

NORMAS GERAIS

Docentes: Prof. Dra. Paola Corio (Bloco 4 Inferior)
Prof. Dr. Paulo Sérgio Santos (Bloco 4 Inferior)
Prof. Dr. Roberto M. Torresi (Bloco 5 Inferior)

Aulas Práticas: Laboratório Didático de Físico-Química (Bloco1 Superior)

Organização: De acordo ao cronograma.

Avaliação: R = Relatórios – P = Prova

MR = média aritmética dos relatórios

MP = média aritmética das provas

$$A = \frac{(2 MR+3MP)}{5} \geq 5$$

Pretende-se, neste curso, que o aluno entre em contato com alguns métodos físico-químicos, dando-se ênfase ao entendimento dos métodos utilizados, à instrumentação e à análise dos resultados obtidos, em especial à análise das possíveis fontes e ao tratamento de erros. Durante o curso serão abordados e ilustrados, também, alguns conceitos fundamentais da Físico-Química.

O curso consta de dois ciclos de experiências que serão feitas em grupos, num sistema de rodízio. O calendário das experiências estará fixado no laboratório desde o início do semestre letivo. O aluno deverá entrar no laboratório para a prática com o completo entendimento das teorias e procedimentos envolvidos na experiência, o que será verificado pelas atividades pré-lab. Ao final da aula o grupo deverá deixar limpo todo o material utilizado.

O que será avaliado?

Atividades pós-lab (R) Cada experimento terá uma atividade pós-laboratório distinta, identificada no roteiro da prática:

- **Relatórios completos (R):** O relatório consistirá dos objetivos da experiência, deverão constar também a apresentação dos resultados obtidos no experimento e o tratamento de dados associados a eles com a sua respectiva conclusão. O relatório será em dupla e **deverá ser logo depois de finalizada a prática (máximo de 4 folhas)**.
- Gostaríamos de lembrar que todos os dados experimentais devem ser tabelados com os devidos algarismos significativos, erros e unidades. Do mesmo modo, os cálculos efetuados precisam estar acompanhados dos seus devidos erros. A discussão dos resultados, a comparação dos dados com a literatura e a bibliografia consultada também são informações importantes que deverão constar no relatório, além das equações envolvidas e das tabelas e dos gráficos representativos dos resultados. O material para tratamento de erros será disponibilizado no site da disciplina.

Prova (P): Conhecimento mais aprofundado, cálculos, explicações e fundamentos teóricos dos experimentos realizados, assim como de extrapolações dos conceitos aplicados em outros contextos. Serão realizadas duas provas, uma no meio do curso e outra ao final do curso. As provas serão de 25 perguntas envolvendo os laboratórios desenvolvidos no ciclo e as perguntas serão de escolha múltipla.

*******IMPORTANTE:**

- A reposição de um (1) laboratório será permitida somente em caso de falta justificada (morte na família, motivo de saúde e acidente).
- Está prevista uma prova substitutiva para os alunos que não tiverem comparecido a uma das duas provas, por motivo justificado, e com a devida apresentação de um comprovante de justificativa para a sua ausência.
- Esta disciplina não contempla o sistema de prova de recuperação.
- A lista de presença será passada e poderá ser assinada até meia hora após o início da aula. Após este horário, a participação no experimento não será permitida.

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.

OBRAS DE INTERESSE PARA COMPARAÇÃO DE PROPRIEDADES QUÍMICAS E FÍSICAS

1. D.R. Lide (Coord) Handbook of Chemistry and Physics, CRC. Boca Raton, Florida.
 2. N.A. Lange, Handbook of Chemistry, McGraw-Hill Book Co.
 3. International Critical Tables, McGraw-Hill Book Co.
 4. J. Timmermans, The Physico-Chemical Constants of Binary Systems in Concentrated Solutions, Interscience Publishers, Inc.
 5. The Merck Index.
 6. An Advanced Treatise on Physical Chemistry, J.R. Partington, vol I a V.
 7. Tables Annuelles de Constantes et Données Numeriques.
 8. J.Timmermans, The Physical-Chemical Constants of Pure Organic Compounds, 1950.
 9. A. Weissberger, Organic Solvents, in Techniques of Organic Chemistry Interscience Pub. Inc., N.Y. 1955, vol. VII.
-

Segundo Ciclo

PRÁTICA E: ADSORÇÃO EM SOLUÇÃO

O objetivo desta experiência é a determinação quantitativa da adsorção do ácido acético em carvão ativo.

