

SOLUÇÃO-TAMPÃO: UMA PROPOSTA EXPERIMENTAL USANDO MATERIAIS DE BAIXO CUSTO



José Carlos Marconato, Sandra Mara M. Franchetti e Roberto José Pedro

Neste experimento são utilizados vinagre branco e hidróxido de sódio comercial para preparar tampões com diferentes capacidades tamponantes. Extrato de repolho roxo (indicador ácido-base) é usado para a verificação das propriedades desses tampões.

► solução tampão, capacidade tamponante, ensino alternativo ◀

Recebido em 21/8/03, aceito em 23/8/04

As soluções tampões são soluções que resistem a mudanças de pH quando a elas são adicionados ácidos ou bases ou quando uma diluição ocorre. Essa resistência é resultado do equilíbrio entre as espécies participantes do tampão. Um tampão é constituído de uma mistura de um ácido fraco e sua base conjugada ou de uma base fraca e seu ácido conjugado.

Exemplos de soluções tampões

Ácido acético + acetato de sódio

Ácido bórico + borato de sódio

Ácido cítrico + citrato de sódio

Ácido fosfórico + fosfato de sódio

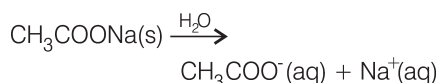
Amônia + cloreto de amônio

Os tampões têm um papel importante em processos químicos e bioquímicos, nos quais é essencial a manutenção do pH. Assim, muitos processos industriais e fisiológicos requerem um pH fixo para que determinada função seja desempenhada. Por exemplo, o sistema tampão $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$ é importante fisiologicamente, uma vez que controla o transporte de CO_2 no sangue e o pH do mesmo (Fiorucci *et al.*, 2001).

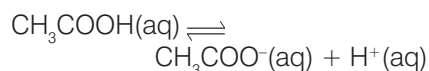
Como agem os tampões?

Os tampões têm a propriedade de resistir a mudanças no pH. Isto ocorre porque essas soluções contêm um componente ácido e um básico em sua constituição. Para que possamos entender o mecanismo de ação dessas soluções, vamos considerar o sistema tampão ácido acético e acetato de sódio.

Desde que o sal (acetato de sódio) é um eletrólito forte, em solução aquosa estará completamente dissociado:



O ácido acético estará em equilíbrio com seus íons:



A constante de ionização para o ácido acético é dada por:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

É importante ressaltar que, na solução tampão, a principal contribuição para a concentração de íons

acetato, a base conjugada do ácido acético, é proveniente do sal. Portanto, a ionização do ácido acético é negligenciável frente ao excesso de sal (efeito do íon comum), assim como é negligenciável a hidrólise do íon acetato frente ao excesso de ácido acético. Por isso, é possível reescrever a expressão da constante de equilíbrio para o ácido acético, substituindo-se o termo $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ (que representa a base conjugada do ácido) por $[\text{Sal}]$:

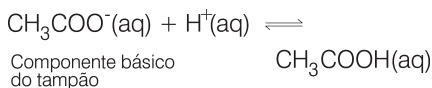
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Sal}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Assim, é possível verificar o que acontece com uma solução tampão, composta por ácido acético e acetato de sódio, quando a ela for adicionado um ácido ou uma base fortes.

Adição de ácido

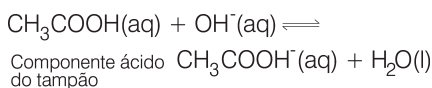
Se um ácido for adicionado a um tampão, ocorrerá uma elevação da concentração dos íons H^+ no meio (uma perturbação ao equilíbrio); de acordo com o princípio de Le Chatelier, essa perturbação será neutralizada pela base conjugada do tampão, restabelecendo o estado de

equilíbrio, e o pH da solução irá variar pouco, conforme a reação abaixo:



Adição de base

Se uma base for adicionada a um tampão, ocorrerá uma elevação da concentração dos íons OH^- no meio (uma perturbação ao equilíbrio); de acordo com o princípio de Le Chatelier, essa perturbação será neutralizada pelo ácido acético do tampão, restabelecendo o estado de equilíbrio, e o pH da solução irá variar pouco, conforme a reação abaixo:



