

Chafariz de Amônia com Materiais do Dia-a-Dia:

uma Causa Inicial... Quantos Efeitos?



José de Alencar Simoni e Matthieu Tubino

Este artigo relata a montagem e utilização de um experimento simples, para demonstrar vários fenômenos relacionados com o experimento "chafariz de amônia", que foi adaptado para ser realizado com material de baixo custo. O procedimento descrito, por um lado, pode ser realizado mesmo em escolas onde não há laboratório e, por outro, ativa a imaginação do aluno ao mostrar que é possível realizar "trabalho de laboratório" sem laboratório. O experimento pode ser feito em uma aula de, pelo menos, 50 minutos, incluindo as possíveis discussões, embora períodos maiores sejam desejáveis. Os materiais utilizados são muito simples, alguns são "sucatas", outros são de baixíssimo custo e facilmente encontrados no comércio.

► solubilidade gás/líquido, ação de indicadores, chafariz de amônia, pressão dos gases ◀

Recebido em 2/7/01; aceito em 23/8/02

No dia-a-dia, é comum estabelecer relações diretas causa-efeito. Tenho sede - bebo água, aperto o interruptor - apaga-se a lâmpada, faz sol - tempo bom, chove - mau tempo.

No atual sistema de ensino e, particularmente, no de Ciências, como a Química, os estudantes são sistematicamente levados a raciocinar na relação linear 'uma causa' - 'um efeito'. Isto não deixa de ser verdadeiro, também, na experimentação em Ciências, começando no nível fundamental e terminando no universitário.

A análise das respostas dadas pelos candidatos ao Vestibular da UNICAMP-2001, na questão número 5 da segunda fase, na prova de Química, é uma forte evidência dessa correlação. Trata aquela questão de um experimento bastante conhecido pelo nome de "chafariz de amônia" – embora naquele caso específico o gás utilizado seja o HCl, em vez da amônia, devendo, portanto, mais propriamente ser chamado de "chafariz de HCl". A resposta à

questão deveria contemplar a dissolução do gás na água do frasco; a conseqüente queda da pressão interna no frasco, provocando a ascensão da água ao frasco contendo o gás; e a mudança de cor do indicador. Um número muito grande de candidatos considerou apenas a mudança de cor do indicador como efeito observável, e pouquíssimos consideraram a ascensão do líquido. Em vista desse fato, procuramos adaptar esse experimento ao Ensino Médio, de modo que o professor possa trabalhar esse aspecto importante da Ciência: a relação causa-efeito-causa-efeito...

Como demonstração, o "chafariz de amônia" já aparece em livros do século XIX (Venable e Howe, 1898) e também em livros mais recentes (Umland, 1993; Bodner e Pardue, 1995; Chang, 1996). Em revistas voltadas ao ensino, essa demonstração é bastante comum, com muitas variações (Viswanathan

e Gireesan, 1957; Cates e Moore, 1981; Bem-zvi e Silberstein, 1981; Thomas, 1990; Epp, 1991; Li *et al.*, 1995; Proksa,

1995; Alexander, 1999). Não pretendemos, aqui, esgotar todas as possibilidades. O que procuramos fazer foi adaptar o experimento a condições experimentais facilmente conseguidas em qualquer escola do Ensino Médio. No que diz respeito à periculosidade e/ou insalubridade, seguindo-se as instruções, os riscos são mínimos.

Materiais

- Três garrafas plásticas de 500 mL, de água mineral ou refrigerante, transparentes e incolores, com tampas de rosca
- Indicador ácido-base como, por exemplo, fenolftaleína ou algum medicamento que a contenha: complexo homeopático "Almeida Prado nº 46"[®]; Obesifran[®]; Obesiform[®]; Obesidex[®]; Esbelt[®]; Agarol[®]
- Dois canudos plásticos transparentes de caneta esferográfica tipo "BiC-Cristal"[®] ou canudos de refrigerante, tubos de polietileno etc.
- Pires, copo, colher-de-chá, vidrinho de remédio com conta-gotas
- 50 mL de álcool etílico
- Sal amoníaco (NH₄HCO₃, carbonato ácido ou bicarbonato de amônia), usado na confecção de

No atual sistema de ensino e, particularmente, no de Ciências, como a Química, os estudantes são sistematicamente levados a raciocinar na relação linear 'uma causa' - 'um efeito'. Isto não deixa de ser verdadeiro, também, na experimentação em Ciências

doces e bolos. Pode ser usado, também, sulfato de amônio, facilmente encontrado em casas de materiais para agricultura

- Soda cáustica (NaOH, hidróxido de sódio)
- Cola de silicona ou cola tipo Durepoxi®

Todos esses materiais podem ser encontrados no comércio local e são de baixíssimo custo.

