

Algumas Experiências Simples Envolvendo o Princípio de Le Chatelier

**Luiz Henrique Ferreira
Dácio H. Hartwig
Romeu C. Rocha-Filho
(Grupo “Química Legal”)**

A seção “Experimentação no ensino de química” descreve experimentos cuja implementação e interpretação contribuem para a construção de conceitos científicos por parte dos alunos. Os materiais utilizados são facilmente encontráveis, permitindo a realização dos experimentos em qualquer escola.

Neste número, o primeiro artigo relata quatro experiências relacionadas ao princípio de Le Chatelier, e o segundo descreve a construção de um modelo simples de bafômetro, que pode ser utilizado para determinar qualitativamente os teores relativos de álcool em algumas bebidas alcoólicas.

28

► equilíbrio químico, princípio de Le Chatelier, efeito do íon comum, ionização, hidrólise ◀

Numa reação em equilíbrio químico, as concentrações de todas as espécies envolvidas são constantes (todavia, deve-se lembrar que o equilíbrio é dinâmico, isto é, as reações direta e inversa ocorrem com a mesma velocidade¹). Em geral, o equilíbrio químico é função da temperatura, já que a maior parte das reações químicas ocorre liberando calor (exotérmicas) ou absorvendo calor (endotérmicas); para algumas reações, o equilíbrio também depende da pressão.

No número 4 de *Química Nova na Escola*, Machado e Aragão² relataram as concepções sobre equilíbrio químico dos alunos do nível médio. Dentre elas, destacam-se: idéias que consideram os reagentes e os produtos em recipientes separados (concepção errônea reforçada pelo modo como, muitas vezes, o princípio de Le Chatelier é discutido: “deslocamento para a esquerda ou direita”), idéias que relacionam o estado de equilíbrio à ausência de alterações nos sistemas, a dificuldade em se diferenciar o que é igual do que é constante no estado de equilíbrio.

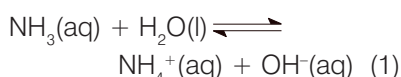
O princípio de Le Chatelier estabelece que qualquer alteração em uma (ou mais) das concentrações das espécies

envolvidas no equilíbrio, ou na temperatura ou na pressão (no caso de haver reagentes gasosos), provocará uma reação do sistema de maneira a restabelecer o equilíbrio. Isso ocorre com a minimização da alteração provocada³ por meio de deslocamento do equilíbrio no sentido dos reagentes (as concentrações dos reagentes aumentam enquanto as dos produtos diminuem) ou dos produtos (as concentrações dos produtos aumentam e as dos reagentes diminuem).

Os quatro experimentos aqui descritos abarcam efeitos de variação da concentração e da temperatura sobre equilíbrios químicos específicos. Eles podem ser realizados pelo professor (com auxílio de alunos) como demonstrações ou pelos alunos, em experiências individuais ou em grupos. Em todos os casos, são utilizados materiais e reagentes facilmente encontráveis em supermercados, farmácias etc.

Efeito do íon comum: equilíbrio de ionização da amônia

Neste experimento, o equilíbrio de ionização da amônia (contida em uma solução amoniacal para limpeza)



é deslocado pela introdução de íon amônio, na forma de bicarbonato de amônio.

Material e reagentes

- Solução amoniacal para limpeza (Vim®, Fort®, Ajax® etc.)
- Bicarbonato de amônio (sal amoníaco)
- Béquer de 250 mL (ou copo de vidro)
- Uma colher (tamanho de café)
- Um conta-gotas de 3 mL
- Um comprimido de Lacto-purga® (para preparo da solução de fenoltaleína)
- 50 mL de álcool hidratado (álcool etílico 95 GL, para limpeza)
- Béquer de 100 mL (ou copinho plástico descartável)

Preparo da solução alcoólica de fenoltaleína

Coloque o comprimido de Lacto-purga® no béquer de 100 mL (ou no copinho plástico descartável). Após triturá-lo com uma colher, acrescente cerca de 50 mL de álcool hidratado e mexa até que não haja mais dissolução (o resíduo insolúvel é, em grande parte, amido — excipiente qsp⁴ —, e não interfere).

