

UNIVERSIDADE FEDERAL DE MINAS GERAIS



Departamento de Química – ICEX
Curso de Licenciatura em Química
Modalidade Educação a Distância

Físico-Química Experimental II

Roteiros de aulas práticas

Amary Cesar

Wellington Ferreira Magalhães

– 2011 –

Apresentação

Mais uma etapa do curso é iniciada. Nesta disciplina Físico-Química II Iremos realizar algumas investigações experimentais sobre o comportamento do equilíbrio de fases, um equilíbrio químico e aspectos introdutórios de eletroquímica. A teoria que fundamenta e elucida estes esses tópicos são desenvolvidos e estudados na disciplina Físico-Química II.

Serão realizados experimentos simples para se determinar a distribuição de um sólido entre dois líquidos imiscíveis (aula 1), o equilíbrio de fases em um sistema formado por dois líquidos parcialmente miscíveis (aula 2), o equilíbrio sólido-líquido em uma mistura eutética (aula 3), equilíbrio líquido-vapor em uma misturas azeotrópicas (aula 4), a determinação da constante de equilíbrio da hidrólise do acetato de etila (aula 5) e a determinação do potencial padrão de uma célula eletroquímica de cobre-zinco (aula 6).

Estas aulas práticas foram exaustivamente testadas durante vários anos nos laboratórios de ensino do Departamento de Química do ICEx da UFMG. Muitos alunos, não só do curso de Química, mas também dos cursos de Engenharia Química, Engenharia Metalúrgica, Engenharia de Minas, Geologia e Farmácia já realizaram as atividades propostas neste livro.

Os autores deste texto selecionaram os trabalhos experimentais mais relevantes, e sincronizados com conteúdo teórico da disciplina Físico-Química II e adaptá-los ao programa de Ensino a Distância do curso de Licenciatura em Química. Nessa adaptação, foram mantidos rigorosamente o nível e o conteúdo exigido para as atividades programadas, mantendo-se, assim, uma equivalência ótima entre as disciplinas de Físico-Química do curso de Química nas modalidades de Ensino a Distância e o tradicional ensino presencial. A elaboração dos roteiros originais das práticas, em que se baseiam o conjunto de aulas deste livro, teve a contribuição de muitos professores do Setor de Físico-Química do Departamento de Química da UFMG.

Para o melhor aproveitamento desta disciplina, os livros *Físico-Química* Volume I, Peter Atkins e Julio de Paula, 8ª edição, 2008, LTC Editora, e *Manual de Trabalhos Práticos de Físico-Química*, Clotilde O. B. Miranda e Edward de Souza, Editora UFMG, 2006, devem ser utilizados como referências

bibliográficas básicas para serem seguidas. Também, o livro *Prática de Físico-Química*, Renato N. Range, 2006, Editora Edgard Blüncher, pode ser utilizado com como um material de referência auxiliar.

Nesta coleção de experimentos que iremos utilizar substâncias químicas acessíveis e que não traz qualquer risco de acidente ou contaminação às pessoas envolvidas. Para o bom acompanhamento da presente disciplina uma (pequena) familiaridade com algumas propriedades físico-químicas de misturas simples de dois componentes será exigido, assim como um conhecimento elementar nos conceitos e análises de transformações termodinâmicas e as descrições de sistemas termodinâmicos através de suas variáveis de estado e funções de estado.

Por ser uma disciplina realizada em um laboratório de química, todos os cuidados e recomendações a serem seguidos para evitar ou minimizar riscos em geral deverão ser seguidos. As instruções de segurança para os trabalhos em um laboratório de química já foram tratadas na disciplina *Técnicas Básicas e Segurança de Laboratório*. Recomendamos a todos que revejam o texto da primeira aula do livro desta disciplina e, tão importante, sigam e exercitem as normas, regras e recomendações lá estabelecidas. O sucesso do nosso trabalho dependerá do cumprimento destas normas. Portanto, elas serão regamente exigidas e pontuadas.

Em resumo, para os trabalhos de laboratório:

- a) Preparem-se com antecedência para as aulas. Façam uma leitura prévia e cuidadosa do texto relacionado à atividade a ser realizada;
- b) Mantenham-se atentos durante as atividades. Evitem qualquer tipo de conversa que não seja de interesse para os trabalhos em execução.
- c) Sigam as instruções fornecidas. Em caso de algum problema, consultem o instrutor presente.
- d) Qualquer acidente deve ser imediatamente comunicado ao instrutor. Muito cuidado e, sobretudo, sobriedade se uma providência emergencial for necessária ser tomada.
- e) Programem-se a execução das atividades de modo a deixar a bancada sempre limpa e organizada.