É importante lembrar que existe um limite para as quantidades de ácido ou de base adicionadas a uma solução tampão antes que um dos componentes seja totalmente consumido. Esse limite é conhecido como a capacidade tamponante de uma solução tampão e é definido como a quantidade de matéria de um ácido ou base fortes necessária para que 1 litro da solução tampão sofra uma variação de uma unidade no pH (Skoog *et al.*, 2001; Lima *et al.*, 1995).

pH dos tampões: equação de Henderson-Hasselbalch

Os sistemas tampões são escolhidos de acordo com a faixa de pH que se deseja tamponar, utilizando-se a equação de Henderson-Hasselbalch. Com o propósito da derivação dessa equação, algumas considerações serão feitas a seguir.

De acordo com a teoria de ácidos e bases de Brønsted-Lowry, um ácido (HA) é uma espécie química doadora de prótons (H^+) e uma base (B) é uma espécie química aceptora de prótons. Após o ácido (HA) perder seu próton, diz-se existir como base conjugada (A^-). Da mesma maneira, uma base protonada é dita existir como ácido conjugado (BH^+).

Segundo a teoria de pares conjugados ácido-base de Brønsted-Lowry, o íon acetato é a base conju-

gada do ácido acético. Para a reação de dissociação do ácido acético em meio aquoso descrita anteriormente, pode-se escrever a seguinte constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Rearranjando essa expressão, tem-se:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Aplicando-se $-\log_{10}$ em ambos os lados da expressão acima e como por definição $\text{p}K_a = -\log_{10} K_a$ e $\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$, tem-se:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

ou

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Base conjugada}]}{[\text{Ácido}]}$$

ou, ainda,

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Ácido}]}$$

Esta é a equação de Henderson-Hasselbalch, apenas uma forma rearranjada da expressão da constante de equilíbrio K_a , porém extremamente útil no preparo de tampões, pois além de permitir encontrar a proporção exata dos constituintes para a obtenção do pH desejado, possibilita estimar variações no pH dos tampões, quando da adição de H^+ ou de OH^- . Também permite o cálculo rápido do pH do tampão, quando a proporção dos componentes é conhecida.

Objetivos

Permitir ao professor uma abordagem prática do tema soluções tampões, através de uma proposta experimental simples, passível de ser realizada em qualquer escola pública do Ensino Médio, utilizando materiais de baixo custo e facilmente encontrados no mercado.

Além do assunto soluções tampões, este experimento permite ao professor uma abordagem ampla de assuntos relacionados, conforme o quadro acima.

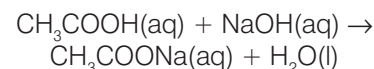
Materiais e métodos

- Vinagre branco
- Hidróxido de sódio comercial
- Extrato de repolho roxo
- 1 copo plástico ou equivalente de 50 mL
- 3 copos plásticos ou equivalentes de 500 mL
- Seringas de 5 e 10 mL
- Solução de HCl 0,1 mol L⁻¹
- Solução de NaOH 0,1 mol L⁻¹
- Conta-gotas
- Balança técnica

Preparação das soluções com diferentes capacidades tamponantes

No Quadro 1, ilustra-se o procedimento experimental para a preparação das soluções tampões de diferentes concentrações.

Quando se adiciona hidróxido de sódio à solução de ácido acético (vinagre), ocorre a neutralização do ácido, conforme reação abaixo:

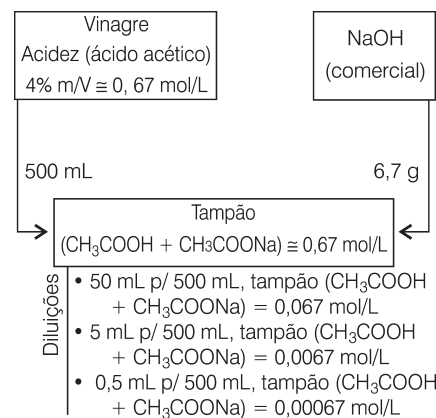


Neste experimento, propõe-se que as variações do pH das soluções tampões com diferentes capacidades tamponantes sejam acompanhadas através da utilização de indicadores ácido-base (Lima *et al.*, 1995; Terci e Rossi, 2002; Dias *et al.*, 2003).