Procedimento

Adicione 10 gotas da solução amoniacal a cerca de 200 mL de água contidos em um béquer (ou copo). A seguir, adicione algumas gotas da solução alcoólica de fenoltaleína e observe a cor rosa, indicativa de solução básica. Adicione uma pitada de bicarbonato de amônio (sal amoníaco), agite e observe o que ocorre.

Comentários e questão

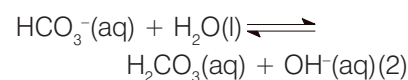
A adição do íon comum (amônio) causa a diminuição da concentração de OH⁻, o que é indicado pela passagem da cor da solução de rosa para incolor⁵.

Questão

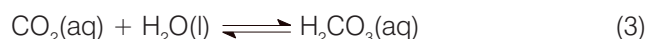
Como você poderia fazer com que a cor rosa da solução retornasse?

Efeito da concentração: equilíbrio de hidrólise do íon bicarbonato

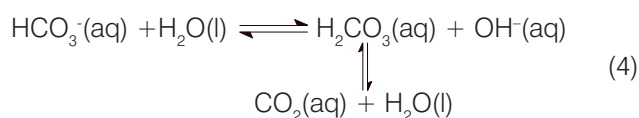
Neste experimento, o equilíbrio de hidrólise do íon bicarbonato (monodrogenocarbonato, segundo a IUPAC)



é deslocado por um aumento da concentração do ácido carbônico (H_2CO_3) obtido pelo borbulhamento de gás carbônico na solução:



Os dois equilíbrios interligados podem ser assim representados:



Material e reagentes

- Béquer de 200 mL (ou copo transparente)
- Uma garrafa de vidro de 500 mL (água mineral)
- 0,5 m de tubo de borracha flexível de 0,5 polegada de diâmetro interno (do tipo usado em jardim)
- Fita crepe
- Uma colher (tamanho de café)
- Bicarbonato de sódio
- Vinagre
- Solução alcoólica de fenolftaleína (se necessário, vide acima como preparar)

Procedimento

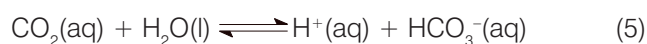
Inicialmente, enrole a fita crepe em torno de uma das pontas do pedaço de borracha flexível; enrole o suficiente para que ela encaixe na boca da garrafa.

Adicione uma pitada de bicarbonato de sódio a cerca de 100 mL de água contidos em um béquer (ou copo). A seguir, adicione algumas gotas da solução alcoólica de fenolftaleína e observe a cor rosa indicativa de pH básico. Coloque cerca de 100 mL de vinagre na garrafa. Estando preparado para rapidamente encaixar o pedaço de borracha flexível na boca da garrafa, adicione a ela uma colher (tamanho de café) de bicarbonato de sódio; encaixe rapidamente o pedaço de borracha, mantendo a outra extremidade dentro da solução de bicarbonato no béquer (ou copo). Observe o que ocorre à medida que o gás carbônico borbulha na solução (vide Fig. 1).

Comentários

Inicialmente, a solução de bicarbonato de sódio é rosa devido à formação de íons OH^- em decorrência da hidrólise do íon bicarbonato (vide equação 4); note que a hidrólise também causa a formação de ácido carbônico. O borbulhamento de gás carbônico na solução leva à formação de ácido carbônico, aumentando sua concentração. Esse aumento de concentração faz com que o equilíbrio de hidrólise se desloque no sentido dos reagentes, consumindo íons OH^- e, conseqüentemente, tornando incolor a solução.

O equilíbrio gás carbônico/ácido carbônico pode também ser escrito como⁶:



Nesta forma fica mais fácil visualizar como o equilíbrio funciona no sangue. Pessoas que respiram em excesso (sofrem de hiperventilação, por exemplo, por ansiedade) causam diminuição da quantidade de CO_2 no sangue. Por outro lado, insuficiência respiratória (devido a algumas formas de pneumonia, por exemplo), leva a um aumento da

quantidade de CO_2 no sangue⁷.

Questões

1) No caso da hiperventilação e da insuficiência respiratória, para qual lado o equilíbrio (Eq. 5) é deslocado?