- f) O uso de um avental (preferencialmente longo e de manga comprida) e outros acessórios de segurança é exigido pela atividade;
- g) Sigam cuidadosamente o roteiro da atividade. Façam sempre uma leitura prévia do seu conteúdo;
- h) Coloquem o material no lugar de origem, à medida que for sendo liberado, respeitando os critérios de limpeza;
- i) Conservem os frascos sempre fechados;
- j) Não recolorem nos frascos de origem, substâncias deles retiradas, que sobraram ou foram recuperadas (sem autorização do tutor);
- k) Não misturem substâncias ao acaso;
- l) Evitem levar as mãos à boca ou aos olhos;
- m) Lavem as mãos com água e sabão, antes de deixar o laboratório.

Dos experimentos realizados,

- 1) Registrem cuidadosamente todas as observações e resultados obtidos. Não anotem ou relatem fatos que não tenham sido realmente observados. Se o resultado for insatisfatório, procure identificar as causas dos erros.
- 2) Anotem os dados para cada etapa da atividade. Façam desenhos e representações esquemáticas sempre que for necessário;
- 3) Os relatórios que serão produzidos ao final de cada aula devem conter:
 - I. Uma Identificação: nome da disciplina, título da atividade, nome(s) do(s) autor(es), grupo e turma (se for o caso) e data;
 - II. Uma introdução explanatória ao tema da prática realizada
 - III. Uma relação dos materiais usados: reagentes ou substâncias químicas utilizadas, equipamentos, vidrarias e outros
 - IV. Procedimento(s) experimental(is) adotado(s). Se for o caso, inclua uma descrição das montagens (desenho ou colagem) utilizadas;
 - V. Resultados obtidos apresentados na forma de um texto redigido em uma linguagem corrente, clara e concisa. Neste texto, espera-se ver uma descrição dos fatos decorrentes da execução do trabalho, (se for o caso) tabelas e gráficos mostrando

sinteticamente os resultados numéricos ou tendências das observações feitas. As tabelas e gráficos, com seus títulos ou legendas adequadas, devem estar devidamente numerados e corretamente referidos no corpo de texto principal. As tabelas e gráficos devem também ter uma legenda ou um título adequado.

- VI. Uma discussão geral, interpretações necessárias e conclusões devidas dos resultados obtidos;
- VII. Uma bibliografia ou referências bibliográficas, se pertinentes.

Aula 1

Distribuição de um sólido entre dois líquidos imiscíveis

Objetivos

Determinar o coeficiente de partição do ácido benzóico entre água e cicloexano e comprovar a validade da lei de distribuição de Nernst.

Parte Experimental

1. Material necessário por grupo

➤ Produtos Químicos

- ✓ Ácido benzóico
- ✓ Cicloexano
- ✓ Água
- ✓ Solução 0,1 mol L⁻¹ de NaOH
- ✓ Fenolftaleína

➤ Equipamentos e vidraria

- ✓ Funil de separação de 50 mL ou 100 mL
- ✓ Suporte metálica com garra circular
- ✓ Provetas
- ✓ Pipetas
- ✓ Peras de sucção
- ✓ Erlenmeyer
- ✓ Bureta
- ✓ Béquer
- ✓ Termômetro

2. Procedimento experimental

I. Preparativos iniciais

Prepare uma bureta de 25 mL ou 50 mL, fixa em um suporte metálico, contendo uma solução $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH.

Observe a montagem a ser utilizada para a determinação experimental do coeficiente de partição do ácido benzóico entre água e cicloexano, apresentada na Figura 3.1.

