

# Padronização de Soluções Ácida e Básica Empregando Materiais do Cotidiano

Willian Toito Suarez, Luiz Henrique Ferreira e Orlando Fatibello-Filho

Neste artigo, é relatado o emprego de ácido acetilsalicílico (AAS) e bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ) como padrões primários para a padronização de ácido muriático ( $\text{HCl}$  impuro) e soda cáustica (mistura de  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e  $\text{NaCl}$ ), empregando-se titulação ácido-base. Essas substâncias utilizadas são de baixo custo e de fácil aquisição e podem ser empregadas por alunos do Ensino Médio e Superior em substituição aos padrões primários normalmente utilizados em padronizações de soluções ácida ou básica em volumetria ácido-base.

► titulação ácido-base, padronização de soluções, materiais do cotidiano ◀

Recebido em 28/3/06; aceito em 15/2/07

36

Uma forma de viabilizar a experimentação no ensino de Química é por meio do emprego de substâncias de baixo custo e que fazem parte do nosso cotidiano. Fatores como segurança, custo e tempo necessário para a realização do experimento devem ser avaliados pelo professor, assim como a abordagem que melhor facilita a compreensão dos fenômenos químicos por parte dos estudantes. Assim, vários conceitos como equilíbrio químico (Ferreira *et al.*, 1997), equilíbrio ácido-base (Marconato *et al.*, 2004; Lima *et al.*, 1995) e termoquímica (Mortimer e Amaral, 1998) têm sido abordados por meio do estudo do fenômeno empregando material e/ou substâncias de fácil aquisição.

A titulação é um processo empregado em química para determinar a quantidade de uma substância em solução, à qual, nesse caso, dá-se o nome de titulante. Para isso, utiliza-se uma solução de concentração bem definida, à qual se dá o nome de titulante. A solução do titulante deve ser preparada com um padrão primário ou deve ser padronizada (padrão secundário) empregando-se um padrão primário.

Em uma titulação ácido-base, faz-

se reagir um ácido com uma base até atingir o ponto de equivalência, que pode ser determinado empregando-se um indicador ácido-base, ou por meio do ponto de inflexão da curva de titulação, que pode ser obtida empregando-se um medidor de pH (pHmetro).

Normalmente, para se fazer uma titulação, utiliza-se um frasco de erlenmeyer (no qual é colocado o titulado) e uma bureta (na qual está contido o titulante).

Essa experiência tem como objetivo a utilização do ácido acetilsalicílico (AAS) e bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ) como padrões primários para padronização de soda cáustica e ácido muriático em amostras comerciais, respectivamente.

O tempo previsto para a realização do experimento é de aproximadamente 50 minutos.

## Material e reagentes

- Balança com precisão de mg
- Erlenmeyer de 125 mL (ou garrafa plástica cônica de refrigerante)
- Balão volumétrico de 50 mL, 100 mL e 250 mL (ou frascos de vidro ou plástico calibrados. A calibração do frasco pode ser

feita adicionando-se o volume de água requerido ou por meio da medida do volume ocupado por uma massa conhecida de água. Nesse último caso, é importante consultar uma tabela de variação da densidade da água em função da temperatura)

- Bureta de 50 mL (ou tubo plástico calibrado com torneira ou, ainda, seringa descartável sem agulha)
- Pipeta volumétrica de 15 mL (ou seringa descartável sem agulha)
- Pipeta volumétrica de 2 mL (ou seringa descartável sem agulha)
- Béquer de 100 mL (ou frasco de vidro ou plástico calibrado)
- Almofariz e pistilo (ou cinzeiro de ágata)
- Suporte universal
- Garra
- Funil
- Papel de filtro para café
- Água destilada
- Comprimido de AAS<sup>1</sup>: Melhoral® ou Aspirina® (o comprimido de AAS deve ser o comum, não podendo ser o tamponado e nem o efervescente, que também é tamponado)
- NaOH comercial<sup>2</sup> (a soda cáus-

