVII**  
Escola Politécnica  
Engenharia de Petróleo

**Profa Dra. SILVIA MARIA LEITE AGOSTINHO**

**Prof. Dr. LUCAS COLUCCI DUCATI**

SANTOS  
2019

## QFL 2426 - Físico-Química XVII

Prof. Dr. Lucas Ducati (ducati@iq.usp.br)

Profa. Dra. Silvia Maria Leite Agostinho (smlagost@iq.usp.br)

### Avaliações:

Serão aplicadas duas provas que avaliarão o conhecimento e entendimento adquiridos nas atividades desenvolvidas nos laboratórios.

**Não há prova substitutiva e de recuperação, por se tratar de uma disciplina experimental.**

No decorrer do laboratório serão realizados colóquios e tudo que for discutido em sala de aula será cobrado nas avaliações.

Serão realizados **8 experimentos em rodízio**, sendo que a média das notas das atividades experimentais será calculada da seguinte forma:

1. Para a média da nota dos relatórios serão utilizadas as 7 melhores notas dentre as 8 notas obtidas pelo aluno que entregar todos os relatórios.
2. Caso o aluno entregue 7 relatórios, a média dos relatórios será feita com base nas 7 notas obtidas.
3. Estará **REPROVADO** o aluno que realizar um número de experimentos inferior a 7 e/ou entregar um número de relatórios inferior a 7. A frequência ao laboratório inclui a entrega do relatório.

### Critérios de Avaliação:

$$M = \frac{3MP + 2MR}{5} \geq 5$$

$M$  = Média Final

$MP$  = Média de Provas

$MR$  = Média de Relatórios

### Nota de Relatório:

- O relatório constituirá de 2 atividades: um teste e um pós-relatório.
- A nota do teste valerá 40% do valor da nota do relatório, enquanto o pós-relatório 60%.
- O teste consistirá em um **teste individual** com duração de **20 minutos** antes das atividades laboratoriais. Será cobrada a teoria envolvida no experimento, bem como questões relativas aos procedimentos a serem realizados no dia.

- Um pós-relatório será entregue **um por dupla** na aula subsequente à realização do experimento. Uma cópia do pós relatório será entregue ao professor todo final da aula.

### **Bibliografia:**

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.
5. G. W. Castellan, “Fundamentos de físico-química”, LTC, 2011.
6. Mahan, B. N.; “Química: um curso universitário”, Ed. Blücher, 1995.
7. Atkins, P.W., “Physical Chemistry”, Oxford University Press, 7th Ed., Oxford, 2002

## Cronograma de Atividades

2019	DIA	ATIVIDADES
Ago.	2	Apresentação da Disciplina e Separação das Turmas
	9	Colóquios dos Experimentos 1 a 4
	16	Laboratório 1
	23	Laboratório 2
Set.	13	Laboratório 3
	20	Laboratório 4
	27	Plantão de Dúvidas e Colóquios dos Experimentos 5 a 8
Out.	4	Laboratório 5
	16	Prova 1
	18	Laboratório 6
	25	Laboratório 7
Nov.	1	Laboratório 8
	8	Plantão de Dúvidas
	27	Prova 2

**Cronograma de atividades do laboratório por grupos.**

<b>Atividades</b>	<b>Exp 1</b>	<b>Exp 2</b>	<b>Exp 3</b>	<b>Exp 4</b>
<b>Lab 1 - Ago 16</b>	G1	G2	G3	G4
<b>Lab 2 - Ago 23</b>	G4	G1	G2	G3
<b>Lab 3 - Set 13</b>	G3	G4	G1	G2
<b>Lab 4 - Set 20</b>	G2	G3	G4	G1
<b>Atividades</b>	<b>Exp 5</b>	<b>Exp 6</b>	<b>Exp 7</b>	<b>Exp 8</b>
<b>Lab 5 - Out 04</b>	G1	G2	G3	G4
<b>Lab 6 - Out 18</b>	G4	G1	G2	G3
<b>Lab 7 - Out 25</b>	G3	G4	G1	G2
<b>Lab 8 - Nov 1</b>	G2	G3	G4	G1

**Grupos**

G1 -

G2 -

G3 -

G4 -

## **Tópicos a serem abordados nos Colóquios**

- **Experimento 1 - Determinação de uma Constante de Equilíbrio de Complexação**

- Objetivos do experimento
- Cuidados do experimento
- Conceito de equilíbrio
- Lei de Lambert-Beer
- Limitações da lei de Lambert-Beer
- Conceito de Absorbância e Transmitância
- Fatores químicos e físicos que provocam desvios na lei de Lambert-Beer
- Explicação do funcionamento do espectrofotômetro
- Bibliografia

- **Experimento 2 - Determinação da Constante de Equilíbrio de Ionização do Ácido Acético a Partir de Medidas de Condutividade Elétrica**

- Objetivos do experimento
- Cuidados do experimento
- Conceito de eletrólitos fortes e fracos
- Relação entre condutividade, condutância e condutância específica
- Relação de Kohlrausch e como se relaciona com eletrólitos fortes e fracos
- Explicação do funcionamento do condutivímetro
- Bibliografia

- **Experimento 3 - Saponificação do Acetato de Etila - Método Condutimétrico**

- Objetivos do experimento
- Cuidados do experimento

- Conceito de condutividade
- Como proceder algebricamente, na equação integrada de velocidade para eliminar a condutividade a diluição infinita do coeficiente angular?
- Conceito de saponificação
- Conceito de cinética
- Explicação do funcionamento do condutivímetro
- Bibliografia

● **Experimento 4 - Medidas de Índice de Refração de Misturas Água - Etanol**

- Objetivos do experimento
- Cuidados do experimento
- Conceito de índice de refração
- Lei de Snell
- Explicação do funcionamento de um refratômetro
- Conceito de soluções ideais e não ideais