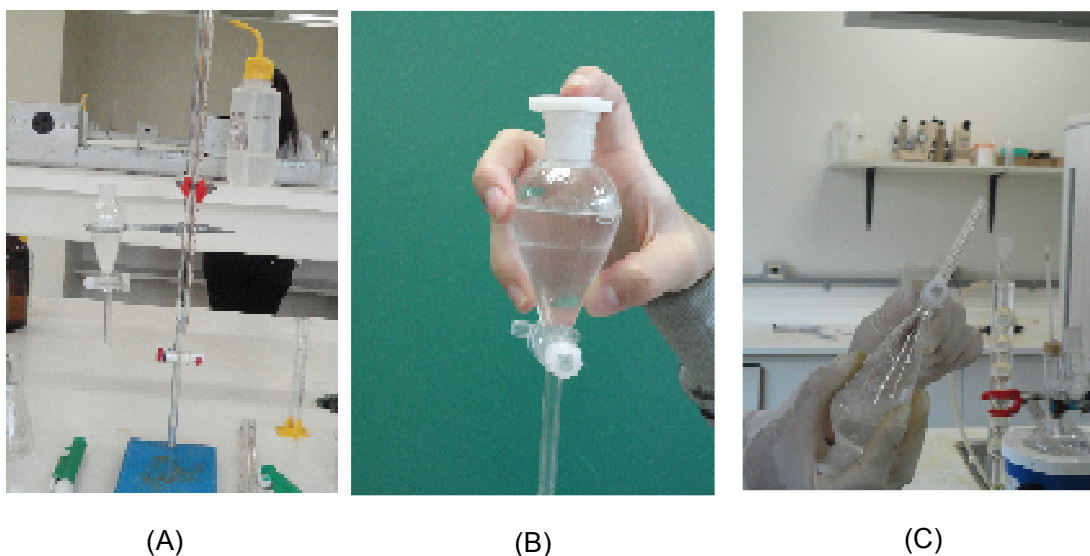


Figura 3.1: Montagem para a determinação do coeficiente de partição do ácido benzóico entre água e cicloexano.

I. Procedimento

- Meça a temperatura ambiente pela leitura da temperatura da água colocada em um Béquer e deixada em repouso por alguns minutos.
- Coloque em 6 funis de separação limpos, secos e numerados, 25 mL de água destilada e 25 mL de cicloexano.

- c) Adicione cerca de 0,10 (funil 1), 0,15 (funil 2), 0,20 (funil 3), 0,25 (funil 4), 0,30 (funil 5) e 0,35 (funil 6) de ácido benzóico em cada um dos funis de separação, respectivamente.
- d) Tampe e agite os funis durante 5 a 8 minutos. Tenham o cuidado para não aquecer os líquidos com o calor das mãos. Também, abra regularmente a torneira dos funis (com a sua haste virada para cima, ver Fig. 3.1(C)), para eliminar vapor em excesso formado no seu interior.
- e) Deixe os funis em repouso até que as fases se separem completamente, ver Fig. 3.1 (B). A fase aquosa irá se acomodar na parte inferior do funil.
- f) Colete cuidadosamente em um béquer aproximadamente 20 mL da fase aquosa.
- g) Transfira 3 alíquotas de 5 mL da fase aquosa para 3 erlenmeyers. Adicione 25 mL de água destilada e uma gota de fenolftaleína em cada desses erlenmeyers.
- h) Titule as amostras coletadas da fase aquosa com a solução de NaOH 0,1 mol L⁻¹. Anote os volumes do hidróxido de sódio gasto.
- i) Descarte o volume remanescente da fase aquosa ainda presente no funil de separação em um béquer. Descarte também a interface entre a fase aquosa e a fase orgânica presente no funil de separação,
- j) Colete cuidadosamente em um béquer aproximadamente 20 mL da fase orgânica.
- k) Transfira 3 alíquotas de 5 mL da fase orgânica para novos 3 erlenmeyers. Adicione 25 mL de água destilada e uma gota de fenolftaleína em cada desses erlenmeyers.
- l) Titule as amostras coletadas da fase orgânica com a solução de NaOH 0,1 mol L⁻¹. Anote os volumes do hidróxido de sódio gasto.

II. Análise dos resultados obtidos

Com os volumes médios dos volumes de NaOH gastos para as titulações da fase aquosa e orgânica, respectivamente, calcule as concentrações do ácido benzóico presentes em cada uma dessas fases líquidas. Sejam C_A e C_O as concentrações de ácido benzóico encontradas nas fases aquosa e orgânica, respectivamente. Com esses dados,

- a) Construa um gráfico do logaritmo (base 10) de C_A em função do logaritmo (base 10) de C_O . Este gráfico deve se ajustar a uma reta com equação geral

$$\log(C_A) = n \log(C_O) + \log(K),$$

para algum número n , inteiro e positivo.

- b) Através do gráfico construído no item anterior, determine o número n e a constante K que aparecem na reta que deve representar os resultados experimentais.
- c) A constante K obtida no item anterior depende da temperatura do experimento? Justifique a resposta dada.
- d) Dê uma interpretação físico-química para a constante K e o número n determinados no item (b).
- e) Explique, do ponto de vista microscópico e utilizando os argumentos das teorias das interações solvente-soluto que existem em uma solução, a razão provável para o valor do número n encontrado neste experimento.

