

**QFL - 0137**

**Roteiros das Aulas Experimentais de Química Geral para  
Farmácia e Bioquímica**

**IQ – USP**

# EXPERIÊNCIA 1 – TÉCNICAS BÁSICAS DE LABORATÓRIO

## I. OBJETIVOS

Propiciar o contato com técnicas básicas de laboratório, tais como pesagem, transferência de líquidos e filtração. Determinar, de forma aproximada, a densidade de um material sólido. Manipular o bico de Bunsen e estudar as várias regiões de sua chama.

## II. PROCEDIMENTO

### II.1. *Pesagem*

Serão utilizados dois tipos de balança:

- a) balança eletrônica de plataforma (legibilidade 0,01 g)
- b) balança semi-analítica (legibilidade 0,001 g).

Siga as recomendações do professor para o manuseio das balanças e pese, nas duas balanças, o material metálico fornecido (**anote o número de identificação do mesmo, o qual deverá ser citado no relatório**). Compare os valores obtidos nas duas pesagens e guarde o metal para ser utilizado no experimento do item II.3. Atenção: compare sempre valores obtidos na mesma balança !

### II.2. Medida de volume

Utilize uma bureta para transferir 30,00 mL de água para um béquer. Observe e anote o volume marcado no béquer. Utilize um bastão de vidro para transferir o líquido contido no béquer para uma proveta. Observe e anote o volume marcado na proveta. Repita esse procedimento usando uma pipeta para transferir 10,00 mL de água para um béquer. Siga o procedimento descrito nos vídeos e na referência 1, citada abaixo, para a transferência de líquidos utilizando pipeta (volumétrica e graduada) e bureta. Compare os valores dos volumes obtidos em cada caso.

### II.3. *Determinação da densidade de um sólido*

Escolha uma proveta adequada e adicione água até a metade da capacidade da mesma. Anote o valor do volume e da temperatura da água (cada bancada tem erlenmeyer com água e um termômetro; utilize-o para medir a temperatura).

Introduza, a seguir, na proveta o metal pesado anteriormente (item II.1). Anote o valor do volume do conteúdo da proveta (faça as leituras de volume sempre com a proveta sobre a bancada).

Seque com papel o cilindro de metal e, utilizando uma régua, meça e anote seu diâmetro e altura.

### II.4. Filtração

- a) Encaixe um funil de vidro em uma argola fixa a um suporte.
- b) Adicione 25,0 mL de água a um funil contendo papel de filtro dobrado em cone simples e anote o tempo necessário para que todo o líquido escoe. Repita o mesmo procedimento utilizando papel de filtro pregueado, ao invés do cone simples.
- c) Monte um sistema de filtração a vácuo, como mostrado na Fig. 1. Efetue filtrações a vácuo e simples (cone) de duas amostras similares de mistura de água e areia. Faça uma comparação aproximada do tempo necessário para que a água escoe completamente nos dois tipos de filtração.



*Figura 1. Sistema para filtração por sucção*

## II.5. Equipamentos utilizados na purificação e extração de produtos químicos

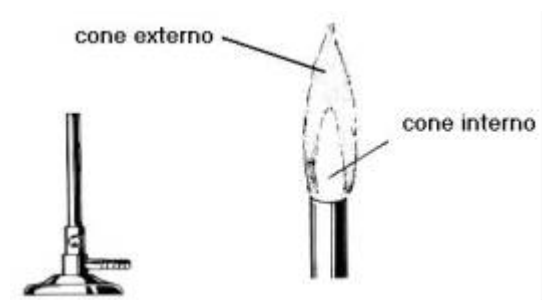
a) Empregando um funil de separação, realize a extração de iodo dissolvido em água, utilizando um solvente orgânico adequado (clorofórmio ou tetracloreto de carbono).

b) Observe no laboratório os equipamentos utilizados para a destilação, sublimação e separação por arraste de vapor. Faça um esquema destes equipamentos, anotando a função de cada componente individual dos mesmos (anexe essas informações ao seu relatório).

## II.6. Estudo do bico de Bunsen

a) Examine cuidadosamente o bico de Bunsen, notando todas as partes, particularmente as ajustáveis.

b) Ligue o bico à fonte de gás por meio da mangueira que acompanha o bico. Feche a entrada de ar na parte inferior do bico, abra a válvula de gás e acenda a chama (essa é a maneira correta de acender o bico de Bunsen). Observe o tipo de chama obtido. Note o que acontece à chama quando a entrada de ar é aberta.



c) Com a entrada de ar aberta, coloque uma cápsula de porcelana (limpa externamente) cheia de água sobre um tripé (sem a tela de amianto). Anote o tempo necessário para a água ferver e observe o aspecto exterior da cápsula. Descarte a água, lave a cápsula e repita o procedimento, agora com a entrada de ar do bico fechada. Anote o tempo que a água demora para entrar em ebulição e observe o aspecto externo da cápsula.

d) Abra a entrada de ar e coloque um fio de níquel-cromo nas duas regiões cônicas da chama. Anote suas observações.

#### Bibliografia

1. E. Giesbrecht, coord., *PEQ - Projetos de Ensino de Química - Técnicas e Conceitos Básicos*, Ed. Moderna/EDUSP, São Paulo, 1982.
2. R.R. Silva, N. Bocchi, R.C. Rocha Filho, *Introdução à Química Experimental*, McGraw-Hill, 1990.
3. A. I. Vogel, "Química Analítica Qualitativa", Ed. Mestre Jou, São Paulo, 1ª ed., 1981, cap. II.1.
4. N. Baccan, J. C. Andrade, O. E. S. Godinho e J. S. Barone, "Química Analítica Quantitativa Elementar", Edgard Blucher, São Paulo, 3ª Edição, 2001, cap. 1, 7 e apêndice 2.

## EXPERIÊNCIA 2 - TIPOS DE REAÇÕES QUÍMICAS

### I. OBJETIVOS

Desenvolver a capacidade de observação de experimentos, correlacionando-os. Utilizar tabelas na resolução de problemas de laboratório.

### II. INTRODUÇÃO

A matéria encontra-se em permanente transformação. Certas transformações conduzem a variações drásticas na composição química das espécies, por meio de ruptura e formação de ligações interatômicas, quase sempre acompanhadas de trocas energéticas com o ambiente. São transformações geralmente descritas através de equações químicas e recebem a denominação específica de reações químicas.

Transformações de estado como, por exemplo, fusão, ebulição, sublimação, condensação e solidificação, também envolvem ruptura e formação de ligações, porém estas não alteram a composição química das espécies. Neste caso, as ligações rompidas ou formadas são ligações intermoleculares ou, mais genericamente, interpartículas enquanto, nas reações químicas, são rompidas e/ou formadas ligações intramoleculares ou intrapartículas (partículas, no caso, podem ser moléculas ou íons).

Nesta aula prática, você efetuará reações envolvendo substâncias em solução aquosa (reações por via úmida) e substâncias não dissolvidas em solventes (reações por via seca) e poderá propor algumas generalizações a respeito da ocorrência de reações em solução.

Quando um sólido iônico é dissolvido em um líquido (geralmente água), as interações com o solvente conduzem à formação de íons solvatados, com características bastante distintas das exibidas no retículo iônico. Inúmeros fatores influem na estabilidade dos íons em solução. Quando os compostos iônicos são pouco solúveis (ver Tabela 1), a concentração de seus íons, na solução, é baixa.

Assim, quando pelo menos um desses íons é introduzido na solução em quantidades mais altas do que as produzidas normalmente pela dissolução parcial do sal, o que se verifica é uma rápida associação do mesmo com o

contra-íon pré-existente na solução, formando o composto pouco solúvel.

Essas reações são chamadas de precipitação.