● **Experimento 5 - Determinação do Calor de Neutralização**

- Objetivos do experimento
- Cuidados do experimento
- Conceito de calor de neutralização
- Equação iônica genérica
- Determinação da capacidade calorífica do calorímetro
- Determinação do valor do calor de neutralização
- Revisão sobre operações com desvios
- Bibliografia

- **Experimento 6 - Determinação da força eletromotriz (FEM) da pilha de Daniell a várias concentrações de íons  $Zn^{2+}$  e de  $Cu^{2+}$**

- Objetivos
- Conceito de FEM da pilha
- Como determina-se a FEM experimentalmente
- Conceitos de atividade e coeficiente de atividade
- Conceitos de FEM, FEM padrão e FEM padrão formal
- Papel do eletrólito suporte
- Construção gráfica para obter a FEM padrão formal
- Comparação entre FEM padrão e FEM padrão formal obtida
- Interpretação dos resultados
- Bibliografia

- **Experimento 7 - Decomposição Catalítica do Peróxido de Hidrogênio**

- Objetivos
- Reação química envolvida
- Semi-equações iônicas do íon  $MnO_4^-$  em meio ácido e básico
- Semi-equações iônicas com  $H_2O_2$
- Por que acidificar a solução de titulação por  $MnO_4^-$
- Conceito de volume de uma solução de  $H_2O_2$
- Efeitos do catalisador e promotor
- Bibliografia

- **Experimento 8 - O Transporte de Massa em Processos de Corrosão Metálica**

- Objetivos
- Principais de transporte de massa com exemplos

- Reação de corrosão abordada no experimento
- Representação das semi-equações iônicas de oxidação e redução
- Descrição dos oxidantes presentes no meio reacional
- Justificar o porquê somente um dos oxidantes é considerado baseando-se nos fatores termodinâmicos e cinéticos.
- Cuidados a serem tomados no experimento
- Ordem de reação em relação ao  $\text{Fe}^{3+}$  e como determiná-la
- Bibliografia

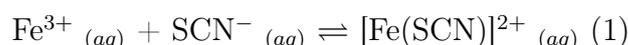
## EXP 1 - Determinação de uma Constante de Equilíbrio de Complexação

### OBJETIVO

Determinar a constante de equilíbrio de complexação ( $K_{eq}$ ) de tiocianato férrico, utilizando o método colorimétrico. Este método baseia-se na determinação das concentrações dos íons presentes no sistema em equilíbrio através da medida de absorvâncias das espécies coloridas.

### INTRODUÇÃO

O método colorimétrico baseia-se na determinação das concentrações dos íons presentes no sistema em equilíbrio, através da medida de absorvâncias das espécies coloridas. Os íons férricos,  $Fe^{3+}$ , são fortemente complexáveis por íons tiocianato,  $SCN^-$ . A relação entre o íon ligante ( $SCN^-$ ) e o íon metálico ( $Fe^{3+}$ ) varia desde 1 (para baixas concentrações de  $SCN^-$ ) até 6 (número máximo quando se utiliza excesso de íons  $SCN^-$ ) e todos estes complexos têm cores parecidas. Nesta experiência as relações  $[SCN^-]/[Fe^{3+}]$  serão tais que admitiremos que a reação preponderante seja a de formação do  $[Fe(SCN)]^{2+}$ , de acordo com a equação:



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 (isto é, radiação de igual comprimento de onda), existe uma relação quantitativa entre a fração da radiação transmitida (transmitância) e a concentração da solução. Esta relação, conhecida como lei de Lambert-Beer, é dada por:  $T = 10^{-\epsilon bc}$  onde a transmitância,  $T$ , é dada por:  $T = \frac{I}{I_0}$  (relação entre a intensidade da luz transmitida e da luz incidente),  $\epsilon$

absortividade molar,  $c$  a concentração em mols por litro e  $b$  o caminho óptico (espessura do meio atravessado pela radiação) em cm.

A absorbância,  $A$ , é definida por:

$$A = \log \frac{I_0}{I} \quad (1)$$

ou seja,

$$A = -\log T \quad (2)$$

onde

$$A = \epsilon bc \quad (3)$$

A última equação mostra que é possível, escolhido um determinado comprimento de onda, construir uma curva padrão através da medida de  $A$  para diferentes concentrações da solução desde que se trabalhe com uma mesma célula.

## PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Seleção do comprimento de onda de absorção máximo 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 (KSCN)  $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$  e complete o volume com solução de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ )  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Meça a transmitância ou a absorbância dessa solução nos comprimentos de onda disponíveis no colorímetro, segundo técnica usual de colorimetria. Para acertar 100% de transmitância, utilize uma solução de nitrato férrico preparada diluindo 12,5 mL de nitrato férrico  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$  e completando a 50,0 mL com  $\text{HNO}_3$   $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Selecione o comprimento de onda no qual o valor de absorbância é máximo. Construa a curva da absorbância em função do comprimento de onda escolhido.

Levantamento 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  $\text{HNO}_3$   $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Balão	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ , $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ , (em $\text{HNO}_3$ ), (mL)	$\text{KSCN}$ $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$ (em $\text{HNO}_3$ ), (mL)
1*	12,5	-
2	12,5	1,0
3	12,5	2,0
4	12,5	3,0
5**	12,5	4,0

\* solução utilizada para o acerto de 100 % de transmitância;

\*\* solução padrão já preparada.

Fixe o comprimento de onda escolhido e meça as transmitâncias das cinco soluções as quais devem estar dentro da faixa de erro analítico permitido, isto é, entre 10 e 90 % de T. Meça a absorbância correspondente. Discuta com o professor a vantagem de empregar absorbância para levantar a curva padrão. Construa a curva padrão, da absorbância em função da concentração de tiocianato.