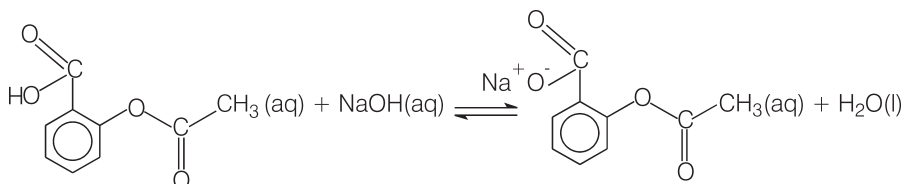
tica pode conter além de NaOH,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e NaCl)

- HCl impuro<sup>3</sup> (ácido muriático)
- Bicarbonato de sódio comercial (produto farmacêutico)
- Solução alcoólica de fenolftaleína (dissolver 0,1 g de fenolftaleína em 25 mL de água + 25 mL de etanol). A fenolftaleína pode ser encontrada nos seguintes medicamentos: complexo homeopático Almeida Prado n. 46; Obesifran<sup>®</sup>; Obesiform<sup>®</sup>; Obesidex<sup>®</sup>; Esbell<sup>®</sup> ou Agarol<sup>®</sup> (Simoni e Tubino, 2002)
- Solução de alaranjado de metila (dissolver 0,2 g de alaranjado de metila em água quente, e após resfriamento, filtra-se se necessário, e dilui-se com água até 100 mL)
- Etanol comercial (atualmente o álcool é vendido em supermercados em diversas concentrações: 46° INPM; 92,8° INPM entre outras. Assim, na preparação da solução de fenolftaleína ou da solução de AAS, o álcool 46° INPM deve ser empregado sem diluição)
- Indicador preparado com extrato bruto de repolho roxo (Fatibello-Filho *et al.*, 2006)

### Procedimento 1. Padronização da soda cáustica com AAS (equação 1)

Colocar quatro comprimidos de AAS (500 mg cada) no almofariz e triturar. A seguir, transferir o AAS já em pó para um béquer de 100 mL. Adicionar 50 mL de solução alcoólica 1:1 v/v. Em seguida, filtrar, lavar bem o papel de filtro e transferir o filtrado para um balão volumétrico de 100 mL e completar o volume com solução alcoólica 1:1 v/v. Calcular a concentração em  $\text{mol L}^{-1}$  dessa solução.

Preparar uma solução de hidróxido de sódio de concentração aproximada de  $0,10 \text{ mol L}^{-1}$  em um balão



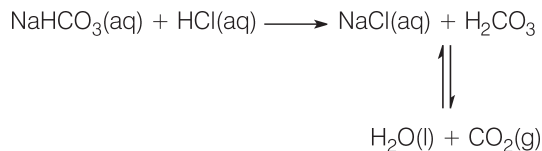
Equação 1

volumétrico de 250 mL. Transferir com o auxílio de uma pipeta volumétrica 15 mL dessa solução para um erlenmeyer de 125 mL e adicionar de 3 a 5 gotas de solução alcoólica de fenolftaleína (obs.: Na falta desse indicador, empregar uma solução de extrato bruto de repolho roxo. No ponto de equivalência, a viragem do indicador ocorre de verde para rosa claro).

Encher a bureta de 50 mL com uma solução de AAS e, a seguir, titular a solução contida no erlenmeyer. Para isso, adicionar lentamente a solução da bureta ao erlenmeyer até o desaparecimento da coloração rosa (ou mudança de verde para rosa claro se usar a solução de extrato bruto de repolho roxo). Anotar o volume da solução de AAS gasto para neutralizar o hidróxido de sódio. Com base nos dados obtidos na titulação, calcular a concentração de hidróxido de sódio comercial preparada. Como o NaOH comercial pode conter outras substâncias ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e NaCl), o ideal é preparar uma nova solução, levando em consideração o teor de NaOH para obter uma solução  $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ . Repetir o procedimento descrito anteriormente pelo menos mais duas vezes.