INTRODUÇÃO

Certos sólidos apresentam a propriedade de reter moléculas na sua superfície (adsorção). Esta propriedade pode ser bastante acentuada no caso de materiais porosos ou finamente divididos. As forças envolvidas na adsorção podem variar desde as de natureza puramente física (adsorção física) até as de natureza química (adsorção química).

A adsorção física ocorre com forças intermoleculares envolvendo dipolos permanentes, dipolos induzidos e interações quadrupolo entre adsorvente e espécie a ser adsorvida (adsorbato). Envolve forças de Van der Waals ou forças de valência secundária. Químiossorção por outro lado, envolve uma interação química com transferência de elétrons entre adsorventes e adsorbato. As espécies adsorvidas são ligadas por força de valência que são as mesmas que ligam os átomos numa molécula.

O processo de adsorção não é um processo estático, mas de equilíbrio dinâmico entre moléculas que são adsorvidas e moléculas que são desorvidas. Este equilíbrio depende da temperatura, isto é, a adsorção pode aumentar ou diminuir com a temperatura, o que depende da constante de equilíbrio de adsorção. Se a variação de entalpia de adsorção for positiva, isto é, se o processo for endotérmico, a adsorção cresce com a temperatura. Ao contrário, se o processo de adsorção for exotérmico, a constante de equilíbrio diminui com o aumento da temperatura, isto é, a adsorção se torna menor.

Em sistemas simples pode-se traçar uma curva de concentração de soluto na fase sólida em função da concentração de soluto na fase líquida. O perfil desta curva dá uma indicação do tipo de adsorção envolvida no processo. A atribuição de modelos matemáticos a estas curvas nos permite obter informações adicionais referentes aos mecanismos e processos envolvidos. Há vários tipos de isotermas, existindo vários mecanismos e equações propostas. Uma isoterma simples com alguma base teórica e aplicável em adsorção em superfícies homogêneas com pouca interação entre as moléculas adsorvidas (soluto diluído) é a **Isoterma de Langmuir**.

A Isoterma de Langmuir é caracterizada por uma aproximação monotônica de uma quantidade limite de adsorção, e que se presume corresponder à formação de uma monocamada. Ela corresponde a um tipo de adsorção altamente idealizado, onde são feitas as seguintes hipóteses:

- As moléculas são adsorvidas em pontos discretos da superfície que são chamados sítios de adsorção;
- A energia de uma espécie adsorvida é a mesma em qualquer ponto da superfície e é independente da presença ou ausência de moléculas adsorvidas na vizinhança, isto é, a superfície é completamente uniforme sob o ponto de vista energético;
- A quantidade máxima possível de adsorção é a que corresponde à monocamada. A adsorção é localizada e ocorre por colisão de moléculas com sítios vazios.

O modelo matemático associado a este tipo de Isoterma é:

$$\frac{x}{m} = \frac{N_m Kc}{1 + Kc}$$

Ou

$$\frac{c}{x/m} = \frac{1}{N_m \cdot K} + \frac{c}{N_m}$$

Onde **x** é o número de mols do soluto adsorvido por **m** gramas de adsorvente em equilíbrio com o soluto de concentração **c**. A constante **N_m** é o valor da saturação da monocamada em mols por grama

e não depende da temperatura na ausência de interferência do solvente. A constante **K**, **constante de equilíbrio de adsorção**, relaciona a adsorção específica (**x/m**) com a concentração na faixa de concentração muito diluída. O valor de **K** pode ser relacionado com a variação de entalpia de adsorção, e a teoria termodinâmica mostra que um gráfico de **log K** vs. **1/T** onde **T** é a temperatura absoluta deve dar uma linha reta para sistema simples, em que se admite que a variação da entalpia de adsorção independe da temperatura, no intervalo de temperatura considerado.