Muitos compostos covalentes são capazes de produzir íons em solução, de maneira semelhante aos compostos iônicos. As bases fracas e os ácidos são exemplos típicos desses compostos. Quando a extensão em que ocorre a ionização é baixa, os compostos são ditos pouco dissociados. Neste caso, a mistura de quantidades excessivas desses íons em solução é sempre acompanhada de sua rápida associação, formando o produto pouco dissociado. Produtos pouco dissociados podem ser água, ácidos e bases fracos e complexos (ver tabelas abaixo).

Ao lado das reações de associação ou de combinação acima discutidas (também denominadas metatéticas), os íons, átomos e moléculas podem perder ou ganhar elétrons, oxidando-se ou reduzindo-se, respectivamente. Estas transformações exigem sempre a presença simultânea de um doador e de um receptor de elétrons e são denominadas reações de oxi-redução.

### III. PROCEDIMENTO

Observe atentamente o que ocorre em cada uma das reações abaixo. Anote suas observações, explique o que está ocorrendo e expresse as respectivas equações na forma completa e também na forma iônica (no relatório você vai apresentar somente as formas iônicas, quando aplicável) .

#### 1. Reações Onde se Formam Produtos Pouco Solúveis

1.a) Coloque, num tubo de ensaio, 2-3 gotas de solução de cloreto de sódio 0,1 mol L<sup>-1</sup> e observe o seu aspecto. Adicione 1 gota de solução de nitrato de prata. Guarde este tubo e examine-o após 30 minutos. Anote sua observação e fundamente-a examinando a Tabela 1.

1.b) Coloque em um tubo de ensaio 2-3 gotas de solução aquosa de nitrato de alumínio 0,2 mol.L<sup>-1</sup> . Adicione igual quantidade de solução de hidróxido de amônio 30%, agitando o tubo após a adição. Tente justificar suas observações.

1.c) Coloque em um tubo de ensaio algumas gotas de solução de cloreto de bário e adicione gotas de solução de sulfato de sódio. Observe, anote e justifique.

1.d) Coloque em um tubo de ensaio algumas gotas de solução de cloreto de bário e adicione gotas de solução de cromato de potássio. Observe, anote e justifique.

## 2. Reações Onde se Formam Produtos Pouco Dissociados

2.a) Coloque 5 gotas de ácido nítrico 1 mol L<sup>-1</sup> num tubo de ensaio. Dobre o volume obtido com água destilada e agite a solução com o auxílio de um bastão de vidro. Determine, através de um papel indicador, o caráter ácido-básico da solução. Marque o valor obtido e conserve o conteúdo do tubo.

2.b) À solução obtida no item anterior, adicione o conteúdo de uma espátula cheia de acetato de sódio. Agite bem o tubo até dissolver o sal e determine novamente o caráter ácido-básico desta mistura. Compare com o resultado obtido na experiência anterior, procurando sentir o odor que deve se desprender da mistura recentemente preparada. Use as Tabelas fornecidas para justificar, teoricamente, a formação do produto.

2.c) Coloque o conteúdo de uma espátula contendo acetato de sódio em um tubo de ensaio. Adicione água, agitando até dissolver. Determine o caráter ácido-básico da solução, utilizando papel indicador. Observe e interprete seus resultados.

## 3. Reações em que se Formam Produtos Complexos

3.a) Coloque em um tubo de ensaio 10 gotas de solução de sulfato de cobre 0,1 mol L<sup>-1</sup>. Adicione a este tubo uma gota de solução de hidróxido de amônio 30%. Agite e observe. Adicione mais duas gotas, agite e observe.

3.b) Coloque em um tubo de ensaio 1 gota de solução de nitrato de ferro(III) e dilua com água destilada. Junte 2 gotas de tiocianato de potássio 1 mol L<sup>-1</sup> e agite. Observe o que ocorre e escreva a equação química que representa a transformação ocorrida no sistema.

## 4. Reações Onde Ocorrem Transferências de Elétrons



4.a) Coloque em um tubo de ensaio um pouco de solução de sulfato de cobre e um prego previamente lixado. Observe após algum tempo. Escreva a equação que representa a reação.

4.b) Segure com uma pinça uma fita de Mg, previamente lixada, de aproximadamente 3 cm de comprimento. Acenda o bico de Bunsen e aproxime a fita da chama. Ao se iniciar a reação, afaste a fita da chama. Observe o que ocorre. Cuidado: não olhe diretamente para a fita enquanto ela se queima. Recolha o sólido obtido em uma cápsula de porcelana, adicione água destilada e algumas gotas de fenolftaleína. Anote suas observações e escreva as equações químicas correspondentes.

4.c) Coloque o conteúdo de uma ponta de espátula de dicromato de amônio (anote as características desse sal) em um tubo de ensaio. Aqueça-o suavemente em um bico de Bunsen, retirando-o imediatamente da chama assim que a reação se iniciar. Observe, à distância, o que se passa e anote suas observações.

#### 5. Identificação de Amostras Desconhecidas

Anote o número da amostra que lhe foi fornecida e efetue os testes que julgar necessários com os reagentes disponíveis, visando a identificação de sua amostra, a qual deverá ser um dos seguintes sais: cloreto de sódio, sulfato de alumínio, sulfato de sódio, cloreto de bário, nitrato férrico, cromato de potássio.

#### IV. BIBLIOGRAFIA

- 1) P.W. Atkins e L. Jones, Chemistry: Molecules, Matter and Change, 4a. ed., W.H. Freeman, New York American Books, New York, 1999.
- 2) P.W. Atkins e L. Jones, Princípios de Química -Questionando a vida moderna e o meio ambiente, Bookman, Porto Alegre, 2001.
- 3) J.C. Kotz e P. Treichel Jr, Chemistry and Chemical Reactivity, 4a. ed., Saunder College Pub., N. York, 1999

- 4) J.C. Kotz e P. Treichel Jr., Química e reações químicas, vol. 1 e 2, LTC Livros Técnicos e Científicos Ed. S.A., São Paulo, 2000.
- 5) E. Giesbrecht, coord., PEQ -Projetos de Ensino de Química -Técnicas e Conceitos Básicos, Ed. Moderna/EDUSP, São Paulo, 1982, cap. 5 e 26
- 6) A.I. Vogel, Química Analítica Qualitativa, Ed. Mestre Jou, 1981

### **TABELA 1. Solubilidade de compostos iônicos em água**

1. Nitratos, acetatos, cloratos e percloratos: todos solúveis.
2. Cloretos: geralmente solúveis. Exceções: AgCl, Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, PbCl<sub>2</sub>.
3. Brometos: como os cloretos.
4. Iodetos: geralmente solúveis. Exceções: AgI, Hg<sub>2</sub>I<sub>2</sub>, HgI<sub>2</sub>, Cu<sub>2</sub>I<sub>2</sub>, PbI<sub>2</sub> (solúvel a quente), BiI<sub>3</sub> e SnI<sub>2</sub>.
5. Sulfatos: geralmente solúveis. Exceções: os de chumbo, mercúrio(I), estrôncio, bário e prata; sulfato de cálcio é parcialmente solúvel.
6. Carbonatos: insolúveis, menos os formados com elementos do grupo 1 e amônio.
7. Cromatos: insolúveis. Exceções: cromatos dos metais alcalinos e os de cálcio, estrôncio, magnésio, manganês, zinco, ferro e cobre.
8. Hidróxidos e óxidos: geralmente insolúveis. Exceções: hidróxidos de metais alcalinos e NH<sub>4</sub><sup>+</sup>  
Os hidróxidos de cálcio e estrôncio são parcialmente solúveis, enquanto que o de magnésio é muito pouco solúvel.