### Procedimento 2. Padronização do ácido muriático com bicarbonato de sódio (equação 2)

Pesar acuradamente 150 mg de bicarbonato de sódio e transferir para um erlenmeyer de 125 mL, adicionar cerca de 50 mL de água destilada e de 3 a 5 gotas de alaranjado de metila (obs.: Na falta desse indicador, empregar uma solução de extrato bruto de repolho roxo. No ponto de equivalência, a viragem do indicador ocorre de verde para rosa claro). A seguir, transferir um volume de 2 mL de ácido muriático para um balão volumétrico



Equação 2

de 100 mL e completar o volume com água. Encher a bureta com a solução de ácido muriático e titular a solução contida no erlenmeyer. Para isso, adicionar lentamente a solução da bureta ao erlenmeyer até o desaparecimento da coloração amarela e o aparecimento de uma coloração avermelhada (ou de uma coloração rosa com o extrato bruto de repolho roxo). Anotar o volume da solução de ácido muriático gasto para neutralizar o bicarbonato de sódio. Com base nos dados obtidos na titulação, calcular a concentração em  $\text{mol L}^{-1}$  de ácido muriático preparada. Repetir esse procedimento pelo menos mais duas vezes. Em seguida, calcular a concentração do ácido muriático e comparar com o valor rotulado.

Por fim, o professor poderá propor outro experimento para determinar as concentrações de ácidos e de bases em produtos comerciais (produtos ácidos: refrigerante do tipo cola, vinagre, suco de laranja etc.; básicos: leite de magnésia; produtos de limpeza contendo amônia etc.), empregando como titulantes as soluções de soda cáustica ou de ácido muriático padronizadas.

### Considerações finais

O experimento aqui descrito emprega materiais acessíveis e de baixo custo encontrados facilmente no comércio. A realização desse experimento permite ao aluno a observação direta da determinação do ponto de equivalência e, conseqüentemente, uma melhor compreensão dos conceitos envolvidos na preparação de soluções ácida e básica e padronização destas, além de fundamentos de estequiometria e indicadores ácidos-bases.

### Notas

1. A rigor, o ácido acetilsalicílico não pode ser utilizado como padrão primário, já que em solução aquosa

sofre hidrólise. No entanto, como essa reação é muito lenta, pode-se utilizá-lo logo após o preparo da solução.

2. O hidróxido de sódio comercial pode conter carbonato de sódio e cloreto de sódio. Além disso, nem sempre o teor de hidróxido de sódio descrito na embalagem corresponde ao valor real. Para preparar uma solução com concentração desejada, é preciso levar em consideração o teor de NaOH no produto comercial, a partir da sua padronização. Dessa maneira, a primeira titulação é realizada para que seja determinada a concentração ou o teor de NaOH na mistura.

3. O ácido muriático comercial contém muitas impurezas, mas estas interferem muito pouco na reação ácido-base (reação de neutralização).

### Questões que podem ser trabalhadas pelos professores

- 1) O que é pureza?
- 2) Qual a pureza da soda cáustica que foi utilizada nesse experimento?
- 3) Calcule o título do ácido muriático que estava contido no frasco comercial?
- 4) Quais os requisitos para que uma substância química possa ser utilizada como padrão primário?
- 5) Demonstre, por meio de rea-

ções químicas, como o ácido acetilsalicílico pode sofrer hidrólise.

### Agradecimentos

Os autores agradecem à FAPESP, ao CNPq e à CAPES pelos recursos concedidos.

**Willian Toito Suarez** (williants10@yahoo.com.br), licenciado e mestre em Química Analítica pela Universidade Federal de São Carlos (UFSCar), é doutorando em Química Analítica pela UFSCar. **Luiz Henrique Ferreira** (ferreira@dq.ufscar.br), bacharel em Química pela USP e doutor em Físico-Química pela UNICAMP, é docente do Departamento de Química da UFSCar. **Orlando Fatibello-Filho** (bello@dq.ufscar.br), licenciado em Química pela UFSCar, mestre em Físico-Química e doutor em Química Analítica pela USP, é docente do Departamento de Química da UFSCar.

### Referências bibliográficas

FATIBELLO-FILHO, O.; WOLF, L.D.; ASSUMPTÃO, M.H.M.T. e LEITE, O.D. Experimento simples e rápido ilustrando a hidrólise de sais. *Química Nova na Escola*, n. 24, p. 30-34, 2006.