Aula 2

Equilíbrio de fases em um sistema formado por dois líquidos parcialmente miscíveis

Objetivos

Construir a curva de solubilidade para o sistema fenol-água e analisar suas características.

Parte Experimental

1. Material necessário por grupo

➤ Produtos Químicos

- ✓ Amostras de fenol de 10 g, 5 g e 2,5 g.
- ✓ Água destilada

➤ Equipamentos e vidraria

- ✓ Erlenmeyers
- ✓ Termômetro com graduação em décimo do grau
- ✓ Tigela
- ✓ Garra de madeira
- ✓ Suporte metálico com garra
- ✓ Bureta
- ✓ Ebulidor

2. Procedimento experimental

Observe a montagem a ser utilizada para a determinação experimental da curva de solubilidade do sistema fenol-água apresentada na Figura 2.1.



(A)

(B)

(C)

Figura 2.1: (A) Montagem própria para a determinação da curva de solubilidade do sistema fenol-água. Detalhes da mistura heterogênea (B) e homogênea (C).

I. Preparativos iniciais

Cuidado ao ligar o ebulidor. Sempre o faça com este objeto imerso em água. Cuidado com acidentes ao manipular ou quando não estiver utilizando o ebulidor aquecido.

Prepare uma bureta de 25 mL ou 50 mL e fixe-a em um suporte metálico. Adicione água até o seu volume total.

Os volumes de água que serão adicionados nas respectivas amostras de fenol estão apresentados na Tabela 2.1.

Tabela 2.1: Massas de fenol e volumes de água utilizados no preparo de diferentes misturas fenol e água.

Frasco	Amostra	Volume de água/mL	Composição %m/m de fenol	T _{resfriamento} (°C)	T _{resfriamento} (°C)	T _{resfriamento} (°C) média
1 (10,0 g fenol)	1	4,0				
	2	+1,0				
	3	+3,0				
	4	+4,0				
2 (5,0 g fenol)	5	7,5				
	6	+1,5				
	7	+3,0				
	8	+3,0				
	9	+3,0				
3 (2,5 g fenol)	10	12,5				
	11	+4				
	12	+6				
	13	+7				

II. Procedimento

- Transfira para 3 erlenmeyers corretamente identificados, 10 g, 5 g e 2,5 g de fenol. Coloque um termômetro nos erlenmeyers. Mantenha esses termômetros nestes frascos durante todo o procedimento experimental.
- No frasco que contém 10 g de fenol, adicione 4 mL de água destilada. Observe que, na temperatura ambiente, uma mistura heterogênea de aspecto leitoso é formada, ver Figura 2.1(B).
- Aqueça o frasco em um banho de água previamente preparado à aproximadamente 70° C. Agite regularmente a mistura fenol-água durante o aquecimento até que ela torne-se uma mistura homogênea, ver Figura 2.1(C). Use um ebulidor para preparar o banho d'água, ver Figura 2.1(A).
- Ainda com a mistura homogênea, retire o Erlenmeyer do aquecimento e deixe a mistura resfriar lentamente. Observe atentamente a temperatura neste

processo de resfriamento. No momento em que mistura tornar-se novamente heterogênia, adquirindo a opacidade vista anteriormente, anote a temperatura lida no termômetro.

- e) Aqueça novamente o Erlenmeyer no banho térmico até que a mistura torne-se uma vez mais homogênia. Repita uma vez mais o procedimento do item (d).
- f) Obtidas as temperaturas de resfriamento em duplicata, repita todo o procedimento de (c)-(e) para cada adição de água nas quantidades indicadas na Tabela 2.1.
- g) Repita todo o procedimento para as massas de 5 g e 2,5 g de fenol e as quantidades de água indicadas na Tabela 2.1.
- h) Colocar a mistura de número 9, logo após a medida das temperaturas, numa proveta de 50 ou 100 mL e reservar para posterior observação da separação das fases à temperatura ambiente.

III. Construção da curva de solubilidade para o sistema fenol-água.

Calcule as concentrações, expressas em porcentagem massa/massa (%m/m) de fenol, para cada mistura investigada. Para esses cálculos, considere a densidade da água igual a 1 g mL^{-1} .

Construa um gráfico para as temperaturas (média) de transição de fase (mistura homogênia-mistura heterogênia) em função da concentração %m/m do fenol de cada solução estudada.