### **TABELA 2. Cores de algumas soluções aquosas**

1. Metais das Famílias 1A e 2A Incolor
2. Crômio(III) Verde
3. Manganês(II) Rosa
4. Ferro(II) Verde
5. Ferro(III) Amarela
6. Cobalto(II) Rosa
7. Níquel(II) Verde
8. Cobre(II) Azul
9. Prata(I) Incolor
10. Chumbo(II) Incolor
11. Cromato Amarela
12. Dicromato Alaranjada

### **TABELA 3. Cores de Alguns Íons Complexos (em solução)**

1.  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  Incolor
2.  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$  Incolor
2.  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  Rosa
3.  $[\text{CoCl}_4]^{2-}$  Azul
4.  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  Vermelho Claro
5.  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  Alaranjado
6.  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  Azul Claro
7.  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  Azul Escuro
8.  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  Verde Claro
9.  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  Azul Escuro
10.  $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$  Vermelho Sangüíneo

### **TABELA 4. Força de ácidos e de bases (alguns exemplos)**

1. Ácidos Fortes: HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>
2. Ácidos Fracos: HAc, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (decompõe-se em CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O)
3. Bases Fortes: NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>
4. Bases Fracas: NH<sub>3</sub>

## EXPERIÊNCIA 3 - EQUILÍBRIOS ÁCIDO-BASE

### I. OBJETIVOS

Preparar e observar sistemas ácido-base em equilíbrio. Verificar os efeitos da variação de concentração sobre a posição de equilíbrio. Investigar indicadores ácido-base.

### II. PROCEDIMENTO

a) Efeito do íon comum em equilíbrio de dissociação de ácido fraco.

Coloque, em dois tubos de ensaio, 2 mL de solução de ácido acético e adicione 2 a 3 gotas de solução de indicador universal (mistura de vermelho de metila, fenolftaleína e azul de bromotimol). Compare com os padrões e anote o valor do pH. Verifique o que ocorre adicionando a um dos tubos 2 a 3 mL de água destilada e, ao outro tubo, igual volume de solução de acetato de sódio.

b) Efeito do íon comum em equilíbrio de dissociação de base fraca

Coloque, em dois tubos de ensaio, 2 a 3 mL de solução de hidróxido de amônio e adicione 2 a 3 gotas de solução de indicador universal. Anote o valor do pH. Verifique o que ocorre adicionando a um dos tubos 2 a 3 mL de água destilada e, ao outro tubo, igual volume de solução de cloreto de amônio.

c) Estudo de solução tampão

Misture soluções de ácido acético e acetato de sódio, de modo a ficarem com concentrações próximas na solução resultante, cujo volume final deve ser de 6 a 10 mL.

Divida esta solução em dois tubos de ensaio e adicione indicador universal.

Verifique o efeito da adição de algumas gotas de HCl 0,1 mol/L num tubo e de algumas gotas de NaOH 0,1 mol/L no outro tubo.

Compare com o efeito da adição de HCl e NaOH, separadamente, sobre volume similar (6 a 10 mL) de água destilada contendo indicador universal.

d) pH de soluções de sais

Verifique com solução de indicador universal o pH de soluções dos seguintes sais: cloreto de amônio, acetato de sódio, carbonato de sódio, hidrogenocarbonato de sódio, hidrogenossulfato de potássio, fosfato de sódio, monohidrogenofosfato de sódio, dihidrogenofosfato de sódio e nitrato ou cloreto de alumínio.

#### e) Indicadores ácido-base extraídos de plantas (antocianinas)

Nesta parte do experimento, você irá investigar a possibilidade de utilização de pigmentos vegetais como indicadores ácido-base. Traga para o laboratório pétalas coloridas de flores (de preferência com tons violáceos, como azaléa, quaresmeira, violeta africana, beijo-de-frade, etc.) ou folhas de repolho roxo. Prepare os extratos aquecendo 3 a 5g do tecido vegetal previamente picado, com 10 a 20 mL de água destilada. Mantenha em ebulição, por 2 a 3 minutos, espere esfriar e filtre ou decante.

Em tubos de ensaio, adicione gotas de cada extrato a soluções com diferentes valores de pH, a saber: HCl 0,1 mol/L, hidrogenocarbonato de sódio, acetato de sódio, carbonato de sódio e NaOH 0,1 mol/L. Agite e observe. O extrato pode servir como indicador ácido-base?

#### f) Titulação ácido-base

Neste ensaio, você irá selecionar um extrato vegetal do item anterior e verificar o seu uso para detectar a viragem numa titulação ácido-base, comparando com um indicador convencional (por exemplo fenolftaleína).

Com o auxílio de uma pipeta, transfira para dois erlenmeyers limpos, duas alíquotas separadas de 25,00 mL do ácido aproximadamente 0,10 mol/L. A um dos erlenmeyer, adicione 2 a 3 gotas de fenolftaleína e ao outro cerca de 10 gotas do extrato vegetal escolhido.

Coloque a solução de hidróxido de sódio (anote a molaridade da solução, escrita no rótulo do frasco) numa bureta e adicione-a pouco a pouco, ao erlenmeyer contendo fenolftaleína, até a viragem do indicador. Anote o volume gasto.

Repita a adição de base ao outro erlenmeyer e compare os volumes gastos nas duas titulações.

## BIBLIOGRAFIA

1. E. Giesbrecht et alii, PEQ, "Experiências de Química -Técnicas e Conceitos Básicos", Ed. Moderna e EDUSP, 1982, exp. 13.5, p.106.
2. B.H.Mahan e R.J.Myers, "Química, um curso universitário", tradução da 4a. edição americana, Ed. Edgard Blücher, 1993.
3. R. Isuyama et alii, "Experimentos sobre equilíbrio químico", GEEQUIM, IQUSP, 1985, cap. II, exp. II.1, p.35.
4. S. Clevenger, "Flowers pigments", Scient. Amer. 210 (6), 84-92 (1964).
5. "Japanese unlock mysteries of plant color", Chem. & Eng. News, 63 (22), 51, 1985.
6. M. Forster, "Plant pigments as acid-base indicators -An exercise for the junior high school", J.Chem.Educ., 55 (2), 107 (1978).
7. A . B. Couto, L. A . Ramos e E.T.G.Cavalheiro, "Aplicação de pigmentos de flores no ensino de Química", Química Nova, 21 (2), 221 (1998).

# EXPERIÊNCIA 4 - TITULAÇÃO DE PRODUTOS COMERCIAIS

## I. OBJETIVOS

Utilizar titulações ácido-base e cálculos estequiométricos para determinar a concentração de amônia em um produto de limpeza e de ácido acético em vinagre.

## II. PROCEDIMENTO

### 1. DETERMINAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO DE AMÔNIA EM UM PRODUTO DE LIMPEZA

Transfira com o auxílio de uma bureta 3,00 mL do produto de limpeza para um erlenmeyer de 125 mL. Adicione cerca de 20 mL de água destilada e 2 a 3 gotas de solução de indicador verde de bromocresol (cujas faixas de viragem são de 3,8 a 5,4).

Titule com ácido clorídrico padronizado, ca. 0,1 mol/L (anote a concentração exata), até que a coloração da solução mude de azul para amarelo. Caso tenha dúvida sobre a viragem, anote o valor do volume usado do titulante, adicione mais uma gota à solução, observe e caso note alguma alteração, faça novamente a leitura do volume.

Repita a titulação com outra amostra de 3,00 mL do produto de limpeza. Caso haja uma grande discrepância entre os volumes de titulante utilizados ( $> 0,10$  mL), repita a titulação mais uma vez.

Calcule a concentração molar de amônia ( $\text{NH}_3$ ) no produto de limpeza. Utilize nos cálculos a média dos valores obtidos em duas titulações que deram resultados concordantes.

Obs.: Outros indicadores ácido-base que poderiam ser utilizados nesta titulação são o azul de bromofenol cuja forma ácida é amarela e a forma básica é azul (viragem em pH 3,0 a 4,6) e o alaranjado de metila cuja forma ácida é vermelha e a forma básica é amarela alaranjada (viragem em pH de 3,1 a 4,4).