A Isoterma de Langmuir descreve a adsorção em monocamada, isto é, o comportamento esperado para adsorção química, mas falha quando a concentração aumenta e começa a formação de multicamadas de adsorção, comportamento esperado na adsorção física.

Em casos de sítios não uniformes o processo pode ser descrito pela Isoterma de Freundlich. O modelo matemático associado a esta Isoterma é:

$$\frac{x}{m} = kc^{1/n}$$

- **x** = massa do material adsorvido (g);
- **m** = massa do material adsorvente (g);
- **c** = concentração da solução (g.L⁻¹) em equilíbrio com o material adsorvido;
- **n** = parâmetro empírico. Valores de n na faixa de 1 < n < 10 indicam adsorção favorável.
- **k** = constante de Freundlich que se relaciona com a capacidade de adsorção e depende da temperatura.

A equação acima pode ser escrita na forma logarítmica de modo que um gráfico de **log (x/m)** em função de **log c** deverá dar uma reta cujos coeficientes angular e linear permitem determinar, respectivamente, **n** e **k**.

Devido ao fato da capacidade de adsorção variar enormemente com a natureza do material adsorvido, um soluto pode ser adsorvido seletivamente a partir de uma mistura, tornando o fenômeno de adsorção importante em processos de cromatografia, catálise, purificação de gases e soluções, etc. É bem conhecido o uso de coluna de carvão ativo em filtros domésticos para eliminar o cheiro e “gosto de cloro” da água.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL.

Preparar soluções de ácido acético de diferentes concentrações adicionando em balões volumétricos de 100 mL, com o auxílio de uma bureta, respectivamente 20,0 mL, 16,0 mL, 12,0 mL, 8,0 mL e 4,0 mL de ácido, completando com água destilada até a marca. Transferir cada solução para um erlenmeyer de 250 mL contendo 1,00 g de carvão ativo, previamente adicionado. Agitar as soluções durante 40 minutos num agitador mecânico.

Para cada concentração, filtrar a solução, tendo o cuidado de lavar inicialmente o papel de filtro com cerca de 25 mL da própria solução (o filtro adsorve ácido acético e com esta operação, se admite que ele se torna saturado no ácido). Descartar este filtrado. Fazer em seguida a filtração do restante da solução. Retirar com uma pipeta uma alíquota de (5,0 mL ou 25 mL, dependendo da concentração) da solução filtrada e titular com hidróxido de sódio 0,100 mol.L⁻¹. É conveniente começar titulando as soluções mais diluídas, para definir melhor o volume de solução a ser utilizado, começando com 25 ml.

TRATAMENTO DE DADOS.

A massa total de ácido acético em cada solução é calculada dos dados das soluções originais. A titulação fornece a massa de ácido acético que permanece em 100 mL de solução, após a adsorção pelo carvão ativo. A diferença das duas massas é o valor da massa de ácido acético adsorvida pela massa de carvão.

A concentração **c** da solução (ácido que permanece na solução) é calculada a partir da titulação com hidróxido de sódio.

Construa um gráfico de **x/m** em função destas concentrações e analise o resultado segundo o tipo de adsorção obtido. Construa os gráficos necessários para determinar se alguma Isoterma pode ser associada a estes resultados, calculando as constantes envolvidas nestas isotermas.

BIBLIOGRAFIA.