IV. Análise dos resultados obtidos

- a) Determine a temperatura crítica de solubilidade do sistema fenol-água
- b) Quantos e quais são os graus de liberdade das misturas fenol-água representados por pontos acima e abaixo da curva de solubilidade? Quais são as variáveis que podem ser utilizadas para descrever este sistema termodinâmico?
- c) Determine a composição e as quantidades relativas das fases que coexistem, à temperatura ambiente, em equilíbrio em um sistema fenol-água de composição igual à da mistura de número 9.
- d) Compare o resultado obtido para as quantidades relativas obtidas no item anterior, com o obtido pela estimativa dos volumes da fase rica em água e

da fase rica em fenol, lidos na proveta onde foi colocada a mistura de número 9.

Aula 3

Equilíbrio sólido-líquido: misturas eutéticas

Objetivos

Determinar o comportamento térmico do resfriamento, até o estado sólido, de misturas líquidas de naftaleno-difenilamina para várias proporções desses dois componentes. Construir o diagrama de equilíbrio de fase sólido-líquido para o sistema binário naftaleno-difenilamina.

Parte Experimental

1. Material necessário por grupo

➤ Produtos Químicos

- ✓ Naftaleno
- ✓ Difenilamina

➤ Equipamentos e vidraria

- ✓ Tubo de ensaio de diâmetro aproximadamente de 2 cm.
- ✓ Rolha com furo central e fenda lateral
- ✓ Suporte metálico com garra
- ✓ Termômetro com haste metálica, com graduação em décimo do grau
- ✓ Cronômetro
- ✓ Banho térmico

2. Procedimento experimental

I. Preparativos iniciais

Diferentes amostras de misturas sólidas de naftaleno-difenilamina são preparados em diferentes tubos de ensaio (resistentes ao calor), As proporções desses dois componentes são mostradas na Tabela 3.1.

Os tubos de ensaio são tampados com rolhas contendo um furo central que pode ser atravessado pela haste metálica de um termômetro (de haste metálica). Na fenda lateral da rolha, um agitador mecânico (um fio de arame rígido) é colocado, ver Figura 3.1(B). Este agitador deverá, obviamente, permanecer mergulhado na amostra.

Tabela 3.1: Composição para diferentes amostras de misturas de naftaleno-difenilamina.

Amostra	Massa de naftaleno (g)	Massa de difenilamina (g)
1	10,0	0,0
2	8,0	2,0
3	7,0	3,0
4	6,0	4,0
5	4,0	6,0
6	3,0	7,0
7	2,0	8,0
8	0,0	10,0

Observe a montagem a ser utilizada para a realização da análise térmica das misturas naftaleno-difenilamina, apresentada na Figura 3.1.

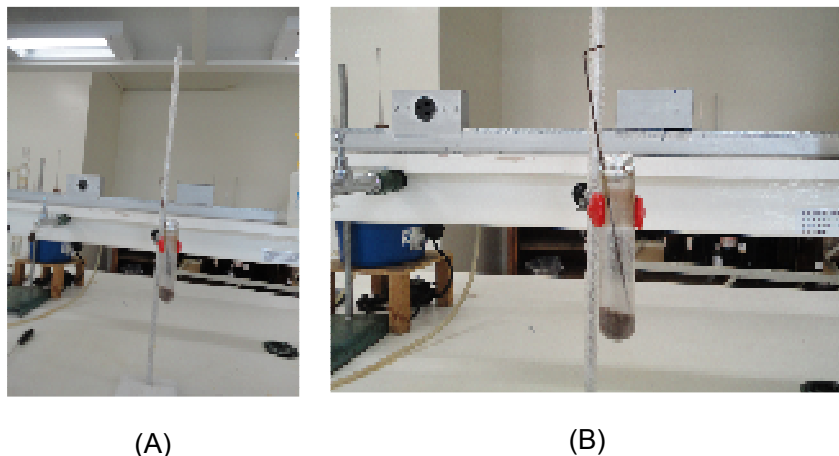


Figura 3.1: Montagem para a análise térmica de misturas de naftaleno-difenilamina.

II. Procedimento

- Aqueça as misturas sólidas naftaleno-difenilamina em um banho térmico até aproximadamente 90°C , agitando regularmente a mistura. Prossiga com o aquecimento até que seja verificado a completa fusão dos sólidos.
- Com a fusão completa, retire o tudo do banho térmico e fixe-o em um suporte. Leia, e anote, esta temperatura do sistema. Simultaneamente registre dispare o cronômetro e registre o tempo da leitura da primeira temperatura como o tempo 0 (zero).
- Mantenha a agitação mecânica na mistura e faça novas leituras de temperatura a cada 30 segundos transcorridos. Registre os valores dessas temperaturas e os tempos transcorridos. Continue com essas leituras de temperaturas até 2 a 3 minutos após a solidificação completa da amostra tenha sido observada.