## 2. DETERMINAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO DE ÁCIDO ACÉTICO NO VINAGRE

O vinagre é uma solução diluída de ácido acético (4 a 5% em massa). Neste experimento, verificaremos se o produto atende às especificações de qualidade (ou seja, se contém 4 a 5 g de ácido acético em 100 g de vinagre). Pese um erlenmeyer de 250 mL (seco externamente) em uma balança semi-analítica, cuja legibilidade seja de 0,001 g. Meça com o auxílio de uma bureta 5,00 mL de vinagre e transfira-o para o erlenmeyer. Pese o conjunto na mesma balança utilizada anteriormente.

Adicione cerca de 35 mL de água destilada e 2 a 3 gotas de solução de fenolftaleína. Titule com a solução de NaOH (anote a concentração exata), até que ocorra a mudança de cor do indicador de incolor para rosa claro e que essa coloração seja persistente. Calcule o conteúdo de ácido acético no vinagre, dando o resultado em gramas de ácido acético por 100 g de vinagre.

Repita a titulação com outra amostra de 5,00 mL do vinagre (inclusive a pesagem da amostra). Faça os cálculos para esta nova determinação. Caso haja uma grande discrepância ( $> 0,10\%$ ) entre as duas porcentagens de ácido acético obtidas, repita a titulação mais uma vez.

## III. BIBLIOGRAFIA

1. A.I. Vogel, "Análise Inorgânica Quantitativa", 4a. ed., revista por J. Bassett, R.C. Denney, G.H. Jeffery e J. Mendham, traduzida por A. Espínola, Ed. Guanabara, Rio de Janeiro, 1986, cap.X, parte A.1, p. 178 (teoria das titulações ácido-base), parte B.1, p. 223 (procedimentos).
2. J.A. Beran e J.E. Brady, "Laboratory Manual for General Chemistry", J. Wiley & Sons, N. York, 1978, (titulação de vinagre).
3. O.A. Ohlweiler, "Química Analítica Quantitativa", 3a. ed., Livros Técnicos e Científicos, v. 2, 1981, cap. 17, p. 95 (determinação de acidez total em vinagre).



## EXPERIÊNCIA 5 - SOLUBILIDADE DE SÓLIDOS EM LÍQUIDOS

### I. OBJETIVOS

Estudar a variação de solubilidade do  $\text{KNO}_3$  com a temperatura e aplicar princípios de solubilidade para separar os componentes de uma mistura de sais, fazendo uma purificação por recristalização.

### II. PROCEDIMENTO

#### 1. Determinação da curva de solubilidade do $\text{KNO}_3$

Observação: Para a construção da curva de solubilidade do  $\text{KNO}_3$  serão determinadas as temperaturas em que sete soluções de concentrações conhecidas se tornam saturadas (início da cristalização). Cada grupo de alunos deve determinar apenas um ponto.

No final da experiência, os dados de todos os grupos devem ser coletados e analisados.

a) pese **uma** das seguintes quantidades de  $\text{KNO}_3$ , seguindo a orientação do professor:

2,00; 4,00; 6,00; 8,00; 10,00; 12,00; 14,00 g;

b) transfira **quantitativamente** para um tubo de ensaio (2x20 cm);

c) adicione ao tubo 10,0 mL de água destilada e verifique se houve variação de temperatura na dissolução (anote a temperatura da água antes e depois da adição do sal);

d) aqueça o tubo em banho de água quente (em béquer), agitando com bastão de vidro até a dissolução completa do sal. Introduza um termômetro na solução deixando-a esfriar e agitando-a cuidadosamente. Anote a temperatura na qual o sal começa a cristalizar. Caso a cristalização não ocorra mesmo à temperatura ambiente, resfrie o tubo mergulhando-o num béquer contendo água gelada e determine a temperatura de saturação. Redissolva o sal e repita o procedimento.

O resultado final deve ser a média de dois resultados concordantes.

**Nota:** Terminada a experiência, redissolva o sólido e transfira a solução para uma cápsula de porcelana. O sal é puro e será recuperado posteriormente evaporando a água. **Não jogue o KNO<sub>3</sub> na pia.**

2. Purificação de uma amostra de KNO<sub>3</sub>.

a) Pese em um béquer de 100 mL cerca de 10 g de KNO<sub>3</sub> **impuro**. O sal está impurificado com material insolúvel em água, mesmo à quente, e com Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>·3H<sub>2</sub>O, cuja solubilidade em função da temperatura está indicada na Tabela 1.

b) Supondo que a amostra contém, **no máximo**, 10% em massa de impurezas, calcule a quantidade mínima de água necessária para dissolver todo o KNO<sub>3</sub> a 80.C, utilizando os dados da tabela.

**Tabela 1: Solubilidade de sais em água, a várias temperaturas**

**Solubilidade (g/100g H<sub>2</sub>O)**

T°C	KNO <sub>3</sub>	Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ·3H <sub>2</sub> O
30	46	197
50	86	217
60	111	231
80	169	268

c) Adicione, à amostra, o volume de água conveniente mais 5 mL de excesso para compensar as perdas por evaporação. Aqueça o sistema lentamente, em banho-maria, até uma temperatura de cerca de 80 .C, agitando a mistura periodicamente com um bastão de vidro. Separadamente, coloque um pouco de água destilada para aquecer, em um béquer ou erlenmeyer. Quando todo o sal estiver dissolvido, filtre a mistura a quente, para eliminar as impurezas insolúveis. Para isso, use um funil de colo curto e papel de filtro pregueado, previamente lavado com a água quente. Filtre em pequenas porções, mantendo a solução restante sob aquecimento, recolhendo o filtrado em um béquer de 150 mL. Deixe o filtrado esfriar até próximo à temperatura ambiente e mergulhe-o, em seguida, em um banho de água e gelo até não se observar posterior cristalização do KNO<sub>3</sub>. Separe os cristais por filtração à pressão

reduzida, utilizando uma espátula ou bastão de vidro (com policial) para facilitar a transferência do sólido para o funil de Büchner. Lave o sólido com o menor volume possível de água gelada, adicionando-a com auxílio de um conta-gotas. Em seguida, repita a lavagem com 10 mL de etanol. Deixe secar por 5 minutos na própria trompa de vácuo. Pese a massa obtida na mesma balança utilizada no início do experimento para pesar a mistura.

### III. BIBLIOGRAFIA

1. P. Atkins e L. Jones, "Chemistry -Molecules, matter and change", Freeman Pub., 3rd. ed. N.York, 1997.
2. J. C. Kotz e P. Treichel Jr., "Chemistry and chemical reactivity", Saunders, 4a ed., Florida 1999.
3. L. Pauling, "Química Geral", v. 1, Ao Livro Técnico e Científico Ltda., Rio de Janeiro, 1982.
4. E. Giesbrecht, coord., PEQ -Projetos de Ensino de Química -Técnicas e Conceitos Básicos, Ed. Moderna/EDUSP, São Paulo, 1982,

## EXPERIÊNCIA 6 - REATIVIDADE DE METAIS

### I. OBJETIVOS

Ordenar alguns metais e o hidrogênio pela sua reatividade.

Utilizar a lei das pressões parciais de misturas gasosas e a equação de estado dos gases ideais para determinar a quantidade de hidrogênio formada pela reação entre magnésio e ácido clorídrico. Treinar cálculos estequiométricos.

Verificar algumas aplicações de reações de óxido-redução incluindo as que envolvem trabalho elétrico.

Interpretar potencial padrão de pilha e relacioná-lo com a variação de energia livre e a constante de equilíbrio da reação envolvida.

### II. PROCEDIMENTO

#### II.1. Determinação da pureza de uma amostra de magnésio

Anote o número da amostra de metal que lhe foi fornecida (um pedaço de fita de magnésio de cerca de 6 cm).

Prenda a fita de metal a um pedaço de gaze (cerca de 8x8 cm) e dobre a fita em forma de "S", sem apertá-la. (Cuidado: O metal se quebra com facilidade.)