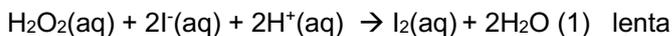
1. F. Daniels, J. W. Williams, P. Bender, R. A. Alberty, C. D. Cornwell e J. E. Harriman, Experimental Physical Chemistry, McGraw-Hill, 1970.
2. D. P. Shoemaker, C. W. Garland, J. I. Steinfeld e J. W. Neibler, Experiments in Physical Chemistry, McGraw-Hill, 1996.
3. A. W. Adamson, Physical Chemistry of Surfaces, John Wiley and Sons, Inc., 1990.

PRÁTICA F: A REAÇÃO RELÓGIO IODETO/IODO

Objetivos: Determinar a lei de velocidade e a energia de ativação de uma reação química

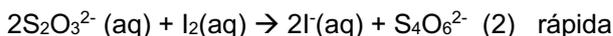
Introdução

Neste experimento será estudada a reação de oxidação do íon iodeto pelo peróxido de hidrogênio (água oxigenada), em meio ácido, produzindo iodo e água. A equação iônica que descreve o processo é dada por:



O iodo, embora seja molecular e apolar, portanto pouco solúvel em água, na presença do íon iodeto forma o complexo I_3^- , solúvel, de cor marrom.

Esta reação é relativamente lenta, mas pode ser acompanhada pela reação entre o iodo formado e o íon tiosulfato, produzindo o íon iodeto e o íon tetrionato, de acordo com a reação (2)



Este é um exemplo de reação relógio. Adiciona-se uma quantidade conhecida de tiosulfato de sódio, à solução contendo iodeto de potássio e peróxido de hidrogênio. À medida que o iodeto for consumido na primeira reação, o iodo formado rapidamente será reduzido a iodeto. Quando todo o íon tiosulfato reagir, o indicador amido mostrará a cor azul escuro, resultante da formação do complexo I_3^- - amido. É possível, conhecida a quantidade de tiosulfato gasta, saber quanto de iodo foi produzido, no intervalo de tempo decorrido, e a partir destes dados, calcular a velocidade da reação descrita pela equação (1).

Os tempos decorridos serão suficientemente pequenos, para que se possa admitir que a velocidade instantânea, dc/dt , seja igual à velocidade média da reação, dada pelo quociente variação da concentração/intervalo de tempo decorrido.

É importante lembrar que a lei de velocidade é obtida experimentalmente e que a ordem da reação em relação a cada reagente não corresponde à estequiometria da reação, mas ao mecanismo através do qual a reação ocorre. Mesmo reações bimoleculares podem apresentar uma equação cinética diferente da sua estequiometria.

Objetivo: Determinação da lei de velocidade e energia de ativação de uma reação química.

Materiais: Cronômetro, banho de aquecimento (um para cada temperatura), erlenmeyer 250 mL (um para cada ensaio) e béquer 50 ml, termômetro, medidor de pH, soluções de 0.050 M KI, 0.050 M de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, tampão (pH 4.7), 0.30 M ácido acético, 0.80 M de H_2O_2 e solução de amido.

Procedimento experimental:

OBS: Neste experimento cada dupla será responsável por fazer o experimento em uma determinada temperatura, gerando dados que serão analisados em conjunto.

1. As duplas devem se organizar e preparar 1L da solução de KI 0.050 M e 100 mL da solução de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0.050 M a partir de seus sais.
2. Cada dupla deve, para sua temperatura de trabalho escolhida (30, 45, 55 e 65° C), preparar 6 erlenmeyers, numerando-os de 1 a 6 e adicionando os reagentes especificados na tabela 1.
3. Determine o pH das soluções de cada um dos frascos e registre na tabela de resultados. Lembre-se de lavar o eletrodo entre uma medida e outra para evitar contaminações.
4. Os frascos devem ser colocados no banho por 15 min ou até a temperatura entrar em equilíbrio, o que será monitorado pelo termômetro. Certifique-se de que a temperatura entre os frascos se encontra no intervalo de $\pm 0.5^\circ \text{C}$ e as registre na tabela de resultados.
5. Em um béquer separado, meça a quantidade indicada de peróxido de hidrogênio para o primeiro ensaio e, de uma só vez, adicione esta solução ao frasco correspondente, acionando o cronômetro imediatamente.
6. Registre o tempo necessário, em segundos, para a mudança de coloração e anote na tabela de resultados.