Resultados

Proposta A

Após a preparação dos tampões, propõe-se que a abordagem do tema tenha início demonstrando-se o que



Quadro 1: Esquema do procedimento experimental para a preparação das soluções tampões.

ocorre com o pH da água (uso de indicadores ácido-base, extrato de repolho roxo) quando se adiciona a ela um ácido ou uma base fortes, Figura 1. Na seqüência, repete-se o mesmo procedimento anterior, agora substituindo a água pela solução tampão, e observando que ocorre uma resistência à mudança de cor da solução, porque existe um efeito tampante, Figura 2. Utilizando-se uma solução tampão de concentração menor, Figura 3, pode-se ainda verificar a existência do efeito tampante, porém em proporções muito menores, devido à baixa concentração do tampão

Proposta B

Outro procedimento alternativo e interessante para ilustrar a importante propriedade dos tampões consiste na utilização de um volume fixo dos tampões de diferentes concentrações, anotando-se o número de gotas de ácido ou de base necessários para que ocorra a mudança da cor inicial da solução. O resultado desse procedimento está apresentado na Tabela 1, na qual é possível verificar que quanto maior a concentração do tampão utilizado, maior é o número de gotas de ácido necessárias para mudar a cor inicial, ou seja, para alterar o pH inicial da solução. Esse procedimento pode ser repetido, adicionando-se agora uma solução de base para demonstrar que os tampões resistem a mudanças no pH, seja pela adição de um ácido ou de uma base.

Conclusões

A realização deste experimento permite ao aluno, além do preparo e da verificação das propriedades das soluções tampões, uma abordagem sobre as diferentes formas de expressar a concentração das soluções, diluições, conceitos de ácidos e bases, reações químicas, estequiometria, equilíbrio químico, pH e indicadores ácido-base.

Nota

Sobre os resíduos gerados nas atividades práticas: Cada vez mais torna-se necessário o planejamento dos experimentos pensando nos resíduos

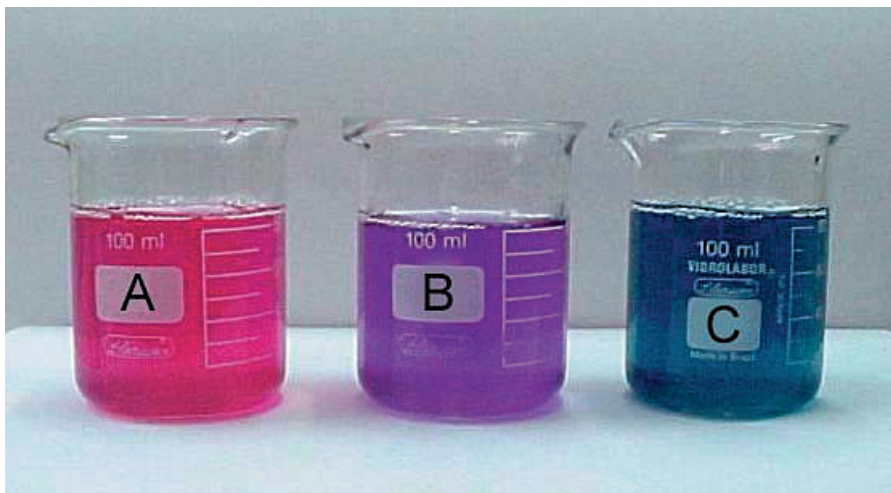


Figura 1. Efeito da adição de ácido e base à água + extrato de repolho roxo. (A) Adição de 5 gotas de HCl 0,1 mol L⁻¹. (B) Controle. (C) Adição de 5 gotas de NaOH 0,1 mol L⁻¹.