Encha uma cuba ou um béquer de 1 litro com água até cerca de  $\frac{3}{4}$  de sua capacidade.

Coloque a gaze com a fita de magnésio sob a água da cuba e remova as bolhas de ar que eventualmente tenham ficado retidas na gaze e no metal. Não dobre muito a gaze.

Em uma proveta de 100 mL, coloque cerca de 100 mL de uma solução de ácido clorídrico, que foi preparada misturando o ácido concentrado e água na proporção de 1:9, em volume. Complete com água destilada o volume total da proveta, até o ponto de transbordamento. Aguarde um pouco para que as bolhas do seu interior subam até a superfície.

A proveta será a seguir emborcada sobre o magnésio. Para isso, cubra o seu bocal com um pedaço de filme de PVC, puxando-o firmemente a fim de evitar a formação de bolhas.

Inverta a proveta, mergulhando-a na água da cuba. Remova o filme, sob a água, e centralize rapidamente a proveta sobre a fita do metal. Prenda a

proveta verticalmente num suporte, com mufa e garra, de modo a ficar sempre tocando o fundo da cuba e não haver vazamento do gás produzido (vide esquema na figura abaixo). Se ocorrer perda apreciável do gás, repita o experimento.

Depois que a reação cessar, desprenda eventuais bolhas de gás presas às paredes da proveta e à gaze, por meio de batidas cuidadosas na proveta. Aguarde cerca de 5 minutos para deixar o sistema retornar à temperatura ambiente.

Anote os seguintes valores, com os desvios e unidades correspondentes:

- a) Volume do gás na proveta
- b) Diferença de altura entre os níveis de água na proveta e na cuba (altura  $h$  na figura, meça com régua)
- c) Temperatura ambiente
- d) Pressão atmosférica
- e) Pressão de vapor d'água, fornecida numa tabela em função da temperatura
- f) Massa da amostra utilizada

Para calcular a quantidade (mols) de hidrogênio produzido, lembre-se de que ele é pouco solúvel em água e se encontra saturado de vapor d'água, dentro da proveta. Considere o hidrogênio como um gás ideal, isto é, moléculas pontuais e sem interação entre si. A partir da quantidade de hidrogênio, calcule a massa do magnésio que reagiu.

## II.2. Limpeza de objetos de prata enegrecidos

*Traga para o laboratório objetos pequenos de prata (medalhinha, corrente, etc.) que necessitem limpeza. Evite objetos muito grandes (bandejas, garfos etc.) ou com pedras.*

Forre o fundo de um béquer com um pedaço de folha de alumínio dobrada. Prepare neste béquer uma solução quase saturada de bicarbonato de sódio, dissolvendo cerca de 10 g do sal em 100 mL de água. Aqueça e agite para dissolver o sal.

Coloque, sobre a folha de alumínio e imersos na solução de bicarbonato, os objetos de prata a serem limpos. Mantenha a solução em ebulição por cerca de 15 minutos.

Após esfriar, retire os objetos de prata do banho, lave-os e enxugue-os.

### II.3. Reações de metais

a) Em cada um de três tubos de ensaio, coloque 2 a 3 mL de solução de HCl de concentração 1 mol L<sup>-1</sup>. Adicione algumas raspas de zinco metálico a um dos tubos, um pedaço de fita de magnésio ao outro e algumas raspas de cobre ao terceiro. Anote as suas observações e escreva as equações químicas das reações que ocorrerem.

b) Coloque um pouco de água destilada em três tubos de ensaio e acrescente 1 a 2 gotas de solução de fenolftaleína a cada um deles. Adicione zinco metálico a um dos tubos, magnésio ao segundo e cobre ao terceiro, como no item a. Observe e anote. Após algum tempo, repita as observações. O aquecimento dos sistemas pode auxiliar a observação. Procure equacionar o processo, se for o caso.

c) Coloque aproximadamente 3 mL de solução de sulfato de cobre em dois tubos de ensaio.

Adicione a um deles algumas raspas de zinco metálico e ao outro um pedaço de fita de magnésio. Observe e anote. Equacione as reações químicas envolvidas, quando for o caso.

d) Repita o procedimento descrito em c usando solução de nitrato ou sulfato de zinco e os metais magnésio e cobre.

e) Repita o procedimento descrito em c usando solução de nitrato ou sulfato de magnésio e os metais zinco e cobre.

Instruções para descarte:

Devolva os metais inatacados para reutilização. Jogue na cesta de lixo e não na pia os metais atacados.

### III. BIBLIOGRAFIA

1. J. C. Kotz e K. E. Purcell, "Chemistry & Chemical Reactivity", Saunders Coll. Publ., 1987, cap. 6, p. 190 (misturas gasosas, lei de Dalton), cap. 19 (reações de oxido-redução).
2. P. Atkins e L. Jones, "Chemistry -Molecules, Matter and Change", Freeman and Co., 3a ed., 1997, cap. 5. p. 161 e cap. 17 (misturas de gases e eletroquímica, respectivamente).
3. M. J. Sienko e R. A. Plane, "Experimental Chemistry", Mc Graw-Hill, 1961, p. 89 (procedimento da reação de metal com ácido).
4. M. D. Joesten, D. O. Johnston, J. T. Netterville e J. L. Wood, "World of Chemistry", Sauders Coll. Publ., 1991, cap. 10, p. 281 (reatividade de metais).
5. PEQ -"Projetos de Ensino de Química -Técnicas e Conceitos Básicos", coordenação E. Giesbrecht, Ed. Moderna -EDUSP, 1982, cap. 14 (reatividade de metais e pilhas).
6. R. Isuyama et alii., "Experiências sobre equilíbrio químico", GEEQUIM, IQUSP, 1985, cap. VII, exp. VII.4, p. 218-224 (desoxidação de objetos de prata).
7. H. Mahan e R. J. Myers, "Química, um curso universitário", tradução da 4a. edição americana, Ed. Edgard Blücher, 1993, cap. 7 (eletroquímica).
8. J. B. Russell, "Química Geral", McGraw-Hill, 1982, cap. 19 (eletroquímica).

## EXPERIÊNCIA 7 - ELETROQUÍMICA

### I. OBJETIVOS

Verificar algumas aplicações de reações de óxido-redução.

Compreender reações de óxido-redução em que se realiza um trabalho elétrico.

Interpretar potencial padrão de pilha e relacionar com a variação de energia livre e a constante de equilíbrio da reação envolvida.

### II. PROCEDIMENTO

#### II.1. Confeção de circuitos impressos

Limpe, com água e sabão, uma placa de fenolite recoberta por cobre e enxugue-a.

Pinte com caneta apropriada (tinta que não se dissolve na água) as regiões onde deseja que o cobre permaneça.

Mergulhe a placa em uma solução preparada pela mistura de 10 mL de água oxigenada a 20 volumes com 5 mL de solução 2 mol L<sup>-1</sup> de ácido clorídrico. Deixe durante 15 a 20 minutos, agitando freqüentemente. Faça observações periódicas.

Após todo o cobre exposto ter sido removido, retire a placa e lave-a com água corrente. A tinta pode ser removida com palha de aço.

Reserve a solução resultante deste processo de descobreação para o ensaio seguinte.

#### II.2. Recuperação de cobre de soluções

Este ensaio ilustra um importante processo industrial de recuperação de cobre de soluções diluídas. Ferro metálico (na prática, sucata de ferro) é utilizado para deslocar o cobre das soluções.

Coloque um bastão de vidro na solução obtida no ensaio II.2 e aqueça até não observar mais saída de gás. Após esfriar um pouco, coloque alguns pregos de ferro lixados na solução.



Agite esporadicamente até a solução sobrenadante não apresentar mais a coloração característica de íons de cobre(II).

Coloque o cobre recuperado e os restos de pregos nos recipientes apropriados.