- Repita os passos 5 e 6 para cada um dos ensaios. Faça a medida de um frasco de cada vez, já que as reações são rápidas e é necessário atenção para não perder o tempo de virada e ter que repetir o ensaio.

Tabela 1: Volumes iniciais dos reagentes.

Exp	volum e de H ₂ O (mL)	volume de KI 0.050 M (mL)	volume de Na ₂ S ₂ O ₃ 0.050 M (mL)	volume de amido (mL)	volume de tampão pH 4.7 (mL)	volume ácido ou base (mL)	*volume de H ₂ O ₂ 0.80 M adicionado ao bequer (mL)
1	125	25,0	5,0	5,0	30,0	0	10,0
2	100	50,0	5,0	5,0	30,0	0	10,0
3	115	25,0	5,0	5,0	30,0	0	20,0
4	100	25,0	5,0	5,0	30,0	25 HOAc	10,0
5	100	25,0	5,0	5,0	30,0	25 HCl	10,0
6	100	25,0	5,0	5,0	30,0	25 NaOH	10,0

*ADICIONE H₂O₂ SOMENTE QUANDO FOR MEDIR O TEMPO DE REAÇÃO.

Análise dos dados:

- Utilize uma planilha para realizar todos os cálculos de forma dinâmica. Essa planilha será necessária para estimar as incertezas e analisar as etapas críticas do experimento.
- Calcule a concentração de todos os reagentes imediatamente após a adição da solução de peróxido de hidrogênio (volume final de 200 mL). Obtenha a concentração de H⁺ a partir do valor de pH registrado.
- Obtenha a velocidade da reação dada por: $v = \frac{1}{2} \frac{[S_2O_3^{2-}]_{\infty} - [S_2O_3^{2-}]_t}{\Delta t}$. (eq. 1)
- Determine a ordem da reação global e em relação a cada um dos reagentes, se baseado nas mudanças de concentração entre ensaios, considerando a lei cinética da reação como $v = k[A]^X[B]^Y[C]^Z$. Para tanto considere que, $X = \frac{\log \frac{v_1}{v_2}}{\log \frac{[A]_1}{[A]_2}}$, (eq. 2) onde os índices 1 e 2 representam dois ensaios distintos. Os valores devem ser calculados com três algarismos significativos e somente depois arredondados para o valor inteiro mais próximo.
- Utilizando os valores de velocidade, concentração e ordem de reação obtidos, calcule o valor da constante de velocidade k para todos os ensaios e obtenha a média dos valores para cada temperatura. Se possível faça os cálculos no próprio laboratório, já que essa etapa pode indicar se houve erros nas determinações.
- De posse dos valores médios de k obtidos para cada temperatura, faça um gráfico de lnk por 1/T e obtenha o valor de energia de ativação (Ea) e do fator pré-exponencial de Arrhenius (A) para a reação estudada.

Orientação para o relatório:

- Apresente os resultados obtidos por todas as duplas em uma única tabela, contendo, para cada um dos ensaios, todas as informações da tabela 1, o pH, a temperatura e os tempos de reação medidos, assim como as concentrações, velocidades e constantes de velocidade calculadas.
- Apresente o gráfico de lnk por 1/T e os parâmetros Ea e A. Compare o valor de Ea com a energia térmica disponível. O que representa o fator A obtido?
- Escreva todas as equações químicas envolvidas no experimento.
- Comparando a lei cinética obtida com a equação química, o que podemos afirmar sobre o mecanismo da reação.
- Mostre como obter as eq. 1 e 2 apresentadas.
- Qual é o papel do amido na reação? E quanto ao ácido? Relacione com a ordem de reação encontrada. O que o experimento que utiliza NaOH tenta ilustrar?
- Explique por que sempre a mesma quantidade de tiosulfato de sódio foi utilizada.