2) Essas disfunções respiratórias levam a variações do pH do sangue. Com base na resposta à questão anterior, decida qual disfunção causa acidose (diminuição do pH sanguíneo) e qual causa alcalose (aumento do pH sanguíneo).

Note que tanto a alcalose como a acidose podem ter efeitos danosos ao corpo humano, se não controladas.

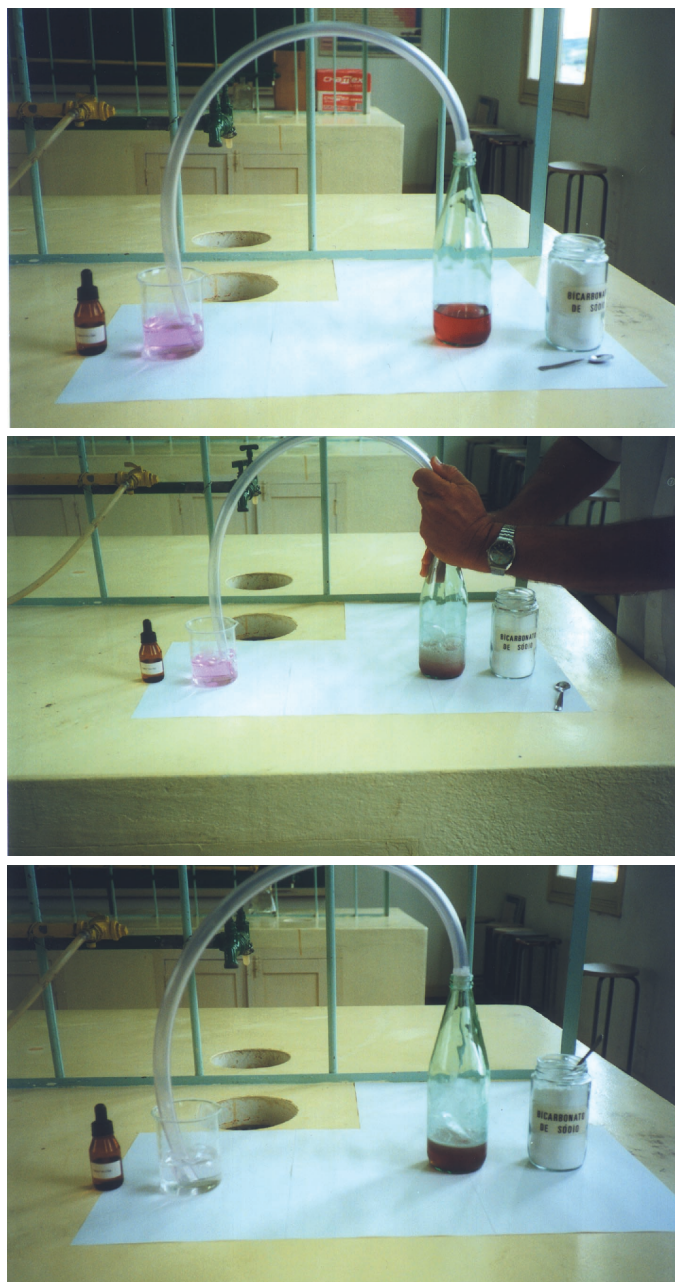
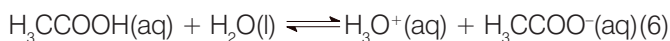


Figura 1: Montagem da demonstração do efeito da concentração através do equilíbrio de hidrólise do íon bicarbonato. **(A)** Antes da adição do bicarbonato de sódio ao vinagre na garrafa. **(B)** Após a adição do bicarbonato de sódio ao vinagre na garrafa (note o intenso despreendimento de gás carbônico na garrafa e seu borbulhamento na solução no béquer). **(C)** Após o deslocamento do equilíbrio (note a descoloração da solução no béquer).