Preparação dos materiais necessários ao experimento

Montagem experimental

Fure as tampas das garrafas bem no centro, de modo a obter um furo de diâmetro condizente com o tubo que será traspassado. Coloque duas delas em posição oposta, de modo que as roscas fiquem para fora, e passe um tubo transparente de caneta esferográfica através dos furos, deixando 3/5 do tubo de um lado e 2/5 do outro. Coloque cola de silicona ao redor do tubo, tanto externa como internamente às tampas, de modo a fixá-las nessa posição (“casadas”). Tampe o furinho lateral do tubo da caneta, se houver um.

À terceira tampa (“solteira”), cole um outro tubo, deixando apenas 1 cm do tubo do lado da rosca. Esse acessório servirá para transferir o gás amônia gerado na garrafa 3 (gerador de gás amônia) para a garrafa 2, que será para a qual o líquido subirá. Não se esqueça de tampar o furo lateral do tubo da caneta.

Na garrafa 1, faça um pequeno furo (diâmetro de 1 mm aproximadamente) perto do seu gargalo.

Solução de indicador

Dissolva uma quantidade de fenolftaleína, ou do medicamento que a contém, em 10 mL de etanol, de modo a obter uma solução de aproximadamente 1,0% em fenolftaleína. Os medicamentos trazem a composição na bula. Se houver algum material não solúvel, filtre ou decante a mistura e transfira a solução contendo fenolftaleína para um frasco conta-gotas.

Procedimento experimental

Adicione aproximadamente 1 mL de solução de fenolftaleína (20 gotas)

à garrafa 1, complete com água até próximo do furo e agite para homogeneizar a solução. Se a coloração se apresentar rosa, adicione duas gotas de vinagre branco e agite novamente.

À garrafa 3, adicione uma colher-de-sopa de água e iguais quantidades de carbonato ácido de amônio (“sal amoníaco”) e hidróxido de sódio (soda cáustica), nesta seqüência. Para a transferência, use um funil. Tampe a garrafa 3 com a “tampa solteira” e insira a extremidade externa do tubo no interior da garrafa 2, que deve estar vazia e seca, de modo a transferir o gás formado da garrafa 3 para a 2. Deixe o gás adentrar a garrafa 2 por, pelo menos, três minutos. Enquanto espera os três minutos, adapte o conjunto das “tampas casadas”, de modo que a extremidade mais longa fique dentro da garrafa 1. Coloque esse conjunto na vertical (de pé), pegue a garrafa 2, contendo amônia, e conecte-a imediatamente à tampa casada, de modo que fique acoplada, verticalmente, à garrafa 1. Rosqueie bem as tampas e observe pacientemente o fenômeno. A Figura 1 mostra o resultado final da demonstração, assim como o material completo utilizado.

Se for desejado um efeito mais intenso, antes de retirar a garrafa 3 (gerador de amônia) da garrafa 2, aperte a garrafa 3 com a mão, de modo a transferir mais NH_3 para a garrafa 2.

A geração e coleta do gás amônia pode ser feita com antecedência e o gás pode ser mantido na garrafa fechada com uma outra tampa, até o momento da demonstração. A amônia pode ser gerada, de maneira mais segura, deixando a garrafa 3 imersa em um banho de água, para evitar que a temperatura da mistura se eleve demais. Neste caso, porém, o tempo de transferência deve ser aumentado para cinco minutos.