### Determinação das concentrações do complexo no equilíbrio.

Utilizando pipetas prepare soluções de acordo com os dados da tabela abaixo.

Balão	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ , $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$ , (em $\text{HNO}_3$ ), (mL)	$\text{KSCN}$ $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$ (em $\text{HNO}_3$ ), (mL)	$\text{HNO}_3$ $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ (ml)
6	10,0	-	10,0
7	10,0	2,0	8,0
8	10,0	4,0	6,0
9	10,0	6,0	4,0
10	10,0	8,0	2,0
11	10,0	10,0	-

Meça as transmitâncias das soluções preparadas, no comprimento de onda escolhido, utilizando a solução de nitrato férrico (10,0 mL de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$   $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$  diluídos a 20 mL com  $\text{HNO}_3$   $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ ) para acertar 100 % de transmitância. Meça as absorbâncias e também calcule, a partir das medidas de transmitância.

## Pós-Relatório

Table 1: Absorbância em função do comprimento de onda  $\lambda$  do balão número 5.

$\lambda$	Absorbância	$\lambda$	Absorbância	$\lambda$	Absorbância
400		440		480	
410		450		490	
420		460		500	
430		470		510	

- Plotar o gráfico de Absorbância *versus*  $\lambda$ .

Table 2: Absorbância e transmitância para diferentes misturas de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  e  $\text{KSCN}$  em meio ácido de  $\text{HNO}_3$ .

Balão	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ , $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ , (em $\text{HNO}_3$ ), (mL)	$\text{KSCN}$ $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$ (em $\text{HNO}_3$ ), (mL)	Absorbância	Transmitância
1*	12,5	-		
2	12,5	1,0		
3	12,5	2,0		
4	12,5	3,0		
5**	12,5	4,0		

\* solução utilizada para o acerto de 100 % de transmitância;

\*\* solução padrão já preparada.

- Plotar o gráfico de  $A$  *versus*  $[\text{SCN}^-]$
- Determinar o valor de  $\epsilon$  obtido pelos dados medidos.

Table 3: Absorbância e transmitância para diferentes misturas de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  e  $\text{KSCN}$  em meio ácido de  $\text{HNO}_3$ .

Balão	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ , $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$ , (em $\text{HNO}_3$ ), (mL)	$\text{KSCN}$ $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$ (em $\text{HNO}_3$ ), (mL)	$\text{HNO}_3$ $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ (ml)	Absorbância
6	10,0	-	10,0	
7	10,0	2,0	8,0	
8	10,0	4,0	6,0	
9	10,0	6,0	4,0	
10	10,0	8,0	2,0	
11	10,0	10,0	-	

- Calcule e construa uma tabela das concentrações de equilíbrio das três espécies envolvidas.
- Calcule a constante de equilíbrio e determine o seu o valor médio, levando em conta a média aritmética dos quatro valores encontrados.
- Calcule o desvio da constante de equilíbrio obtida com o valor da literatura, discutindo as possíveis fontes de erro.

## BIBLIOGRAFIA

1. GEEQuim - Grupo de Educação e Ensino de Química: Experiências sobre Equilíbrio Químico, IQUSP, 1985.
2. Química uma Ciência Experimental, Edart, p. 411, 1969.
3. L. G. Sillen e A. E. Mortell, Stability Constants of Metal-Ion Complexes, The Chemical Society, publicação especial n 17, pág. 119, 1964.

## EXP 2 - Determinação da Constante de Equilíbrio de Ionização do Ácido Acético a Partir de Medidas de Condutividade Elétrica

### OBJETIVOS

Nesta experiência serão determinados, através de medidas de condutividade de soluções aquosas, o grau de ionização do ácido acético e sua constante de equilíbrio de ionização.

### INTRODUÇÃO

Em eletrólise, a corrente é conduzida pelos íons positivos e negativos, que se movem em direções opostas quando um campo elétrico é aplicado. A condutância (recíproco da resistência) depende do número de íons, da carga e da mobilidade dos mesmos. Convém lembrar algumas definições:

- $\kappa$ , condutância específica (ou condutividade): é a condutância medida numa cela com 2 eletrodos planos, paralelos, de  $1 \text{ cm}^2$  de área e afastados de 1 cm.
- $\Lambda$ , condutância molar: é a condutância de uma solução, contendo um mol de soluto, colocada entre 2 eletrodos paralelos de área convenientemente grande, afastados de 1 cm,

$$\Lambda = \kappa V = \frac{1000\kappa}{c} \quad (\Omega\text{cm}^2\text{mol}^{-1}) \quad (4)$$

onde  $V$  é o volume da solução em  $\text{cm}^3$  que contém 1 mol do soluto e  $c$  é a concentração ( $\text{mol.L}^{-1}$ ). Para eletrólitos fracos o grau de ionização para soluções diluídas é dado por  $\alpha = \frac{\Lambda}{\Lambda_0}$ , onde  $\Lambda_0$  é a condutância molar a diluição infinita. A constante de equilíbrio de ionização  $K$  pode ser obtida a partir do *grau de ionização*. Para um eletrólito binário do tipo AB:



Para soluções diluídas de eletrólitos fortes 1:1 vale a relação de Kohlraush:  $\Lambda = \Lambda_0 - k\sqrt{c}$  que indica uma dependência linear entre a condutância molar e a  $\sqrt{c}$ , permitindo por extrapolação ( $\Lambda$  versus  $\sqrt{c}$  obter o valor de  $\Lambda_0$ ). A constante  $k$  é dependente da temperatura, da natureza do solvente e do eletrólito.