Efeito do íon comum: equilíbrio de ionização do ácido acético

Neste experimento, o equilíbrio de ionização do ácido acético (contido no vinagre)



é deslocado pela introdução de íon acetato, na forma de acetato de sódio aquoso. O deslocamento desse equilíbrio, reduzindo a concentração de $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, será demonstrado por meio da reação do ácido com bicarbonato de sódio



considerando que a velocidade dessa reação depende da concentração de H_3O^+ .

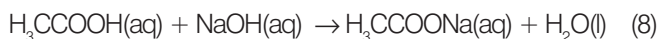
Material e reagentes

- Duas garrafas de vidro de 500 mL (de água mineral)
- Dois balões pequenos (cores diferentes, de preferência)
- Proveta de 100 mL ou seringa descartável de 60 mL
- Duas colheres (uma tamanho de café e outra de sopa)
- Vinagre
- Bicarbonato de sódio
- Hidróxido de sódio (em escamas, de supermercado)
- Solução alcoólica de fenolftaleína (se necessário, vide acima como preparar)

Preparo das Soluções

Solução de hidróxido de sódio: pode ser usada soda cáustica (em escamas) adquirível em supermercados, por exemplo. Por outro lado, não é necessário saber a concentração da solução (basta que se tenha certeza que ela é $\approx 1,0$ mol/L). Recomendamos que se dissolva uma colher de sopa de NaOH em um béquer (ou copo de vidro) contendo cerca de 200 mL de água (que pode ser de torneira); nesse caso, a concentração será próxima de 2 mol/L. **Atenção!** O hidróxido de sódio sólido e suas soluções concentradas podem causar queimaduras graves nos olhos, na pele e nas membranas mucosas. O pó de hidróxido de sódio sólido é extremamente irritante aos olhos e ao sistema respiratório.

Solução de acetato de sódio: Esta solução será preparada pela neutralização de ácido acético (contido no vinagre) com hidróxido de sódio:



Inicialmente, coloque 40 mL de vinagre em uma das garrafas de vidro, usando a proveta (ou a seringa). Após adicionar algumas gotas da solução de fenolftaleína ao vinagre, neutralize-o adicionando lentamente a solução de hidróxido de sódio. Adicione essa solução até obter uma coloração rosa-clara; então, adicione gotas de vinagre até que essa coloração rosa desapareça. Estará obtida então a solução de acetato de sódio.

Procedimento

Inicialmente, transfira a solução de acetato de sódio para a proveta de 100 mL; a seguir, adicione 10 mL de vinagre a essa solução e complete o volume para 100 mL, adicionando água [Caso você só disponha da seringa, meça os volumes e garanta que o volume final seja de 100 mL]. Transfira essa solução de ácido acético e acetato de sódio de volta para a

garrafa.

Coloque 10 mL de vinagre na proveta e, a seguir, acrescente água até obter 100 mL de solução. Transfira essa solução de ácido acético para a outra garrafa.

Coloque uma colher (tamanho de café) de bicarbonato de sódio em cada um dos balões. Tome cuidado para que as medidas de bicarbonato sejam iguais. A seguir, conecte um balão a cada garrafa, tomando o cuidado de não deixar que o bicarbonato caia nas soluções (Fig. 2A).

Com o auxílio de dois alunos, instrua-os a apertar o pescoço dos balões e colocá-los em posição vertical, de modo a estarem prontos para despejar o bicarbonato nas soluções