III. Análise dos resultados obtidos

Construa as curvas de resfriamento para as amostras estudadas, fazendo um único gráfico com os sete respectivos conjuntos de temperaturas e tempos de resfriamento anotados para as sete amostras.

Com as curvas de resfriamento obtidas, determine

- os pontos de fusão (equivalente os pontos de solidificação) de cada mistura investigada.
- A temperatura eutética do sistema naftaleno-difenilamina

- c) Construa o diagrama de fase do sistema naftaleno-difenilamina, com os pontos de fusão obtidos no item (a) e as composições de cada mistura expressas em %m/m do naftaleno ou sua fração molar.
- d) Marque no diagrama de fase construído no item (c), as regiões que correspondem à mistura no estado sólido e líquido. Identifique as regiões do diagrama de fase que corresponde ao equilíbrio de fase da mistura sólidas (rica no naftaleno)-líquido e das mistura sólida (rica em difenilamina)-líquido.
- e) Identifique no diagrama de fase naftaleno-difenilamina o ponto eutético da mistura.
- f) Determine a composição da mistura eutética do sistema.
- g) O que é uma mistura eutética?
- h) Por que a velocidade de resfriamento diminui com a solidificação de um dos componentes da mistura naftaleno-difenilamina? Este comportamento deve ser observado para outras misturas sólidas?

Aula 4

Equilíbrio líquido-vapor: Misturas azeotrópicas

Objetivos

Construir o diagrama de temperatura de ebulição em função da composição para o sistema binário de líquidos cicloexano/isopropanol que forma um azeótropo.

Parte Experimental

1. Material necessário por grupo

➤ Produtos Químicos

- ✓ Cicloexano
- ✓ Álcool isopropílico

➤ Equipamentos e vidraria

- ✓ Balão especial de destilação com um conjunto de condensador acoplado
- ✓ Termômetro com graduação em décimo do grau
- ✓ Manta de aquecimento com termostato
- ✓ Suporte metálico com garras
- ✓ Suporte de madeira para a manta aquecedora
- ✓ Tubos de ensaio
- ✓ Pipetas
- ✓ Provetas

2. Material necessário no laboratório

- ✓ Refratômetro de Abbè

3. Procedimento experimental

Observe a montagem a ser utilizada para a determinação experimental do diagrama de temperaturas de ebulição para mistura de cicloexano e isopropanol apresentada na Figura 4.1.



(A)

(B)

Figura 4.1: (A) Montagem própria para a determinação do diagrama de temperaturas de ebulição de uma mistura de líquidos. (B) Detalhe da bolsa para a coleta de amostra do vapor condensado.

I. Preparativos iniciais

Verifique a montagem a ser utilizada e certifique se todas as conexões estão bem feitas. Faça água fluir pelo condensador.

As misturas cicloexano-álcool isopropílico que serão estudadas nesta aula estão especificadas na Tabela 4.1.

Tabela 4.1: Temperatura de ebulição (pressão aprox 1 atm), índice de refração e composição do destilado e do resíduo líquido para diferentes misturas de ciclohexano-isopropanol.

Amostra	$V_{\text{isopropanol}}$ adicionado (mL)	$V_{\text{ciclohexano}}$ adicionado (mL)	$T_{\text{ebulição}}$ (°C)	Índice de refração		$X_{\text{ciclohexano}}$	
				Destilado	Resíduo	Destilado	Resíduo
1	0,0	150,0					
2	2,0						
3	+3,0						
4	+5,0						
5	+10,0						
6	+25,0						
7	150,0	0,0					
8		10,0					
9		+15,0					
10		+20,0					
11		+30,0					
12		+40,0					

II. Procedimento

- Coloque o ciclohexano ou álcool isopropílico (ver Tabela 4.1) no balão de destilação.
- Ligue a manta aquecedora e espere que a ebulição inicie.
- Quando a temperatura do sistema estabilizar, retire o suporte da manta aquecedora e o aquecimento do sistema. Coloque o termostato no seu valor mínimo.
- Colete uma amostra do resíduo do balão de destilação.
- Colete uma amostra do destilado, com auxílio de uma pipeta de ponta curva.
- Retorne o excesso de destilado, se houver, para o balão de destilação.
- Adicione pela entrada lateral do balão de destilação o volume de álcool isopropílico ou ciclohexano, conforme indicado na Tabela 4.1.
- Repita os procedimentos (b) até (h).
- Encerrando as adições indicadas na Tabela 4.1, desligue a manta aquecedora e feche o fluxo de água que alimenta o condensador.