$$\Lambda = \Lambda_0^+ + \Lambda_0^-$$

O método de Kohlraush permite obter algebricamente o valor de  $\Lambda_0$ , conhecendo-se os valores de  $\Lambda_0$  para 3 eletrólitos fortes. Se MX for um eletrólito fraco e os outros 3 forem eletrólitos fortes podemos escrever

$$\Lambda_{0,MX} = \Lambda_{0,MCl} + \Lambda_{0,NaX} - \Lambda_{0,NaCl}$$

## PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

### Condutância Eletrolítica

Calibre a cela de condutância empregando a solução padrão de KCl  $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ , cuja condutância específica é conhecida a  $25^\circ\text{C}$ . Faça 3 medidas de condutância para cada uma das soluções de HCl ( $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $0,005 \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $0,0025 \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $0,00125 \text{ mol.L}^{-1}$  e  $0,0006 \text{ mol.L}^{-1}$ ). Faça 3 medidas de condutância para cada uma das soluções de ácido acético ( $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $0,025 \text{ mol.L}^{-1}$ ;  $0,0125 \text{ mol.L}^{-1}$  e  $0,00625 \text{ mol.L}^{-1}$ ).

### Pós-Relatório

Table 4: Medidas de  $\kappa$  para diferentes concentrações de HCl.

HCl (mol L <sup>-1</sup> )	Medida 1	Medida 2	Medida 3
0,02000			
0,01000			
0,00500			
0,00250			
0,00125			

Table 5: Medidas de  $\kappa$  para diferentes concentrações de ácido acético (HAc).

HAc (mol L <sup>-1</sup> )	Medida 1	Medida 2	Medida 3
0,0500			
0,0250			
0,0125			
0,0062			

- Construa o gráfico de  $\Lambda$  versus  $\sqrt{c}$  obtidos para os eletrólito fraco.
- Construa o gráfico de  $\Lambda$  versus  $\sqrt{c}$  obtidos para os eletrólito forte.
- Calcule a condutância molar à diluição infinita do HCl, usando o dado de condutância molar à diluição infinita do íon cloreto da literatura.
- Calcule a condutância molar à diluição infinita do íon H<sup>+</sup>. Mostre seus cálculos.
- Calcule o grau de ionização e a constante de equilíbrio de ionização para cada uma das soluções de ácido acético, consultando a introdução da apostila, a literatura, aplicando a lei da migração independente dos íons e empregando seus resultados experimentais da condutância molar das diferentes concentrações de ácido acético. Mostre seus cálculos.
- Calcule o valor médio e discuta os resultados e as causas de erro, comparando-os com o valor encontrado na literatura.
- Como seriam os cálculos se você empregasse, em lugar de medidas de condutividade, medidas de pH das soluções?

## **BIBLIOGRAFIA**

1. F. Daniels, J. W. Williams, P. Bender, R. A. Alberty, C. D. Cornwell e J. E. Iarriman, Experimental Physical Chemistry, McGraw-Hill, 1970.

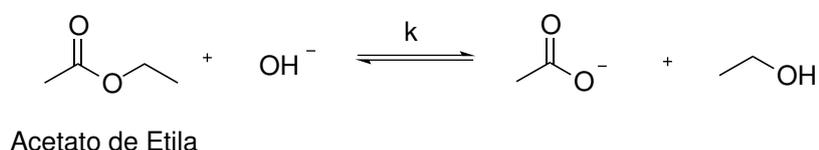
## EXP 3 - Saponificação do Acetato de Etila - Método Condutimétrico

### OBJETIVOS

- Estudar a reação de cinética da reação de saponificação do acetato de etila.
- Determinar a constante de velocidade da reação em temperatura ambiente.

### INTRODUÇÃO

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



A velocidade da reação é dada por:

$$v = \frac{-\delta[EtAc]}{\delta t} = k[EtAc][OH]^- \quad (1)$$

e portanto, em qualquer instante:  $[EtAc] = [OH^-] = [A]$  Assim, a temperatura constante

$$v = \frac{-\delta[A]}{\delta t} = k[A]^2 \quad (2)$$

Separando-se as variáveis e integrando-se a equação acima, obtém-se:

$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{a} + kt \quad (3)$$

A equação 3 é a lei cinética integrada para a reação de 2° Ordem.

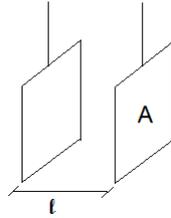
#### Eletroquímica envolvida

Íons em solução diluída obedecem a Lei de Ohm, e para a medida da resistência de soluções eletrolíticas emprega-se corrente alternada e um condutivímetro com uma célula de condutividade com eletrodos de platina-platinizada [Pt(Pt)].

2° Lei de Ohm:

$$R = \rho \frac{\ell}{A} = \frac{\ell}{\kappa} \cdot \frac{\ell}{A} \quad (4)$$

$$\frac{\kappa}{S.cm^{-1}} = \text{condutividade} = \frac{1}{\text{resistividade}} = \frac{1}{\frac{\rho}{\Omega cm^{-1}}} \quad (5)$$



Na célula:

$$\theta = \frac{\ell}{A} = \text{constante da célula}[cm^{-1}] \quad (6)$$

Em condutivímetros antigos, lia-se:

$$R = \frac{\theta}{\kappa} = \text{Resistência}[\Omega] \quad (7)$$

Condutivímetros modernos fornecem diretamente o valor de  $\kappa$  (**condutividade**), ao invés de R (resistência). Para tanto os condutivímetros devem ser previamente calibrados para seu uso adequado. A calibração é feita utilizando-se uma solução de KCl cuja concentração e condutividades são muito bem conhecidas.