**Não os jogue na pia.**

### II.3. Construção e determinação de f.e.m. de pilhas

As pilhas serão montadas sobre um pedaço de papel de filtro, recortado de forma a apresentar três seções. Coloque o pedaço de papel sobre uma placa de vidro plana.

Limpe uma placa de cobre e uma de zinco com palha de aço. Lave e enxugue as placas.

Molhe uma das seções do papel de filtro com algumas gotas de uma solução 1,0 mol/L de sulfato ou nitrato de cobre e coloque imediatamente a placa de cobre sobre a região umedecida.

Pressione a placa contra o papel para permitir um bom contato.

De maneira análoga, coloque em outra seção do papel gotas de uma solução 1,0 mol/L de sulfato ou nitrato de zinco e a placa de zinco e, na terceira seção, gotas de solução 1,0 mol/L de nitrato de prata e uma placa de prata. Tome cuidado para não trocar as placas. Cada metal deve ficar em contato com a solução do cátion correspondente.

A seguir, adicione gotas de solução 1,0 mol/L de nitrato de sódio na parte central do papel, apenas o suficiente para que esta solução entre em contato com as três soluções aplicadas anteriormente.

Com um voltímetro, meça imediatamente a f.e.m. das pilhas formadas pelos três eletrodos combinados dois a dois, anotando as polaridades dos eletrodos de cada pilha.

Meça também a temperatura.

### III. BIBLIOGRAFIA

1. J. C. Kotz e K. E. Purcell, "Chemistry & Chemical Reactivity", Saunders Coll. Publ., 1987, cap. 19 (eletroquímica), cap. 25, p. 957 (recuperação de cobre).
2. B. H. Mahan e R. J. Myers, "Química, um curso universitário", tradução da 4a. edição americana, Ed. Edgard Blücher, 1993, cap. 7 (eletroquímica).
3. J. B. Russell, "Química Geral", McGraw-Hill, 1982, cap. 19 (eletroquímica).

4. P. Atkins e L. Jones, "Chemistry -Molecules, Matter and Change", Freeman and Co., 3a ed., 1997, cap. 17 (eletroquímica).
5. R. Isuyama et alii., "Experiências sobre equilíbrio químico", GEEQUIM, IQUSP, 1985, cap. VII, exp. VII.4, p. 218-224 (desoxidação de objetos de prata).
6. J. D. Lee, "Química Inorgânica não tão concisa", tradução da 5a ed. inglesa, Ed. Edgard Blücher, 1999, cap. 27 (obtenção de cobre de minérios muito pobres).
7. E.Giesbrecht et alii, "Experiências de Química-Técnicas e conceitos básicos (PEQ)", Ed. Moderna e Ed. da Universidade de São Paulo (EDUSP), S. Paulo, 2a ed., 1982, , cap. 14 (pilhas eletroquímicas).

# EXPERIÊNCIA 8 - PROPRIEDADES DE SUBSTÂNCIAS IÔNICAS E MOLECULARES

## I. OBJETIVOS

Observar o comportamento de substâncias puras e misturas em campos elétricos, classificando os sistemas em condutores e isolantes.

Relacionar propriedades macroscópicas das substâncias (ponto de fusão, solubilidade e condução de corrente elétrica) com a sua estrutura microscópica.

## II. INTRODUÇÃO

As medidas de condutividade das substâncias utilizadas neste experimento serão feitas utilizando um equipamento que tem uma fonte de alimentação (transformador que converte 110 V em 12 V) e uma lâmpada de 12 V que permite avaliar, através da intensidade da luz, a corrente que passa entre os terminais. Esse equipamento tem saída para corrente alternada e contínua e quando se utiliza a saída de corrente alternada, a ocorrência de eletrólise é minimizada. A fonte de alimentação possui, portanto, três terminais; seu professor lhe dirá quais são os que proporcionam corrente alternada.

Se a substância analisada tiver caráter molecular e se encontrar na forma não ionizada, a lâmpada não se acenderá. Substâncias iônicas, no estado sólido, também não permitem que a lâmpada se acenda. Se, por outro lado, a substância molecular estiver na forma de íons ou a substância iônica estiver no estado líquido, a lâmpada se acenderá e a sua luminosidade aumentará à medida que aumentar a concentração de íons.

## III. PROCEDIMENTO

### 1. Verificação da natureza elétrica de substâncias puras e em solução

Utilizando a fonte de corrente alternada, eletrodos de cobre e tubos de ensaio, verifique a condutividade dos sistemas (a) até (g); o item (h) é uma demonstração feita por seu professor.

Limpe a superfície metálica com esponja de aço no início do experimento e lave os eletrodos após cada ensaio:

- (a) água destilada;
- (b) água destilada na qual se dissolveu uma ponta de espátula de sacarose;
- (c) solução 0,1 mol.L-1 de ácido acético ;
- (d) solução 0,1 mol.L-1 de hidróxido de amônio;
- (e) solução obtida após misturar as soluções utilizadas em (c) e (d);
- (f) solução 0,1 mol.L-1 de NaCl;
- (g) ácido acético glacial (**cuidado !! reagente corrosivo ! Trabalhe na capela**). Coloque cerca de 2 mL deste ácido em um tubo de ensaio e após realizar o teste com o reagente acrescente ao tubo 10 gotas de água com o auxílio de um conta-gotas, agite e observe a condutividade. Repita e observe o brilho da lâmpada; anote o resultado de sua observação.
- (h) hidróxido de sódio fundido (demonstração feita pelo professor).

## 2. Eletroforese

A eletroforese é um método de análise e separação que consiste na migração de partículas carregadas eletricamente em uma solução eletrolítica, pela passagem de uma corrente elétrica nessa solução. Uma das aplicações importantes desse método é a separação de componentes protéicos de uma mistura como o plasma. O arranjo experimental a ser utilizado nesta experiência está esquematizado na figura 1.

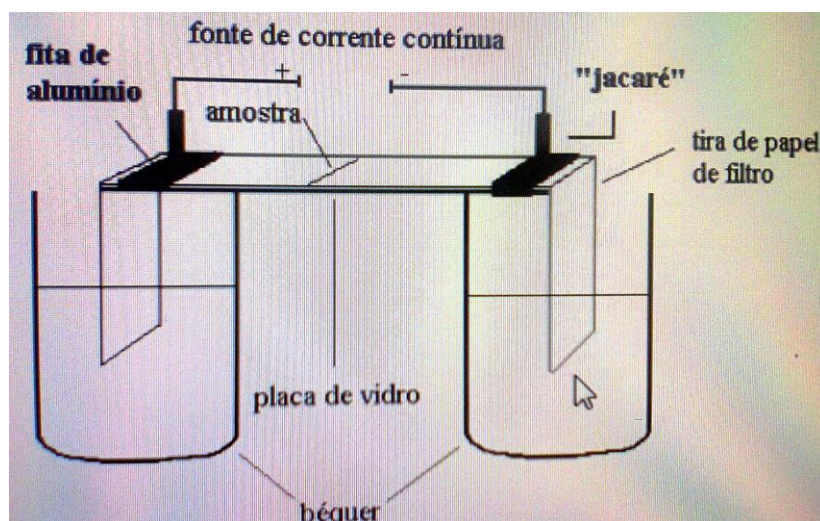


Fig. 1:- Arranjo experimental para eletroforese

Neste ensaio serão utilizadas soluções aquosas de nitrato de potássio, cromato de potássio e nitrato de bis(etilenodiamina) cobre(II). Esta última substância é um complexo de cobre com etilenodiamina,  $[Cu (NH_2-CH_2-CH_2-NH_2)_2]^{2+}$

Monte a aparelhagem esquematizada na fig. 1.

Dobre as extremidades de uma tira de papel de filtro de cerca de 20 cm e coloque-a sobre uma lâmina de vidro, como mostrado na figura acima.

Goteje solução de  $\text{KNO}_3$  sobre o papel de modo a deixá-lo uniformemente umedecido.