Cuidados experimentais - O hidróxido de sódio, que é corrosivo, pode causar queimaduras. Em caso de algum contato com a pele, olhos etc., lave com água corrente e em grande quantidade, durante 10 minutos. No caso de contato com a pele, após lavar com água abundante, passe um pouco de vinagre, ou mesmo suco de limão. Recomendamos o uso de luvas de

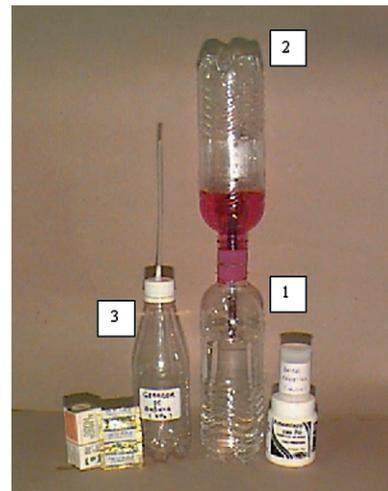


Figura 1: Montagem experimental do chafariz de amônia após a realização do experimento.

borracha e óculos de segurança ao gerar o gás amônia. Se o local não possuir sistema de exaustão, como uma capela, por exemplo, realize o experimento de preferência em local aberto e bem ventilado. Para descartar o resíduo da garrafa 3, adicione algumas gotas de solução de fenolftaleína e neutralize-o pela lenta adição de vinagre, dilua-o com água e descarte-o.

Algumas propostas de utilização do experimento

Todas as referências citadas sobre o uso do chafariz utilizam-no como demonstração. O roteiro que sugerimos, ao contrário, é uma descrição de como montar e realizar o experimento. A opção por uma ou outra utilização dependerá do momento, das condições de trabalho e dos propósitos do professor. A seguir damos algumas opções de uso.

Opção 1: O professor deseja evidenciar como se trabalha em Ciências

O professor deve levar para a aula a água na garrafa 1 já com fenolftaleína e a amônia gasosa na garrafa 2. Iniciar com uma introdução de como o cientista elabora e controla seus experimentos, como observa e anota os dados experimentais. A seguir, realizar a demonstração, alertando os alunos para anotarem tudo que julgarem interessante. Após a demonstração, os alunos podem ser agrupados para

discutir os dados, formulando hipóteses e sugerindo procedimentos que possam ser testados por eles mesmos.

Opção 2: O professor deseja evidenciar a previsão de resultados experimentais, a partir de informações conhecidas

Inicialmente, o professor pode dar informações sobre a solubilidade de gases em líquidos, pode falar do conceito ácido-base, do equilíbrio químico e da ação dos indicadores crômicos. Antes da execução do experimento, o professor deve fazer questões para que os alunos façam previsões.

Opção 3: O professor deseja evidenciar a investigação de um determinado fenômeno, com ênfase na estratégia de trabalho

Como no caso anterior, o professor deve, inicialmente, dar as informações já apontadas e, ao final, propor o problema a ser estudado experimentalmente. Neste caso, os alunos devem elaborar os seus roteiros, apresentando-os depois a toda a turma. Neste tipo de abordagem, o professor deve estar atento, principalmente, aos aspectos de periculosidade. Neste caso, o professor funcionará como um “âncora”, deixando a maior parte do trabalho aos alunos.

Opção 4: O professor deseja evidenciar os aspectos quantitativos do experimento

Fazer uma demonstração do experimento e, na seqüência, deixar que os alunos realizem, em grupo, o seu próprio experimento, coleta de dados e cálculos. Antes de realizar o experimento, devem ser introduzidos: cálculos com gases, aspectos da lei das pressões parciais, frações em mol, solubilidade dos gases em água, como gerar e coletar gases, etc.

Opção 5: O professor deseja evidenciar a montagem experimental

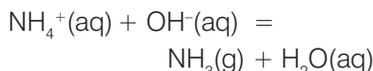
Começar mostrando uma aparelhagem experimental com materiais de um laboratório convencional de Química. Em seguida, apresentar os vários materiais disponíveis aos alunos: as garrafas, as canetas, a cola etc. Como se trata de uma estratégia a ser desen-

volvida pelos estudantes, é preciso deixar que eles façam as suas montagens, mesmo que errem, desde que isto não envolva riscos.

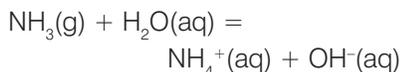
Discussão

A execução de cada uma das diferentes propostas pode apresentar alguns fatos experimentais diferentes. Entretanto, isto não altera a natureza do fenômeno e não diminui a riqueza de assuntos para discussão com os alunos. O propósito inicial desse experimento é a discussão da solubilidade do gás amônia em água, seu caráter básico em meio aquoso, a diminuição da pressão interna e a concomitante ascensão da água da garrafa 1 para a 2 e todos os aspectos já anteriormente relatados dentro das várias opções experimentais.