Por definição:

$$\text{Condutância Molar} \rightarrow \Lambda = \frac{\kappa}{C} \quad (8)$$

Para soluções muito diluídas e eletrólitos 1:1:

$$\Lambda = \sum_i \lambda_i \quad ; \quad \lambda_i = \text{condutância iônica molar} \quad (9)$$

Então a partir de 8 e 9:

$$\kappa = \Lambda C = \sum_i \lambda_i C \quad (10)$$

Esta relação mostra que há uma relação direta entre a condutividade e a concentração de espécies iônicas. Na reação em estudo, o íon  $\text{OH}^-$  de elevada mobilidade iônica, vai sendo gradativamente substituído pelo íon acetato, de pequena mobilidade e a reação poderá ser acompanhada através de medida de condutância. Ao longo da reação:  $[\text{Na}^+]$  permanece constante = a. Num instante t qualquer (equação 10) da reação estudada, tem-se que:

$$\kappa_t = a\lambda_{\text{Na}^+} + [\text{OH}^-]\lambda_{\text{OH}^-} + [\text{Ac}^-]\lambda_{\text{Ac}^-} \quad (11)$$

No início da reação:  $[\text{OH}^-] = a$ ;  $[\text{Ac}^-] = 0$

Então:

$$\kappa_0 = a(\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{OH}^-}) \quad (12)$$

Ao final da reação, é válido supor que:  $[\text{OH}^-] = 0$  e  $[\text{Ac}^-] = a$  Portanto, analogamente:

$$\kappa_\infty = a(\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{Ac}^-}) \quad (13)$$

Da manipulação adequada das equações (11),(12) e (13), chega-se a (lembrando que  $[\text{OH}^-] \equiv [\text{A}]$ ):

$$A = a \frac{\kappa_t - \kappa_\infty}{\kappa_0 - \kappa_\infty} \quad (14)$$

Isto é, a concentração de hidroxila ou acetato em qualquer instante pode ser calculada medindo-se a condutividade da solução.

### **Retomando agora a cinética da reação**

A substituição da equação (14) na equação (3) resulta em:

$$\frac{\kappa_0 - \kappa_\infty}{a(\kappa_t - \kappa_\infty)} = \frac{1}{a} + kt \rightarrow \frac{\kappa_0 - \kappa_\infty}{(\kappa_t - \kappa_\infty)} = 1 + akt \quad (15)$$

↓

$$\frac{\kappa_0 - \kappa_t}{\kappa_t - \kappa_\infty} = akt \quad (16)$$

Deste modo, podemos obter o valor de  $ak$ . Uma vez que o valor de  $a$  é conhecido, podemos obter o valor da constante de velocidade ( $k$ ). Para a reação em estudo, entretanto, ocorre um equilíbrio químico em tempo mensurável, de modo que nosso modelo só é válido num certo intervalo de tempo, enquanto as concentrações de produto são muito baixas e o processo inverso não é significativo. Diante disso, a condutividade à diluição infinita deixa de ter significado físico, uma vez que a partir de um certo intervalo de tempo, o mecanismo muda, pois existe a reação inversa, com velocidade significativa, e seu mecanismo teria de ser considerado, em outras palavras, o modelo utilizado deixaria de ser obedecido.

## PROCEDIMENTO

As soluções de acetato de etila  $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$  e de NaOH de igual concentração já estão prontas. Coloque 50 mL de cada solução em dois recipientes diferentes (erlenmeyer). Prepare também 50 mL de solução de NaOH, diluindo a primeira a 50 mL. Procure entender a função desta solução diluída.

Calibre a célula de condutividade com a solução padrão de KCl.

Meça a condutividade da solução de NaOH recém preparada.

Misture as duas soluções originais dos dois reagentes em um erlenmeyer maior e comece a medir o tempo. Meça a cada três minutos a sua condutividade até completar quarenta e cinco minutos.

## Pós-Relatório

Table 6: Medidas de  $\kappa$  para diferentes concentrações de ácido acético (HAc).

Tempo (min)	$\kappa$ (mS cm <sup>-1</sup> )	Tempo (min)	$\kappa$ (mS cm <sup>-1</sup> )
0		24	
3		27	
6		30	
9		33	
12		36	
15		39	
18		42	
21		45	

- Rearranje a última equação da apostila (também mostrada abaixo), de modo que a constante possa ser ignorada de forma que se obtenha a equação da reta do tipo  $y = a + bx$

Lembre-se de que as variáveis envolvidas são a condutividade da solução em cada instante e o tempo.

$$\frac{\kappa_0 - \kappa_\infty}{\kappa_t - \kappa_\infty} = akt \quad (1)$$

## 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 indicados pelos docentes do curso.
3. H. A. Smith e H. S. Levenson, J. Am. Chem. Soc., 61, 1172 (1939).
4. International Critical Tables, vol VII, pág. 129.

## Exp. 4 - Medidas de Índice de Refração de Misturas Água - Etanol

### OBJETIVOS

- Conhecer os princípios básicos de funcionamento de um refratômetro
- Medir o índice de refração de misturas água-etanol

### INTRODUÇÃO

Dá-se o nome de índice de refração à relação entre as velocidades da luz no vácuo e em determinado meio. As velocidades da luz são diferentes porque ocorre uma interação da luz com os átomos do meio, que constantemente absorvem e reemitem as partículas de luz (fótons), diminuindo a velocidade com que a luz atravessa este meio. Estabelece-se a seguinte relação;

$$n = c_{vacuo}/c_{meio} \quad (5)$$

Sendo  $n$  o índice de refração do meio e  $c$  a velocidade da luz. Atribui-se o valor  $n = 1$  para o índice de refração no vácuo, de modo que, se o índice de refração da água, por exemplo, for igual a 1,33, significa que a velocidade da luz é 1,33 vezes maior no vácuo do que na água. O índice de refração de um determinado meio depende da temperatura, pois dela dependem propriedades macroscópicas como densidade e viscosidade do meio, as quais refletem a sua estrutura microscópica. O índice de refração também depende do comprimento de onda da luz incidente, de modo que se utiliza para sua medida, um feixe de luz monocromático, O índice de refração é uma medida importante na caracterização de líquidos puros e soluções, podendo ser útil em análises qualitativas e quantitativas. Para uma análise quantitativa de soluções é importante que se faça o levantamento de uma curva padrão. O refratômetro é o instrumento utilizado para medir índices de refração e será apresentado e descrito nesta aula.