8. Utilize a planilha para discutir a importância da determinação acurada do tempo nas grandezas calculadas. Por exemplo: Qual a importância de uma variação de cinco segundos nas grandezas determinadas? Todos os ensaios seriam afetados da mesma forma, independentemente das concentrações de reagentes e da temperatura?
9. Proponha uma modificação para aprimorar o experimento.

Referências:

1. <http://ocw.mit.edu/courses/chemistry/5-302-introduction-to-experimental-chemistry-january-iap-2005/labs/> acessado em 22/02/2012. (experimento similar)
2. D. A. McQuarrie e J. D. Simon; *“Physical Chemistry, a molecular approach”*, 1 ed, 1997 University Science Books, Sausalito, California, cap. 28-29.
3. R. F. Teófilo, P. C. Braathen e M. M. M. Rubinger; *“Reação Relógio Iodeto/Iodo com Material Alternativo de Baixo Custo e Fácil Aquisição”*, Química Nova na escola, 16, 2002, 36-40. (trata da reação relógio, disponível em <http://qnesc.sbq.org.br/o>

PRÁTICA G: TENSÃO SUPERFICIAL E DETERMINAÇÃO DA CMC

OBJETIVO

Estudo da variação da tensão superficial da água pela adição de um agente tenso-ativo. A determinação da concentração micelar crítica de uma substância tenso-ativa, excesso superficial na interface e energia livre de Gibbs de micelização no estado padrão (ΔG_{mic}^0).

INTRODUÇÃO

As moléculas situadas no interior de um líquido estão, em média, sujeitas a forças de atração iguais em todas as direções, ao passo que as moléculas situadas na superfície de separação líquido-ar (ou na interface entre dois líquidos imiscíveis) estão submetidas a forças de atração não balanceadas com uma força resultante no sentido do interior da fase líquida.

O módulo dessa força atuando perpendicularmente a uma unidade de comprimento de uma linha na superfície é chamada de tensão superficial do líquido. No sistema CGS a dimensão é dina.cm⁻¹ e no SI é N.m⁻¹.

Atividade superficial é a tendência que algumas substâncias apresentam de se localizarem preferencialmente na superfície de um líquido (ou na interface de dois líquidos). As substâncias tenso-ativas são constituídas por um grupo polar ou iônico (a cabeça), solúvel em líquidos polares como por exemplo a água, e por um grupo não polar (a cauda), geralmente uma cadeia hidrocarbônica, solúvel em solventes não polares como por exemplo óleo. A solubilidade de uma substância tenso-ativa depende quase que exclusivamente da polaridade introduzida na molécula por cátion, ânion, ânion ou grupos polares. Os agentes tenso-ativos podem ser classificados em: aniônicos, catiônicos, anfóteros e não-iônicos. Esta classificação é baseada no comportamento de dissociação iônica e na maneira em que ocorre a migração da parte representativa do tenso-ativo durante uma eletrólise. Tenso-ativos que contenham grupo polar carboxilato, também são chamados de sabões, enquanto que tenso-ativos com qualquer outro grupo polar recebem a denominação de detergentes.

Agentes tenso-ativos ao se dissolverem em água se alojam preferencialmente na interface aquosa, ocasionando uma quebra da estrutura da água e conseqüentemente a diminuição de sua tensão superficial. O aumento da sua concentração na camada interfacial ocorre até atingir uma saturação. A partir deste ponto, a adição de mais tenso-ativo não provoca mais um abaixamento da tensão superficial da água, mas sim a formação de agregados. Estes agregados constituídos de 50 a 100 moléculas de tenso-ativos apresentam uma forma aproximadamente esférica e é chamada de micela.