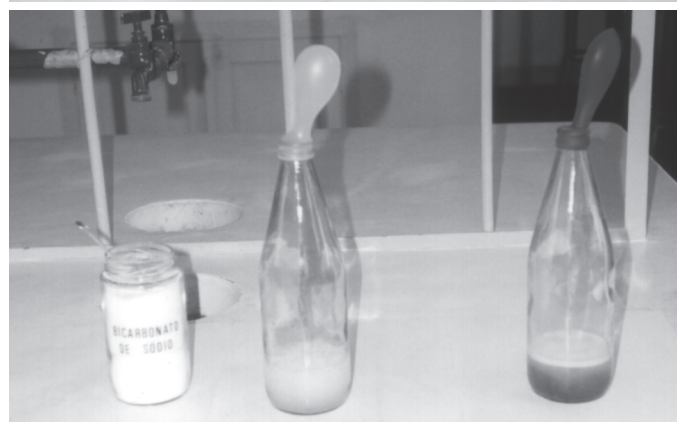
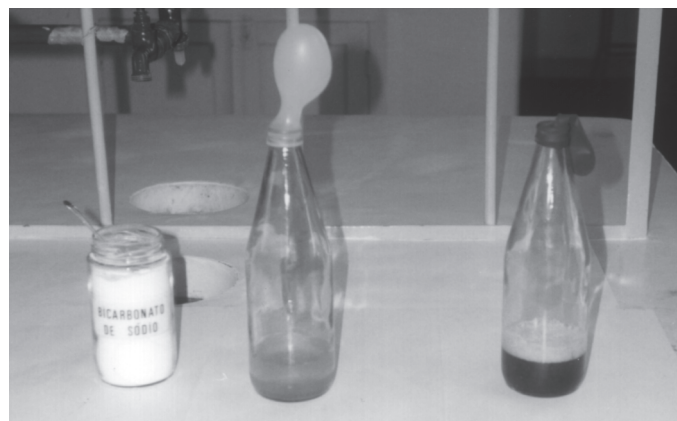


Figura 2: Montagem da demonstração do efeito do íon comum através do equilíbrio de ionização do ácido acético. **(A)** Antes da adição do bicarbonato de sódio às soluções nas garrafas (vinagre diluído na garrafa da esquerda e vinagre/acetato de sódio diluídos na da direita). **(B e C)** Após a adição. Note como o despreendimento de gás carbônico é mais rápido na garrafa que contém somente vinagre diluído.

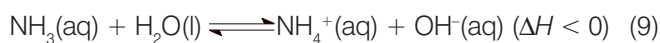
contidas nas garrafas. A um sinal seu, a adição do bicarbonato deverá ser feita ao mesmo tempo. Observe o que ocorre.

Comentários

A velocidade de formação de gás carbônico é maior na garrafa que contém somente ácido acético do que naquela que contém ácido acético misturado com acetato de sódio, pois aí se observa o efeito do íon comum (acetato), que causa a diminuição da concentração de H_3O^+ . Como a velocidade da reação depende da concentração de H_3O^+ , ela também diminui.

Efeito da temperatura: equilíbrio de ionização da amônia

Neste experimento, o equilíbrio de ionização da amônia (contida em uma solução amoniacal para limpeza)



é deslocado pela variação da temperatura.

Material e reagentes

- Béquero de 250 mL (ou copo de vidro)
- Um conta-gotas de 3 mL
- Recipiente com mistura gelo/água
- Solução amoniacal para limpeza (Vim®, Fort®, Ajax® etc.)
- Solução alcoólica de fenolftaleína (se necessário, vide acima como preparar)

Procedimento

Adicione 10 gotas da solução amoniacal a cerca de 200 mL de água contidos em um béquero (ou copo). A seguir, adicione algumas gotas da solução alcoólica de fenolftaleína e observe a cor rosa indicativa de pH básico. Transfira um pouco dessa solução para um tubo de ensaio (no máximo um terço do volume do tubo). Aqueça o tubo na chama de um bico de Bunsen ou de uma lamparina (ou mesmo na boca de um fogão ou fogareiro). Observe o que ocorre. Logo após, coloque o tubo de ensaio no banho de gelo. Observe o que ocorre.

Comentários

A reação de ionização da amônia é um processo exotérmico. Portanto, o aquecimento da solução faz com que o equilíbrio se desloque no sentido dos reagentes, o que leva ao desaparecimento da coloração rosa (ou esmaecimento dessa cor, caso a solução esteja muito concentrada em amônia), pois a concentração de OH^- diminui. Ao se colocar o tubo aquecido no banho de gelo, aos poucos a coloração rosa reaparece, mostrando que o equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos (aumentando, portanto, a concentração de OH^-).

Essa demonstração só funciona bem para baixas concentrações de amônia, pois caso ela seja alta, não se consegue deslocar suficientemente o equilíbrio para perceber a descoloração da cor rosa. Como a concentração amoniacal nos agentes de limpeza pode variar, teste antecipadamente a experiência e encontre a concentração adequada (neste caso, a presença de fenolftaleína confere uma coloração rosa-clara à solução).