## PROCEDIMENTOS

Prepare sete soluções de água (A) e etanol (E), transferindo para os picnômetros, previamente pesados, um total de 5 mL com as seguintes composições em mL de água (A) e etanol (E), tendo o cuidado de adicionar o volume de água e pesar, em primeiro lugar, o conjunto água+ picnômetro e depois o conjunto água+etanol + picnômetro. Converta, em frações molares de água e etanol, as concentrações em massa obtidas. Meça o índice de refração das soluções, incluindo a solução 8, dada pelo docente.

Composição das soluções em mL: (em um total de 5 mL) Solução: A - Água E - Etanol

1. 5E
2. 4E + 1A
3. 3E + 2 A
4. 2,5 E + 2,5 A
5. 2E + 3 A
6. 1E + 4 A
7. 5 A
8. a ser dada pelo docente

## Pós-Relatório

Table 7: Medidas de índice de refração para diferentes proporções de água-álcool.

Composição	Medida 1	Medida 2	Medida 3	Valor Médio
5E				
4E + 1A				
3E + 2A				
2,5E + 2,5A				
2E + 3A				
1E + 4A				
5E				
X				

- Levante um gráfico do índice de refração em função da fração molar de água. Compare seus resultados com os da literatura.
- Calcule a reta média.
- Determine, com precisão, a concentração, em fração molar, da solução problema.
- Discuta seus resultados.

## **EXP 5 - Determinação do Calor de Neutralização**

### **OBJETIVO**

O objetivo deste experimento é determinar o calor de neutralização, correspondente à obtenção de 1 mol de água a partir dos íons  $H^+$  e  $OH^-$ , empregando quatro pares diferentes de ácidos e bases fortes.

### **INTRODUÇÃO**

A variação da temperatura dentro da precisão experimental permanece constante quando quantidades iguais de diferentes pares de ácidos e bases fortes são misturados.

O Calor liberado corresponde à variação de entalpia na produção da água a partir dos íons  $H^+$  e  $OH^-$ , e independe da natureza da base e do ácido.

### **PROCEDIMENTO 1 - DETERMINAÇÃO DA CAPACIDADE CALORÍFICA DO CALORÍMETRO**

Transfira 40 mL de água para um béquer. Anote a temperatura da água com precisão de décimos de grau Celsius. Transfira 40 mL de água para outro béquer e aqueça a água até cerca de 50 °C. Anote a temperatura da água quente e logo em seguida misture os dois volumes de água no calorímetro, provido de agitador e termômetro. Anote a temperatura final da mistura. Calcule, com desvios, a capacidade calorífica do calorímetro, levando em consideração o balanço térmico envolvido. Justifique os seus cálculos.

### **PROCEDIMENTO 2 - DETERMINAÇÃO DO CALOR DE NEUTRALIZAÇÃO**

Coloque em um béquer 40 mL de NaOH 1,0 mol.L<sup>-1</sup>. Em outro béquer adicione 40 mL de HCl 1,0 mol.L<sup>-1</sup>. Meça a temperatura das duas soluções e misture as duas soluções rapidamente no calorímetro, provido de termômetro e de agitador. Agite a solução e meça a temperatura máxima atingida. Construa uma tabela com os dados fornecidos pelo docente

e outra tabela com os resultados obtidos. A partir do balanço térmico calcule, com desvios, o calor liberado durante a transformação. Determine o calor de neutralização levando em conta a produção de 1,0 mol de água. Justifique os seus cálculos. Repita o experimento empregando soluções de igual concentração de NaOH e HNO<sub>3</sub>; KOH e HCl; KOH e HNO<sub>3</sub>. Construa uma tabela com os quatro valores obtidos para o calor de neutralização.

### **Pós-Relatório**

- Apresente uma tabela com os valores experimentais obtidos na determinação da capacidade calorífica do calorímetro.
- Apresente uma tabela com os valores experimentais obtidos na determinação do calor de neutralização para os quatro pares ácido/base estudados.
- A reação estudada é reversível ou irreversível? Avalie sob os pontos de vista da Termodinâmica Química e da Química Analítica e Justifique.

### **BIBLIOGRAFIA**

1. F. Daniels, J. W. Williams, P. Bender, R. A. Alberty, C. D. Cornwell e J. E. IJarriman, *Experimental Physical Chemistry*, McGraw-Hill, 1970. Livros Textos de Físico-Química.
2. Pastre, I. A.; Plicas, L. M. A.; Tiera, V. A. O.; Custódio Doi, J. V.; Agostinho, S. M. L. Reações ácido-base: conceito, representação e generalização a partir das energias envolvidas nas transformações. *Química Nova*, v. 35, 2072-2075, 2012.

## EXP 6 - Determinação da força eletromotriz (fem) da pilha de Daniell a várias concentrações de íons $Zn^{2+}$ e de $Cu^{2+}$

### OBJETIVOS

- Verificar que a fem de uma pilha depende das atividades das espécies que participam dos processos de eletrodo;
- Aplicar a equação de Nernst e comparar a fem medida experimentalmente com a calculada envolvendo as concentrações dos íons envolvidos;
- Discutir e aplicar os conceitos de atividade, coeficiente de atividade e eletrólito suporte;
- Determinar graficamente a fem padrão formal e compará-la com o seu valor padrão.