A menor concentração de detergente que resulta num valor mínimo de tensão superficial da água é conhecida como **Concentração Micelar Crítica (cmc)**, sendo esta uma propriedade característica da substância utilizada. A **cmc** depende principalmente da temperatura, da repulsão eletrostática entre as cabeças polares da molécula, da energia interfacial hidrocarboneto-água, e da tendência do solvente de formar pontes de hidrogênio.

A concentração superficial de excesso (expressa em mol.m⁻²) na interface líquido-ar na região da cmc pode ser calculada pela equação:

$$\Gamma = -\frac{1}{RT} \left(\frac{\partial \gamma}{\partial \ln c} \right)$$

A área superficial ocupada pela cabeça polar de uma molécula de tenso-ativo na interface

$$A = \frac{1}{\Gamma}$$

líquido-ar pode ser estimada pela equação acima.

Lembrando-se que a cmc corresponde ao equilíbrio dinâmico entre monômeros livres e auto-

$$\Delta G_{mic}^0 = RT \ln cmc$$

associados, a variação da energia livre de Gibbs de micelização no estado padrão pode ser obtida pela equação anteriormente apresentada.

Os agentes tenso-ativos apresentam diversas propriedades: umectante, dispersante, emulsionante, detergentes, lubrificante, anti-estático, amaciante, entre outras. A predominância de uma dessas propriedades numa substância tenso-ativa, depende da natureza e do balanceamento dos grupos polares e não polares na molécula, sendo, portanto empregados nos mais diversos campos da atividade humana, como por exemplo: na agricultura, como auxiliar de formulação de dispersões de defensivo agrícola; na indústria alimentícia, como emulsionante de gordura e óleo; na indústria farmacêutica, como emulsionante de princípios ativos; na indústria de cosméticos, como umectante e dispersante na formulação de cremes e pastas; na indústria de tintas, na obtenção de dispersões de polímeros, pigmentos e cargas; em artigos de limpeza, na formulação de limpadores, desengraxantes; e etc.

MATERIAL

2 placas de petri; 2 funis; 6 balões volumétricos de 50 mL; 1 balão volumétrico de 100 mL; Tensiômetro de Du Nouy, com anel e pinça.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Meça a tensão superficial da água destilada utilizando o seu equipamento. Você deverá utilizar este valor para calibrar o tensiômetro.

Tensiômetro de DuNouy

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 mergulhando-o em água.

Medida de tensão superficial: 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 se encoste ao 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.

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:

$$F = \frac{\gamma_{H_2O-Literatura}}{\gamma_{H_2O-medido}}$$

Estarão disponíveis diferentes concentrações de um mesmo soluto tenso-ativo. Verifique qual o tenso-ativo disponibilizado e repita o procedimento de medição da tensão superficial para cada uma das soluções.

TRATAMENTO DE DADOS.

Para calcular a tensão superficial real das soluções do detergente, usar a tensão superficial da água destilada, na temperatura de operação (dado da literatura) para calibrar a escala do aparelho. Gere um fator de correção que deverá ser aplicado a todas as medidas.

Construir os gráficos da tensão superficial em função da concentração da solução do detergente (γ x **C**) e (γ x **ln C**) e determinar o valor da CMC.

Calcule o excesso superficial do tenso-ativo e a área ocupada pela cabeça polar na cmc. Estime a área da cabeça a partir dos tamanhos e ângulos e de ligação tabelados e faça uma crítica sobre o valor encontrado para a área ocupada considerando a sua natureza química.

Calcule a energia livre de Gibbs de Micelização obtido para este processo e discuta este valor lembrando que o processo de micelização pode ser analisado como uma reação simples de associação.

Compare diversos valores obtidos com dados obtidos em literatura.

QUESTÕES.

1. Qual o erro do valor da CMC por esse método?
2. Como uma impureza que se alojasse preferencialmente na interface influenciaria nas medidas de tensão superficial? Como uma impureza completamente solúvel em água influenciaria na medida de tensão superficial?
3. Qual o efeito da temperatura sobre a CMC?

BIBLIOGRAFIA.