Observe a coloração inicial das amostras separadas contendo íons cromato e bis (etilenodiamina) cobre (II) e misture algumas gotas de cada solução em um vidro de relógio. Aplique a mistura mergulhando um fio de linha na mistura e aplicando-o, transversalmente, no papel de filtro. Repita do procedimento de forma a obter uma mancha estreita e transversal na metade do comprimento do papel. Dobre algumas vezes dois pequenos pedaços de folha de alumínio e envolva com eles cada uma das extremidades da lâmina coberta com o papel umedecido com eles. Sobre essas tiras de alumínio prenda os terminais referentes à corrente contínua e observe. Observação: a solução de nitrato de potássio contém etilenodiamina suficiente para suprimir a dissociação do complexo de cobre.

### 3. Determinação de intervalo de temperatura de fusão

a) Preencha cerca de 1/4 de um tubo capilar fechado em uma das extremidades com naftaleno em pó e amarre-o junto ao bulbo de um termômetro como mostrado na figura 3.8 (pág. 27) da referência 1 ou na foto disponível no CD. Mergulhe o bulbo do termômetro em um béquer contendo água e aqueça lentamente. Observe e anote as temperaturas inicial e final de fusão.

b) Transfira um pouco de cloreto de sódio sólido para um tubo de ensaio seco e aqueça na chama de um bico de Bunsen. Observe o que ocorre.

Observação: Para auxiliar na sua interpretação, verifique, separadamente, a solubilidade do naftaleno e do cloreto de sódio em água e em tetracloreto de carbono. Use quantidades pequenas dos sólidos.

## BIBLIOGRAFIA

1. E. Giesbrecht, coord., PEQ -Projetos de Ensino de Química -Técnicas e Conceitos Básicos, Ed. Moderna/EDUSP, São Paulo, 1982, p. 27-28 e 55-57 (procedimentos para determinação de ponto de fusão e verificação de condutividade).
2. C. L. do Lago, Química Nova, 1992, 15 (4), 374-376 (eletroforese).
3. J. D. Lee, "Química, um novo texto conciso", Ed. Edgard Blücher Ltda., 1980, p. 31 (compostos iônicos e covalentes)
4. P.W. Atkins e L. Jones, Chemistry: Molecules, Matter and Change, 4a. ed., W.H. Freeman, New York American Books, New York, 1999.
5. P.W. Atkins e L. Jones, Princípios de Química -Questionando a vida moderna e o meio ambiente, Bookman, Porto Alegre, 2001.
6. J.C. Kotz e P. Treichel Jr, Chemistry and Chemical Reactivity, 4a. ed., Saunder College Pub., N. York, 1999
7. J.C. Kotz e P. Treichel Jr., Química e reações químicas, vol. 1 e 2, LTC Livros Técnicos e Científicos Ed. S.A., São Paulo, 2000.

## EXPERIÊNCIA 9 - VARIAÇÃO DE ENTALPIA

### 1. OBJETIVOS

Determinar a capacidade calorífica de um calorímetro e a entalpia da reação entre  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{Zn}^0$ .

Correlacionar energia reticular e entalpia de hidratação de íons com entalpia de dissolução.

### 2. INTRODUÇÃO

A termoquímica consiste na aplicação do Primeiro Princípio da Termodinâmica a problemas químicos. Uma das questões mais interessantes a serem abordadas pela termoquímica envolve a quantidade de energia liberada ou absorvida como calor pelo sistema durante uma reação química.

A grande maioria das reações acontece à pressão ambiente (ca. 1 atm) e, dessa forma, o calor envolvido em uma reação nessas condições é chamado de QP, para enfatizar o fato do calor não ser função de estado e depender, portanto, do caminho pelo qual a transformação acontece. O equipamento empregado na determinação da entalpia de reação é o calorímetro, que consiste em um recipiente no qual a reação acontece em condições de isolamento térmico, de forma que à partir da variação de temperatura associada à reação possa ser conhecido o valor de QP. A variação de entalpia ao longo de uma transformação qualquer, seja ela física ou química, é definida como sendo igual ao calor trocado à pressão constante ( $\Delta H = QP$ ).

Neste experimento, determinaremos a variação de entalpia associada à reação entre o zinco metálico e íons cobre e, para tanto, empregaremos um calorímetro de misturas. Obviamente, o calor liberado pela reação é parcialmente absorvido pelo próprio calorímetro. Por esse motivo, antes da medida com o sistema  $\text{Zn}^0 / \text{Cu}^{2+}$  é preciso saber o quanto de energia é absorvido e não será usada para modificar a temperatura do sistema, ou seja, é preciso conhecer a capacidade calorífica do calorímetro (lembre-se que capacidade calorífica é a quantidade de energia necessária para elevar de um grau a temperatura de uma certa massa de substância).

A determinação da capacidade calorífica do calorímetro é feita através de uma reação cuja variação de entalpia seja conhecida com precisão, no caso deste experimento empregaremos a reação de neutralização de um ácido forte com uma base forte, que tem  $\Delta H = -57,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

O calor liberado pela reação (valor teórico) deve, portanto, ser igual ao calor absorvido pela solução mais o calor absorvido pelo calorímetro, ou seja:

$$Q_{\text{reação}} = Q_{\text{solução}} + Q_{\text{calorímetro}}$$

**$Q_{\text{reação}} = \text{calor liberado pela reação (módulo)} = 57,3 \text{ kJ}$  (por mol de moléculas de água formadas)**

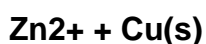
**$Q_{\text{solução}} = \text{calor absorvido pela solução} = m\cdot c\cdot T = d\cdot v\cdot c\cdot T$ , sendo  $m =$  massa da solução,**

**$d = \text{densidade da solução}; v = \text{volume da solução}; c = \text{calor específico da solução};$**

**$\Delta T = \text{variação de temperatura.}$**

**$Q_{\text{calorímetro}} = C\cdot T$ , sendo  $C$  a capacidade calorífica do calorímetro.**

A determinação do  $\Delta H$  da reação entre zinco e íons cobre pode ser feita a partir do momento em que conhecemos  $C$ . A reação química cujo  $\Delta H$  se pretende determinar é escrita como:



Para garantir que a reação seja completa, emprega-se zinco finamente dividido e em excesso. O balanço energético da reação fornece:

**$Q_{\text{reação}} = Q_{\text{solução}} + Q_{\text{calorímetro}} + Q_{\text{sólido}}$  onde**

**$Q_{\text{sólido}} = n\cdot c\cdot T$ , com  $n = \text{número de mols do sólido presente}$ ,  $c =$  capacidade calorífica molar do sólido.**

Como capacidade calorífica do sólido empregar-se-á o valor de  $25,5 \text{ J}\cdot\text{mol}\cdot\text{K}$ . Após calcular o valor do  $Q_{\text{reação}}$ , determina-se o valor do  $\Delta H$  dividindo-se o valor do calor de reação encontrado, pelo número de mols de cobre que reagiu.



Como o valor do  $Q_{\text{reação}}$  é obtido em módulo, é necessário determinar o sinal de  $\Delta H$ , o que pode ser feito através do valor de  $\Delta T$ : se a reação libera calor, a temperatura medida aumenta e  $\Delta H$  é negativo (reação exotérmica), se a reação absorve calor, a temperatura diminui e  $\Delta H$  é positivo (reação endotérmica).

### 3. PROCEDIMENTO

#### 1) Determinação da capacidade calorífica do calorímetro.

Meça, em uma proveta, 100 mL de solução de ácido clorídrico aproximadamente 1 mol/L e anote a molaridade correta fornecida pelo professor; coloque a solução no calorímetro. Junte duas gotas de fenolftaleína, agite com cuidado e anote a temperatura quando ela se tornar constante. Meça o volume de solução de hidróxido de sódio aproximadamente 1 mol/L necessário para neutralizar os 100 mL de ácido clorídrico e coloque um excesso de cerca de 5 mL; anote o valor da molaridade da solução de NaOH fornecido pelo professor. Adicione com cuidado a solução de hidróxido de sódio à solução do ácido contida no calorímetro e agite com cuidado. Anote a temperatura máxima alcançada. Terminada a leitura, anote a cor da solução. Descarte o conteúdo do calorímetro em local adequado e lave-o. Não jogue a solução resultante na pia.