### INTRODUÇÃO

Dá-se o nome de força eletromotriz (fem) à diferença de potencial máxima de uma célula galvânica. Idealmente este valor seria obtido medindo-se a diferença de potencial da célula em um circuito em que a corrente que o atravessa é igual a zero. Na prática, o valor aproximado é obtido ligando-se os terminais da célula galvânica a um voltímetro de elevada resistência interna, da ordem de megaohms ( $M\Omega$ ). A fem de uma célula galvânica depende da natureza dos eletrodos, da atividade das espécies envolvidas nos processos de eletrodo, catódico e anódico, e da temperatura. Neste experimento será mantida a temperatura ambiente, admitida constante, e com o emprego da pilha de Daniell, será medida a sua fem, variando-se as concentrações de íons de zinco e de íons de cobre nas soluções. Será empregado o sulfato de sódio como eletrólito suporte: um eletrólito adicionado em alta concentração, que não participa dos processos de eletrodo, com o objetivo de manter os coeficientes de atividade dos íons constantes.

## PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Meça, com uma pipeta graduada de 10 mL: 1 mL, 2 mL, e 5 mL de solução  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  de sulfato (ou nitrato) de zinco e dilua em balões volumétricos de 50 mL, empregando na diluição uma solução  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  de sulfato de sódio ou nitrato de sódio, no lugar de água destilada. Repita o procedimento com uma solução  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  de sulfato de cobre em outros três balões volumétricos de 50 mL. Numere três béqueres, de 50 mL, de 1 a 3 e coloque em cada um deles cerca de 30 mL de uma das soluções de sulfato (ou nitrato) de zinco preparadas. Repita o procedimento para outros três béqueres de 50 ml enumerados de 4 a 6, colocando desta vez as soluções de sulfato (ou nitrato) de cobre. Prepare a ponte salina, enchendo um tubo de vidro em U, com solução  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  de sulfato de sódio ou nitrato de sódio e tampando as extremidades do tubo com algodão. Cuidado para que não se formem bolhas de ar no interior do tubo. Lixe muito bem as placas de zinco e de cobre, lave com água corrente e seque ao ar. Meça a fem das nove pilhas construídas com os pares zinco/íons zinco e cobre/íons cobre formados, tendo o cuidado de colocar a ponte salina ligando as meias células catódica e anódica, os eletrodos previamente lixados, bem como os fios com os jacarés. Ligue os terminais ao voltímetro Construa uma tabela, colocando em colunas, os pares: 1-4, 1-5, 1-6, 2-4, 2-5 2-6, 3-4, 3-5, e 3.6; as concentrações respectivas dos íons de zinco e de cobre; a relação de concentrações entre os íons de zinco e de cobre, e o valor correspondente da fem medida. Construa um gráfico da fem medida em função do logaritmo decimal da relação entre as concentrações de íons de zinco e de cobre. Determine graficamente a melhor reta e avalie o coeficiente linear e o coeficiente angular.

## **Pós-Relatório**

- Construa uma tabela com os resultados obtidos para a fem, a partir dos nove diferentes pares de soluções contendo íons zinco e íons de cobre(II).
- Construa o gráfico para a determinação da fem padrão formal e apresente os valores dos coeficientes linear e angular.
- Compare o valor da fem padrão formal obtido com o tabelado para a fem padrão e justifique seus resultados.

## **BIBLIOGRAFIA**

1. Agostinho, S.M.L; Isuyama, R (coordenadora) et al. Experiências sobre Equilíbrio Químico, IQUSP, GEEQuim - Grupo de Educação e Ensino de Química. IQUSP, 1985.
2. Atkins, P.W., "Physical Chemistry", Oxford University Press, 7th Ed., Oxford, 2002.
3. B. H. Mahan, Química um Curso Universitário, Edgar Blücher, 2010.

## EXP 7 - Decomposição Catalítica do Peróxido de Hidrogênio

### OBJETIVO

Estudo comparativo da decomposição de peróxido de hidrogênio na ausência e presença de catalisador.

### INTRODUÇÃO

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 hidrogênio 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:

**1° 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).

**2° Parte** - Verificação da decomposição da água oxigenada em solução aquosa contendo nitrato férrico (cerca de três horas).

**3° Parte** - Verificação da decomposição da água oxigenada em meio aquoso contendo nitrato

férrico e nitrato cúprico (catalisador e promotor).

**4° 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).

## 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:  $\text{KMnO}_4$  0,02 M; solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1 M; de nitrato férrico (0,05 M de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  + 0,4 M de  $\text{HNO}_3$ ); 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  $\text{HNO}_3$ ); solução 0,6% (2 volumes) de  $\text{H}_2\text{O}_2$  recém preparada.

## PROCEDIMENTO

**1° Parte** - Em um dos erlenmeyers de 125 mL colocar 75 mL de solução de  $\text{H}_2\text{O}_2$  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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1 M. Anotar o tempo exato em que retirou a 1° alíquota. Titular esta alíquota com solução 0,02 M de permanganato de potássio. Retirar nova alíquota a cada meia hora, fazendo um total de quatro titulações. Após a 1° titulação começar a 2° parte.

**2° Parte** - Em outro erlenmeyer de 125 mL colocar 75 mL de solução de  $\text{H}_2\text{O}_2$  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 1° Parte, realizando, neste caso, apenas duas titulações. Após a 1° titulação começar a 3° parte.

**3° Parte** - No outro erlenmeyer de 125 mL colocar 75 mL de solução de  $\text{H}_2\text{O}_2$  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, realizando duas titulações. Após a 1° titulação começar a 4° parte.