1. A. Wood, J. Chem. Educ., 49, 161-163 (1972)
2. D.J. Shaw, "Introdução à Química dos Colóides e Superfícies", Ed. USP, 1975.
3. F. Daniels et al., "Experimental Physical Chemistry", 7th ed., McGraw-Hill Book Co, N.Y., 1970.
4. D.P. Shoemaker, C.W. Garland & J.W. Nibler, "Experiments in Physical Chemistry", McGraw-Hill Book Co., 5th Ed., N. York, 1989.
5. P. W. Atkins. Physical Chemistry, 5th ed. Oxford University Press, 1994.
6. Galgano, P. D., El Seoud, O. A., J. Colloid Interface Sci., 2010, **345**, 1.
7. Rosen, M.J. *Surfactants and Interfacial Phenomena*, 2^a ed., Hoboken: Wiley-Interscience, 2004.

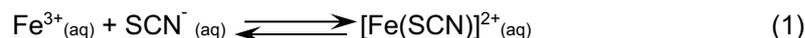
PRÁTICA H: DETERMINAÇÃO DE UMA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO DE COMPLEXAÇÃO

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

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 são de 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:



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 (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 Beer-Lambert, 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), ϵ é a absorvidade molar, c a concentração em mols por litro e b o caminho óptico (espessura do meio atravessado pela radiação) em cm.

A absorvância, A , é definida por: $A = \log \frac{I_0}{I}$ ou seja, $A = -\log T$ onde $A = \epsilon bc$. 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 cubeta de mesmo caminho óptico.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Determine o 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 (HNO_3) $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Meça a absorvância dessa solução nos comprimentos de onda disponíveis no espectrofotômetro. Para acertar 0% de absorvância, 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 HNO_3 $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Selecione o comprimento de onda no qual o valor de absorvância é máximo.

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 HNO_3 $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Balão	$Fe(NO_3)_3$ $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ (em HNO_3) (mL)	$KSCN$ $0,002 \text{ mol.L}^{-1}$ (em 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 0 de absorvância; ** solução padrão já preparada.

Fixe o comprimento de onda escolhido e meça as absorvâncias das cinco soluções.

Determinação das concentrações do complexo no equilíbrio.

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

Balão	Fe(NO ₃) ₃ 0,002 mol.L ⁻¹ (em HNO ₃) (mL)	KSCN 0,002 mol.L ⁻¹ (em HNO ₃) (mL)	HNO ₃ 0,1 mol.L ⁻¹ (mL)
6	10,0	2,0	8,0
7	10,0	4,0	6,0
8	10,0	6,0	4,0
9	10,0	8,0	2,0
10	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 Fe(NO₃)₃ 0,002 mol.L⁻¹ diluídos a 20 mL com HNO₃ 0,10 mol.L⁻¹) para acertar 0 de absorbância.

Faça uma apreciação sobre os valores obtidos para K_{eq}, comparando com o valor encontrado na literatura (ref. 3). Discuta as possíveis causas de erro. Apresente o valor médio da K_{eq} e o seu desvio médio.

Para a determinação da constante de equilíbrio da reação Fe³⁺ + SCN⁻ = [Fe(SCN)]²⁺, tem-se então:

$$[\text{SCN}^-]_{\text{equil}} = [\text{SCN}^-]_{\text{inicial}} - [\text{Fe}(\text{SCN})]_{\text{equil}}^{2+}, \quad [\text{Fe}^{3+}]_{\text{equil}} = [\text{Fe}^{3+}]_{\text{inicial}} - [\text{Fe}(\text{SCN})]_{\text{equil}}^{2+} \text{ e}$$

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

onde, [Fe(SCN)]²⁺ pode ser obtida do gráfico, conhecida a absorbância, [Fe³⁺] e [SCN⁻] são calculados. Lembre de levar em conta as diluições no cálculo das concentrações dos reagentes.

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 nº 17, pág. 119, 1964.