Questões

1) Baseando-se nas observações da experiência, deter-

mine se a reação é endo ou exotérmica.

2) O que ocorre com o valor da constante de equilíbrio da reação 9, quando: a) o tubo de ensaio é aquecido? b) o tubo de ensaio é resfriado?

Agradecimento

Agradecemos à FAPESP (Fundação de Amparo à Pesquisa do Estado de São Paulo) o apoio ao projeto Desenvolvimento de um Laboratório Piloto para a Escola do 2º Grau, dentro do qual as experiências aqui relatadas foram desenvolvidas.

Luiz Henrique Ferreira, mestre em química analítica pela USP e doutorando em química orgânica na UNICAMP, é coordenador da área de química do Centro de Divulgação Científica e Cultural (CDCC) da USP, em São Carlos - SP e um dos membros do Grupo "Química Legal". **Dácio R. Hartwig**, licenciado em química pela UFSCar e doutor em didática pela USP, é professor adjunto do Departamento de Metodologia de Ensino da UFSCar, em São Carlos - SP e um dos membros do Grupo "Química Legal". **Romeu C. Rocha-Filho**, licenciado em Química pela UFSCar e doutor em ciências (área físico-química) pela USP, é professor adjunto do Departamento de Química da UFSCar, em São Carlos - SP e um dos membros do Grupo "Química Legal".

Notas

1. O uso da expressão 'velocidade de reação' é polêmico, já que, a rigor, velocidade é uma grandeza física vetorial que tem direção e sentido (veja *Química Nova na Escola* nº 2, p. 26). Em Portugal, utiliza-se a expressão 'taxa de reação', mais correta; no Brasil, o GEPEQ (Grupo de Pesquisa em Educação Química), em seus livros *Interações e Transformações. Química para o 2º Grau* (veja resenha em *Química Nova na Escola* nº 3, p. 25) utiliza o termo 'rapidez'. Neste artigo, a expressão 'velocidade de reação' será utilizada, dado que seu uso é generalizado nos textos de química editados no Brasil.

2. MACHADO, A.H. & ARAGÃO, R.M.R. de. Como os estudantes concebem o estado de equilíbrio químico. *Química Nova na Escola*, n. 4, p. 18-20, 1996.

3. Esta afirmação não é estritamente verdadeira. Em alguns casos, o sistema reage não minimizando a alteração provocada; isto implica que o princípio de Le Chatelier não é geral, como às vezes se dá a entender [veja, por exemplo, DE HEER, J. The principle of Le Chatelier and Braun. *J. Chem. Educ.*, v. 34, n. 8, p. 375-380, 1957].

4. QSP: quantidade suficiente para completar a amostra.

5. O uso do sal bicarbonato de amônio (sal amoníaco) implica que, na realidade, após a adição desse sal, existe um equilíbrio adicional na solução: o de hidrólise do íon bicarbonato, gerando íons OH^- (vide a segunda experiência neste artigo). Todavia, o efeito da adição do íon comum (NH_4^+) prevalece sobre o da hidrólise.

6. Apesar de neste artigo o próton aquoso ser representado ora por $\text{H}^+(\text{aq})$ ora por $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, na realidade ele existe no mínimo na forma $\text{H}_3\text{O}^+ \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, ou seja, $\text{H}_9\text{O}_4^+(\text{aq})$. Para maiores detalhes, veja: GIGUÈRE, P.A. The great fallacy of the H^+ ion. *J. Chemical Education*, v. 56, n. 9, p. 571-575, 1979.

7 RUSSELL, J.B. *Química Geral*. Trad. de D. L. Sanioto et al. São Paulo: McGraw Hill, 1981.

Para Saber Mais

Consulte livros de química geral de nível universitário básico, como por exemplo:

RUSSELL, J.B. *Química Geral*. Trad. de D.L. Sanioto et al. São Paulo: McGraw Hill, 1981.

MAHAN, B.M. & MYERS, R.J. *Química: um Curso Universitário*. Trad. de H.E. Toma et al. São Paulo: Edgard Blücher, 1995.