**4° Parte** - Em outro erlenmeyer de 125 mL colocar 75 mL de solução de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 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, realizando duas titulações.

### **Pós-Relatório**

- Construa uma tabela com os tempos envolvidos nos quatro experimentos bem como o número de mols de água oxigenada titulados em cada caso.
- Apresente as principais conclusões tiradas deste experimento.
- Explique o que significa “volume de uma solução de água oxigenada”. Apresente o resultado obtido para a solução original e compare com o rótulo comercial.

### **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, 149-152.

## EXP 8 - O Transporte de Massa em Processos de Corrosão Metálica

### OBJETIVOS

- Verificar, experimentalmente, o efeito da convecção forçada na velocidade de corrosão do cobre quando um dos processos é controlado por transporte de massa.
- Calcular a velocidade de corrosão do cobre por íons Fe(III), empregando o ácido sulfúrico como eletrólito de suporte.
- Fixar os diferentes tipos de transporte de massa: a difusão, a convecção e a migração.
- Verificar experimentalmente o efeito da concentração de íons Ferro (III) na velocidade de corrosão do Cobre mantendo-se constante a condição de convecção forçada na solução.

### INTRODUÇÃO

Os processos que ocorrem em interfaces metal/solução apresentam o transporte de massa como uma etapa importante sob o ponto de vista cinético. Nos estudos da cinética eletroquímica, o transporte de massa pode ser a etapa lenta do processo e, via de regra, sob duas condições experimentais ele pode ser um processo mais lento do que a etapa de transferência de carga: quando a concentração da espécie é muito baixa, da ordem de  $mmol.L^{-1}$ ; quando se aplica um potencial muito afastado do potencial de equilíbrio, isto é, a elevadas sobretensões catódicas ou anódicas, condição sob a qual a reação de transferência de carga é rápida. Em processos de corrosão metálica, o transporte de massa do oxigênio do ar é um exemplo de processo catódico em que a etapa lenta é a difusão do oxigênio (o oxidante) do meio da solução (onde a sua solubilidade é baixa) até a superfície do metal. O transporte de massa pode se dar por difusão, migração e convecção. Na difusão, o fluxo de massa ocorre em virtude de um gradiente de concentração, causado pelo consumo do reagente oxidante

presente em solução ou pela produção do íon metálico na superfície do eletrodo. Estes processos acarretam diferenças de concentração entre a interface, onde ocorre a corrosão, e o meio da solução. Difundem as espécies participantes do processo de eletrodo sejam elas íons ou moléculas, reagentes e/ou produtos. Na migração, o transporte de massa é devido a um gradiente de potencial elétrico na interface carregada. Migram íons, cátions e ânions, sejam eles reagentes, produtos ou não. O transporte por convecção se dá em virtude da movimentação macroscópica do fluido e pode ser causada por gradientes de temperatura (convecção natural) ou por agitação da solução ou do próprio eletrodo (convecção forçada).

## **PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL**

### **Parte A - Efeito da convecção forçada.**

De posse de 2 béqueres de 500 mL, coloque em cada béquer cerca de 300 mL da solução  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  de ácido sulfúrico contendo íons Fe(III) em concentração igual a  $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ . No béquer 1 realize o experimento sem agitar a solução enquanto que no béquer 2, empregue um agitador magnético e aplique uma agitação constante na solução, evitando a formação de vórtex. As amostras de cobre metálico devem estar presas por um fio de nylon. Lixe bem as duas placas de cobre, lave em água corrente e seque com um jato de ar. Pese as placas em balança semi-analítica. Realize os experimentos por 45 minutos, após a imersão total das placas nas soluções corrosivas. Pese as chapas após os experimentos depois de terem sido lavadas e secas. Repita o experimentos nas duas condições tendo os mesmos cuidados iniciais com as chapas de cobre, procure empregar a mesma velocidade de agitação. Construa uma tabela com os dados do experimento: massas iniciais e finais das placas, posição do agitador, temperatura do experimento, composição da solução empregada. Calcule as velocidades de corrosão do cobre nos 4 experimentos em  $\text{mg/cm}^2\text{s}$ . Calcule a área total dos eletrodos desprezando as áreas laterais e inclua na tabela os valores obtidos em cada caso (sem e com convecção).

## Parte B - Efeito da concentração de íons Ferro (III)

Repita todo o experimento descrito na Parte A mostrando o sistema sob agitação magnética e utilizando uma concentração de íons Ferro (III)  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ . Prepare estas soluções diluindo a solução original de nitrato férrico em ácido sulfúrico  $0,05 \text{ mol}^{-1}$ .

### Pós-Relatório

- Construa uma tabela com os valores de perda de massa, dimensões das placas, área total (excluídas as áreas correspondentes às espessuras da chapa) especificando se foi com ou sem agitação.
- Descreva os quatro oxidantes presentes em solução e diga quais os impedimentos termodinâmicos ou cinéticos que fazem com que o íon férrico seja considerado e os outros não?
- Que conclusões podem ser tiradas do experimento 4?

### BIBLIOGRAFIA

1. Agostinho, S.M.L.; Villamil, R.F.V.; Aranha, H.; Agostinho Neto, A. “O eletrólito suporte e suas múltiplas funções em processos de eletrodo”, Química Nova, São Paulo, v.27, n.5,p 813 a 817 2004.
2. Fellipe Jr., O.; Aranha, H.; Agostinho, S. M. L. “O transporte de massa em estudos de corrosão” XVIII Congresso Brasileiro de Corrosão, 1995, Rio de Janeiro, RJ, v.1, 676-686.
3. Jordan, I. Eletroquímica - apostila do Curso de Pós-graduação - IQUSP - 1990.