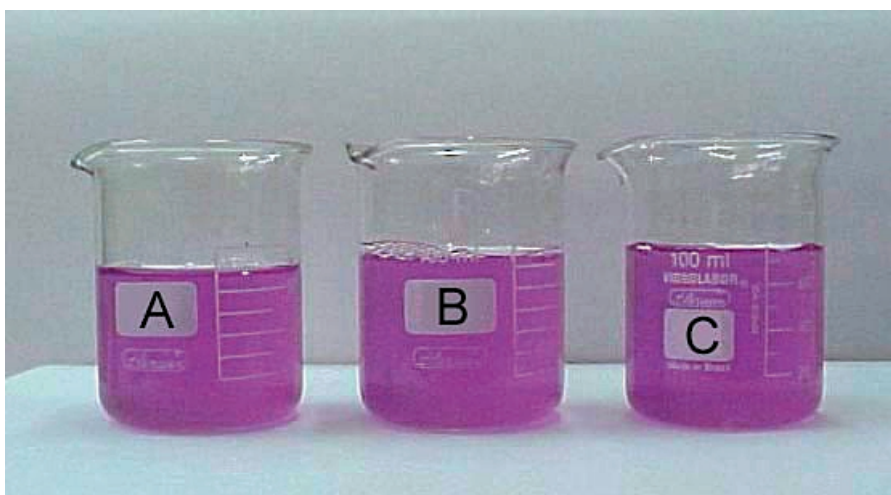


Figura 2. Efeito da adição de ácido e base ao tampão (CH₃COOH + CH₃COONa) 0,67 mol L⁻¹ + extrato de repolho roxo. (A) Adição de 50 gotas de HCl 0,1 mol L⁻¹. (B) Controle. (C) Adição de 50 gotas de NaOH 0,1 mol L⁻¹.

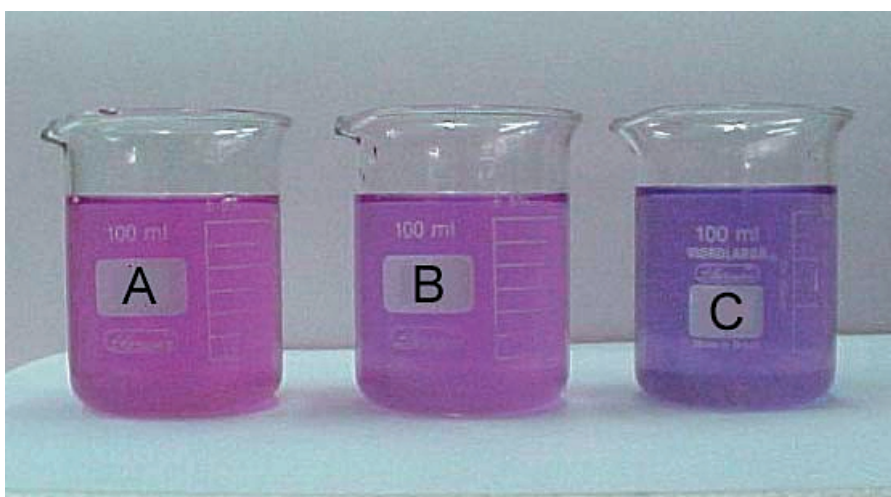


Figura 3. Efeito da adição de ácido e base ao tampão (CH₃COOH + CH₃COONa) 0,0067 mol L⁻¹ + extrato de repolho roxo. (A) Adição de 2 gotas de HCl 0,1 mol L⁻¹. (B) Controle. (C) Adição de 2 gotas de NaOH 0,1 mol L⁻¹.

Tabela 1: Capacidade tamponante das diferentes soluções, frente à adição da solução de HCl 0,1 mol L⁻¹.

50 mL do tampão (CH ₃ COOH + CH ₃ COONa) + extrato de repolho roxo	Nº de gotas de HCl 0,1 mol L ⁻¹ necessárias para observar alteração da cor inicial
0,67 mol L ⁻¹	1026
0,067 mol L ⁻¹	107
0,0067 mol L ⁻¹	12
0,00067 mol L ⁻¹	2

gerados nessas atividades. Assim, a mudança de rotinas é necessária para a preservação do meio ambiente.