FERREIRA, L.H.; HARTWIG, D.H. e ROCHA-FILHO, R.C. Algumas experiências simples envolvendo o princípio de Le Chatelier. *Química Nova na Escola*, n. 5, p. 28-31, 1997.

LIMA, V.A.; BATTAGLIA, M.; GUARACHO, A. e INFANTE, A. Demonstração do efeito tampão de comprimidos efervescentes com extrato de repolho roxo. *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 33-34, 1995.

MARCONATO, J.C.; FRANCHETTI, S.M.M. e PEDRO, R.J. Solução tampão: uma proposta experimental usando materiais de baixo custo. *Química Nova na Escola*, n. 20, p. 59-62, 2004.

MORTIMER, E.F. e AMARAL, L.O.F. Calor e temperatura no ensino de termoquímica. *Química Nova na Escola*, n. 7, p. 30-34, 1998.

SIMONI, J. de A. e TUBINO, M. Chafariz de amônia com materiais do dia-a-dia: uma causa inicial... Quantos efeitos? *Química Nova na Escola*, n. 16, p.45-49, 2002.

### Para saber mais

HARRIS, D.C. *Quantitative chemical analysis*. 4ª ed. Nova Iorque: W.H. Free-

man and Company, 1995, p. 155.

RUSSEL, J.B. *Química geral*. 2ª ed. São Paulo: Makron Books, 1994, p. 90.

SKOOG, D.A.; WEST, D.M. e HOLLER, F.J. *Fundamentals of analytical chemistry*. 7ª ed. Nova Iorque: Saunders College, 2001, p. 101-102.

VOGEL, A.I. *Análise química quantitativa*. 6ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2002, p. 174-176.

### Na Internet

<http://www.ufpa.br/quimicanalitica/sindicador.htm>

<http://pt.wikipedia.org/wiki/Titula%C3%A7%C3%A3o>

[http://www.alexpesquisas.z6.com.br/acido\\_base.htm](http://www.alexpesquisas.z6.com.br/acido_base.htm)

**Abstract:** Standardization of Acid and Basic Solutions Using Daily Base Material – In this article, it is described the use of acetylsalicylic acid (ASA) and sodium bicarbonate (NaHCO<sub>3</sub>) as primary standards for the standardization of caustic soda (mixture of NaOH, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> and NaCl) and muriatic acid (impure HCl), using acid-base titration. These substances are low cost and easy acquisition and they might be employed by students from secondary and higher education in substitution to the primary standards that are normally used in standardizations of acid or basic solutions in acid-base volumetry.

**Keywords:** acid-base titration, standardization of solutions, daily base material

## Eventos

### IV Encontro Paulista de Pesquisa em Ensino de Química (IV EPPEQ)



Nos dias 3 e 4 de setembro de 2007, ocorrerá o IV Encontro Paulista de Pesquisa em Ensino de Química na Universidade de São Paulo. O EPPEQ é um encontro anual que reúne professores, pesquisadores e alunos envolvi-

dos com a Pesquisa em Ensino de Química, com a finalidade de discutir trabalhos de pesquisa e de tratar de temas de interesse da comunidade de Pesquisadores em Ensino de Química.

Neste evento serão desenvolvidas as seguintes atividades: apresentação e discussão de trabalhos de pesquisa nas sessões coordenadas e de painéis, mesa-redonda e conferência.

O IV EPPEQ tem como tema "A formação do pesquisador em Ensino de Química" e será realizado em conjunto com a Faculdade de Educa-

ção e o Instituto de Química da Universidade de São Paulo.

Para viabilizar nossas próximas comunicações, convidamos os colegas interessados em participar do IV EPPEQ que efetuem a pré-inscrição (cadastro) nos seguintes endereços:

[www.lapeq.fe.usp.br](http://www.lapeq.fe.usp.br)

<http://gepeq.iq.usp.br/>

Em breve, divulgaremos as instruções para a inscrição e o envio de trabalhos.

Agnaldo Arroio  
Pela Comissão Organizadora