#### 2) Determinação do $\Delta H$ da reação entre zinco e cobre

Meça em uma proveta, 100 mL de solução de sulfato de cobre aproximadamente 0,1 mol/L e anote a molaridade correta fornecida pelo professor. Coloque no calorímetro, agite e anote a temperatura quando ela ficar constante.

Pese 3,3 g de zinco em pó em uma balança de plataforma e adicione-o à solução de sulfato de cobre e agite-a. Anote a temperatura máxima alcançada. Terminada a leitura, filtre a mistura contida no calorímetro usando um funil e papel de filtro.

Coloque o sólido e o líquido filtrado nos recipientes indicados. Anote a cor do líquido filtrado.

#### 3) Entalpia de dissolução de sólidos iônicos

Adicione a um tubo de ensaio uma espatulada de KCl, identifique o tubo e acrescente aproximadamente 3 mL de água destilada; agite, introduza um termômetro na solução e anote a temperatura. Repita esse procedimento usando quantidades aproximadamente iguais de NaCl e LiCl. Não jogue as soluções fora nem as misture ! Recolha-as nos frascos identificados para essa finalidade que estarão no laboratório.

**Observações:** densidade de uma solução 0,50 mol/L de NaCl = 1,02 g/mL; calor específico de uma solução 0,50 mol/L de NaCl = 3,98 J/g.K; calor específico de uma solução 0,10 mol/L de ZnSO<sub>4</sub> = 3,98 J/g.K. As entalpias de formação dos íons Zn<sup>2+</sup>(aq) e Cu<sup>2+</sup>(aq) são, respectivamente, -153,89 kJ/mol e 64,8 kJ/mol. Utilize esses valores para calcular o valor esperado de  $\Delta H$  de reação.

## 5. BIBLIOGRAFIA

1. E. Giesbrecht, coord., PEQ -Projetos de Ensino de Química -Técnicas e Conceitos Básicos, Ed. Moderna/EDUSP, São Paulo, 1982, p. 84.
2. P. Atkins e L. Jones, "Chemistry: Molecules, Matter and Change", 3a. ed., W.H. Freeman, cap. 12, p. 447 (entalpia de dissolução) e cap. 16, 587 (termoquímica).

# EXPERIÊNCIA 10 - EXTRAÇÃO DE DNA DE TOMATE

## I. OBJETIVOS

O principal objetivo deste experimento é o treinamento no uso de técnicas básicas de laboratório, como pesagem, filtração e extração. Pretende-se atingir esse objetivo através de um protocolo para extração de DNA de tomate. Não se esqueça de trazer 1 tomate no dia do experimento.

## II. PROCEDIMENTO

### A. Preparação

Neste experimento você necessitará de um banho-maria, de etanol gelado, de um banho de gelo e também realizará uma filtração com pressão reduzida. Por esse motivo, antes de começar o experimento:

- a) Em uma cuba de vidro (ou béquer de 500 mL) coloque gelo picado; em um béquer de 100 mL coloque cerca de 50 mL de etanol e coloque-o no banho para que seja resfriado.
  
- b) Monte o banho Maria usando um tripé, bico de Bunsen e tela de amianto. Coloque cerca de 500 mL de água em um béquer de 1 L e acenda o bico. Prenda um termômetro em uma garra, prenda-a a uma mufa e deixe-o mergulhado na água em aquecimento; o bulbo do termômetro não deve tocar as paredes nem ficar próximo ao fundo do recipiente de vidro. Este banho será usado na incubação da mistura que contém o DNA e a temperatura deverá ficar entre 50 e 60.C.
  
- c) Para a filtração com pressão reduzida, use um kitassato de 125 mL, um funil de Büchner e recorte um pedaço de papel de filtro de tamanho compatível com o funil selecionado. Lembre-se que todos os orifícios do funil devem ser cobertos pelo papel, o qual não deve ficar apoiado nas paredes laterais do funil. Na redução da pressão você utilizará a trompa disponível em sua bancada com o respectivo frasco de segurança.

## B. Extração do DNA

- a) Em um béquer de 250 mL dissolva 0,44 g de NaCl e 2,2 g de citrato de sódio em 50 mL de água. Após a completa dissolução do sal, adicione 10 mL de detergente de cozinha e agite suavemente para homogeneizar a mistura (não faça bolhas).
- b) Descasque um tomate, retire as sementes e pique-o, colocando os pedaços dentro de um almofariz grande. Use o pistilo para amassar o máximo possível os pedaços de tomate.
- c) Use um vidro de relógio e pese 30 g de tomates amassados, transferindo-os posteriormente para um béquer de 250 mL.
- d) Adicione suavemente ao béquer contendo os tomates a solução preparada no item (a), até que o volume da mistura seja o dobro do ocupado pelo tomate amassado. Esta mistura será incubada no banho-maria, em temperatura que deve ficar ente 50 e 60.C.
- e) Verifique a temperatura do banho-maria que deixou preparado e ajuste-a colocando água fria ou aumentando o aquecimento. Coloque o béquer com a mistura quando a temperatura estiver correta. O período de incubação é de 10 a 15 minutos, durante o qual o béquer deve ser gentilmente agitado de tempos em tempos. Após esse período a mistura deverá ser resfriada.
- f) Terminado o período de incubação, o béquer deverá ser colocado em banho de gelo, onde deverá permanecer por 5 minutos. Ocasionalmente deve ser suavemente agitado. Essa mistura deverá, a seguir, ser filtrada em pressão reduzida.
- g) Usando garra e mufa, prenda o kitassato a um suporte universal e conecte a mangueira do frasco de segurança (certifique-se de que a válvula do frasco esteja aberta). Ajuste o funil de büchner ao kitassato, coloque o papel de filtro e abra a torneira, deixando fluir a água; feche a seguir a válvula do frasco de

segurança e, com o auxílio de um bastão de vidro, transfira o conteúdo do béquer para o funil. O volume usado do funil nunca deve exceder a 50% de sua capacidade durante a filtração.

h) Com a filtração concluída, abra a válvula do frasco de segurança e em seguida feche a torneira (nessa ordem!). Retire o funil e desconecte a mangueira que prende o kitassato contendo o filtrado ao frasco de segurança. Faça a homogeneização do filtrado através de movimentos circulares do kitassato.

i) Com o auxílio de uma proveta, separe 5 mL do filtrado, coloque em um tubo de ensaio grande e coloque o tubo em uma estante (rack). Meça o volume de filtrado remanescente, anote e coloque em um béquer de 100 mL.

j) Usando um conta-gotas ou bastão de vidro, transfira 10 mL de etanol gelado à solução do tubo de ensaio. Quanto mais gelado estiver o etanol, melhor. Faça o mesmo com o filtrado que colocou no béquer de 100 mL, adicionando ao volume contido no béquer, o dobro do volume de etanol gelado.

k) Deixe tanto o tubo de ensaio quanto o béquer em repouso por alguns minutos e observe, no tubo de ensaio, o que acontece na área onde a camada de água e a de etanol se encontram (interface). Anote.

l) O DNA do tomate formar-se-á na fase alcoólica, separando-se como um sólido gelatinoso e esbranquiçado que pode ser facilmente removido da solução.

## Bibliografia

1. Abordagem química na extração do DNA, R. Lima, L.F. Fraceto, Química Nova na Escola, 25, 43-45 (2007).
2. [http://www.ucbiotech.org/edu/edu\\_aids/TomatoDNA.html](http://www.ucbiotech.org/edu/edu_aids/TomatoDNA.html).