III. Determinação das concentrações das soluções coletadas

As concentrações das soluções coletadas para o resíduo líquido e o destilado nos processos sucessivos de destilação do sistema cicloexano-álcool isopropílico são determinadas através da medida de seus índices de refração.

Meça os índices de refração de todas as amostras coletadas e, com auxílio de uma curva padrão determine as concentrações de cada uma dessas amostras. Anote cuidadosamente os resultados encontrados. A curva padrão que será utilizada é um gráfico mostrando a variação do índice de refração das soluções cicloexano-álcool isopropílico em função da fração molar de um de seus componentes.

IV. Construção do diagrama de temperatura de ebulição para as soluções de cicloexano-álcool isopropílico.

Obtenha o diagrama de temperatura de ebulição para as soluções de ciclohexano-álcool propílico, construindo o gráfico da temperatura de ebulição de cada solução em da fração molar das amostras dos resíduos líquidos e o vapor de cada amostra coletada. Duas curvas irão compor este gráfico: a curva correspondente às concentrações do resíduo líquido do processo de destilação e outra para o vapor formado em equilíbrio na temperatura de ebulição medida.

V. Análise dos resultados obtidos

- Verifique se o sistema cicloexano-álcool isopropílico forma uma mistura azeotrópica. Se sim, determine sua composição e sua temperatura de ebulição.
- O que é uma mistura azeotrópica?
- Quais são as composições das fases líquida e vapor, e suas quantidades relativas, de uma solução cicloexano-isopropanol de composição é $x_{\text{cicloexano}}=0,85$ aquecida até a temperatura de 70° C?

Aula 5

Determinação da constante de equilíbrio da hidrólise do acetato de etila

Objetivos

Determinar a constante de equilíbrio da hidrólise do acetato de etila em uma solução aquosa.

Parte Experimental

1. Material necessário por grupo

➤ Produtos Químicos

- ✓ Acetato de etila
- ✓ Ácido acético glacial
- ✓ Etanol
- ✓ Água destilada
- ✓ Solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH
- ✓ Solução $3,0 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH
- ✓ Fenolftaleína

➤ Equipamentos e vidraria

- ✓ Erlenmeyers
- ✓ Bureta
- ✓ Pipeta
- ✓ Peras de borracha
- ✓ Béqueres
- ✓ Frascos de vidro

2. Procedimento experimental

I. Preparativos iniciais

Um conjunto de onze soluções contendo acetato de etila, água, etanol e ácido acético é preparado com antecedência de sete dias da realização do experimento, de acordo com a Tabela 5.1, soluções 1 a 11. A solução de número 12 deve ser preparada no dia do experimento.

As soluções devem ser guardadas em frascos de vidro mantidos bem tampados para evitar a evaporação. Essas soluções mostram um equilíbrio químico entre as substâncias misturadas, de acordo com a reação química:



Tabela 5.1: Volumes iniciais (em mL) de reagentes adicionados para formar 10 mL de solução. O ácido clorídrico é adicionado para servir de catalisador para a reação de formação do acetato de etila.

Amostra	Acetato de etila	Água	Etanol	Ácido acético	Solução HCl 3,0 mol L ⁻¹
1	0	5	0	0	5
2	5	0	0	0	5
3	4	1	0	0	5
4	4	0	1	0	5
5	4	0	0	1	5
6	3	2	0	0	5
7	3	0	0	2	5
8	3	1	1	0	5
9	3	0	2	0	5
10	3	0	1	1	5
11	3	1	0	1	5
12	3	2	0	0	5
Densidade (g cm ⁻³)	0,9003	0,9982	0,7893	1,0492	1,0640
MM (g mol ⁻¹)	88	18	46	60	36,5

II. Procedimento

- Pipete 3 alíquotas de 2 mL de cada solução originalmente preparada de acordo com a Tabela 5.1. Transfira cada volume pipetado para um erlenmeyer de 50 mL.
- Adicione uma gota de fenolftaleína à cada uma amostra.
- Titule as soluções coletadas com uma solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de NaOH. Anote os volumes gastos da base.
- Calcule o volume médio de NaOH gasto por solução investigada.

III. Análise dos resultados obtidos

- Calcule a quantidade de matéria (em mol) de ácido acético presente **em equilíbrio** (i.e. no dia do experimento) para cada uma das soluções preparadas como indicado na Tabela 5.1. Calcule a concentração, em mol L^{-1} , deste ácido em equilíbrio para cada uma das soluções tituladas.
- Observando o equilíbrio químico, como indicado na Eq. 5.1, estabelecido no experimento, calcule as quantidades de matéria (em mol), bem como a concentração em equilíbrio, de etanol, acetato de etila e água presentes nas soluções estudadas.