Nesta atividade prática, as soluções tampões preparadas possuem um pH aproximado de 4,7. Portanto, ao final do experimento, antes de descartá-las na pia, é necessário neutralizá-las (adicionando hidróxido de sódio diluído) até o ponto em que todo o ácido acético do vinagre seja transformado em acetato de sódio. Isto ocorre quando o pH atinge um valor entre 8,0 e 9,0.

- Mostre que a ação dos tampões é uma aplicação direta do princípio de Le Chatelier.
- Um tampão mantém constante o pH de um meio indefinidamente?
- Considerando que a acidez média do vinagre é de 4,0% m/v, faça os cálculos para demonstrar que essa percentagem corresponde a 0,67 mol/L.

Agradecimentos

À Fapesp, processo nº 00/12415-0.

José Carlos Marconato (marconat@rc.unesp.br), bacharel em Química e doutor em Ciências (Físico-Química) pela UFSCar, é docente do Departamento de Bioquímica e Microbiologia do Instituto de Biociências da Universidade Estadual Paulista (DQM-IB-Unesp), em Rio Claro - SP. **Sandra Mara M. Franchetti** (samaramf@rc.unesp.br), licenciada e bacharel em Química pelo Instituto de Química da Unesp, em Araraquara - SP, doutora em Ciências (Físico-Química) pela Unicamp, é docente do DQM-IB-Unesp. **Roberto José Pedro**, licenciado em Ciências Biológicas pela Universidade Metodista, é técnico do DQM-IB-Unesp.

Questões para discussão

- Como a concentração de um tampão afeta a sua capacidade tamponante?
- Escreva as equações para mostrar como um tampão constituído por NH₃ + NH₄Cl resiste a mudanças no pH quando da adição de um ácido e de uma base.

Referências

DIAS, M.V.; GUIMARÃES, P.I.C. e MERÇON, F. Corantes naturais: Extração e emprego como indicadores de pH. *Química Nova na Escola*, n. 17, p. 27-31, 2003.

FIORUCCI, A.R.; SOARES, M.H.F.B. e CAVALHEIRO, E.T.G. O conceito de solução tampão. *Química Nova na Escola*, n. 13, p. 18-21, 2001.

LIMA, V.A.; BATTAGIA, 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.

SKOOG, D.A.; WEST, D.M. e HOLLER, F.J. *Fundamentals of analytical chemistry*. 7ª ed. Nova Iorque: Saunders College, 2001. p. 205-209.

TERCI, D.B.L. e ROSSI, D.V. Indicadores naturais de pH: Usar papel ou solução? *Química Nova*, v. 25, p. 684-688, 2002.

Para saber mais

BEYNON, R.J. e EASTERBY, J.S. *Buffer solution: The basics*. Oxford: Bios Scientific Publishers, 1996.

DAVENPORT, H.W. *ABC da química ácido-básica do sangue*. 5ª ed. Trad. J.R. Magalhães. São Paulo: Atheneu Editora, 1973.

HARRIS, D.C. *Análise química quantitativa*. 5ª ed. Trad. C.A.S. Riehl e A.W.S. Guarino. Rio de Janeiro: LTC Editora, 2001.

Abstract: Buffer Solution: An Experimental Proposal Using Low-Cost Materials - In this experiment white vinegar and commercial sodium hydroxide are used to prepare buffer solutions of different buffering capacities. An extract of red cabbage (acid-base indicator) is used to verify the properties of these solutions.
Keywords: buffer solution, buffering capacity, alternative teaching

Nota

Vídeos de Química Nova na Escola

Foram lançados os quatro primeiros números da coleção de vídeos de *Química Nova na Escola*, durante o XII Encontro Nacional de Ensino de Química, realizado em Goiânia em Julho p.p. Os temas dos vídeos são inspirados em artigos dos *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*:

- Volume 1: As Águas do Planeta Terra;
- Volume 2: A Química dos Remédios, dos Fármacos e dos Medicamentos;
- Volume 3: Polímeros Sintéticos;
- Volume 4: A Química da Atmosfera.

Outros 8 números dos cadernos estão em fase final de produção e mais 4 vídeos completarão a primeira série dessa linha de produtos audiovisuais de *Química Nova na Escola*.