Observe que a adição da solução de ácido clorídrico a cada solução implica que uma quantidade extra de água foi adicionada à cada uma dessas soluções.

- Calcule a constante de equilíbrio para o equilíbrio representado pela equação química 5.1, de acordo com a expressão:

$$K_{eq} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}$$

- Compare os valores obtidos para as constantes de equilíbrio das soluções 1 até 11. Calcule a média dessas constantes e determine o erro (em termos do desvio padrão) das medidas feitas.
- Compare o valor obtido para a “constante de equilíbrio” obtida para a reação de hidrólise do acetato de etila da solução de número 12 com valor médio obtido no item anterior. Explique o motivo da diferença observada para esses dois números.
- A constante de equilíbrio obtida para a hidrólise do acetato de etila depende da temperatura da solução? Explique sua resposta.
- No cálculo da constante de equilíbrio da hidrólise do acetato de etila poderíamos ignorar a concentração do solvente, a água? Justifique sua resposta

- h) A constante de equilíbrio determinada pelos procedimentos adotados neste experimento depende da concentração do HCl adicionado? Justifique sua resposta.

Aula 6

Determinação do potencial padrão de uma célula eletroquímica de cobre-zinco.

Objetivos

Determinar o potencial padrão E° de uma célula de Daniell através da variação da molalidade de soluções eletrolíticas

Parte Experimental

1. Material necessário por grupo

➤ Produtos Químicos

- ✓ Soluções aquosas de Sulfato de cobre
- ✓ Solução aquosa de sulfato de zinco
- ✓ Ponte salina de KCl
- ✓ Água destilada

➤ Equipamentos e vidraria

- ✓ Multímetros com conectores adaptados para conectar eletrodos de Zn e Cu.
- ✓ Eletrodos de cobre e zinco
- ✓ béqueres de 50 mL
- ✓ Proveta de 50 mL

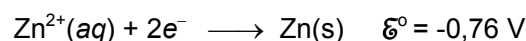
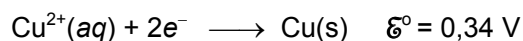
2. Procedimento experimental

I. Preparativos iniciais

Para cada grupo de estudante que executará a prática, preparar 50 mL de um solução 0,010 mol Kg⁻¹ de sulfato de zinco e 50 mL de uma solução 4,0×10⁻³ mol Kg⁻¹ de sulfato de cobre.

Montar os multímetros, com eletrodos de zinco e cobre conectados nas pontas dos seus dois cabos. Ajustar o multímetro para trabalhar na função de medida de diferença de potencial.

Os potenciais padrão de meia célula para a redução do zinco e do cobre são, respectivamente:



II. Procedimento

- Monte uma pilha de Daniell. Transfira 40 mL da solução 0,010 mol Kg⁻¹ de sulfato de zinco para um dos béqueres da montagem da pilha de Daniell e 40 mL da solução 4,0×10⁻³ mol Kg⁻¹ de sulfato de cobre para o outro béquer.
- Adapte a ponte salina conectando as duas soluções eletrolíticas.
- Insira os eletrodos de cobre e o de zinco nas soluções de Cu²⁺ e Zn²⁺, respectivamente.
- Com auxílio de um multímetro, leia a diferença de potencial elétrico gerado pela célula eletrolítica. Anote o resultado obtido.
- Mantenha a solução de Zn²⁺ no seu recipiente. Transfira 20 mL da solução de Cu²⁺ utilizada na medida anterior para uma proveta de 50 mL e adicione 20 mL de água destilada à esta solução. Descarte os outros 20 mL restante.
- Transfira a nova solução diluída de Cu²⁺ recém preparada para o béquer reservado da célula eletrolítica.
- Repita as ações dos itens (b) até (f) deste procedimento até que o potencial da célula eletrolítica contendo uma solução 0,016×10⁻³ mol Kg⁻¹ de Cu²⁺ tenha sido medido.

III. Análise dos resultados obtidos

- a) Escreva a reação global que ocorre na célula eletrolítica (a pilha de Daniell) investigada.
- b) Construa o gráfico da função Y em função da raiz quadrada da molalidade b das soluções de Cu^{2+} investigadas. A partir deste gráfico, determine o potencial padrão da pilha de Daniell.
- c) Determine a concentração máxima da solução de Cu^{2+} que faz a lei limite apresentar desvios pronunciados da equação de Debye-Hückel.