O gás amônia é obtido pela adição de NaOH sobre uma amostra de NH_4HCO_3 , em meio aquoso:



Essa equação escrita no sentido contrário representa a dissolução da amônia em água:



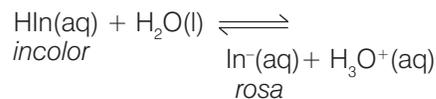
O uso de qualquer das equações acima estará condicionado ao interesse específico do momento.

A garrafa 2, que recebe amônia gasosa, deve estar seca internamente, o que garante uma maior quantidade inicial de amônia gasosa.

Os fatos observáveis após a conexão das garrafas 1 e 2 podem ser divididos em três fases distintas: 1 - do fechamento inicial do sistema até o momento em que o primeiro líquido atinge a garrafa 2; 2 - a partir do fim da primeira fase até, aproximadamente, a ascensão de metade do volume total do líquido que irá se localizar na garrafa superior; e 3 - do final da segunda fase até o momento em que cessa a subida do líquido.

Fase 1 - Inicialmente, observa-se que a coluna de água apresenta uma coloração rosa mais intensa na superfície, resultado da maior concentração de NH_3 neste local, portanto com o

respectivo aumento do pH e a mudança de cor do indicador. Isso pode ser discutido em termos da seguinte equação, onde HIn é uma representação genérica para o indicador:



A utilização da fórmula molecular da fenolftaleína pode ser estimulante para os estudantes, mas pode também ser um complicador quando se deseja evidenciar a questão do equilíbrio.

Embora a solubilidade da amônia em água seja elevada ($89,9 \text{ g dm}^{-3}$ ou $5,3 \text{ mol dm}^{-3}$, a 25°C e 1 atm), a agitação mecânica e a superfície de contato são fatores a serem considerados na cinética de dissolução do gás. Como a agitação mecânica dentro da coluna de água que ascende é baixa (praticamente inexistente), a difusão da solução formada para o restante da água na coluna também é pequena. Desta forma, o aumento da concentração de $\text{NH}_3(\text{aq})$ “nesta interface” faz que o processo de dissolução, como um todo, seja lento no início, assim como a ascensão da água.

Fase 2 - No momento em que a primeira gota de líquido atinge a garrafa 2, o aumento da área superficial acelera o processo de dissolução do gás e a coluna começa a ascender mais rapidamente. Como a subida da água (fluxo da água) e o aumento da área de contato da água na garrafa 2 estão fortemente associados, há uma aceleração do processo de ascensão, o que faz a dramaticidade do processo.

Essas duas primeiras fases do experimento são as principais em termos de observações fenomenológicas. É nessa fase que os principais fatos observáveis acontecem.

Fase 3 - A ascensão do líquido começa a se desacelerar, pois, embora a superfície de contato seja grande, a pressão de amônia diminui, a sua concentração na solução aumenta e, conseqüentemente, a velocidade de dissolução também diminui. Esta terceira fase é, também, lenta, a exemplo da primeira. No entanto, os alunos devem ser estimulados a acompanhar e ano-

tar todas as observações pertinentes. Este é um bom momento para o professor tornar evidente um dos aspectos das observações científicas: todas as informações experimentais são importantes.

Ao término da experiência, quando a água deixa de ser transferida entre os frascos, muitos aspectos quantitativos podem ser explorados.

No início do experimento, como a amônia foi coletada sob pressão atmosférica, se desconsiderarmos, inicialmente, a presença de vapor d'água e de ar no interior da garrafa (supondo que ela foi totalmente preenchida por NH_3), o estudante pode calcular a massa e a quantidade de matéria de amônia presentes na garrafa, aplicando a equação dos gases ideais:

$$p_{\text{NH}_3} V = nRT$$

Há alguns detalhes que o professor pode explorar utilizando este cálculo:

a) Qual seria a pressão atmosférica do local? Como medi-la? Tendo um barômetro, é possível medi-la. Não o tendo, é comum obter essa informação (a pressão barométrica média) em listas telefônicas, em bibliotecas municipais, na Internet etc.

b) O volume de 500 mL é o correto (exato)? Pode-se inicialmente considerá-lo como tal, ou então determiná-lo utilizando uma balança de supermercado ou um instrumento de laboratório, como uma proveta. Pensamos que no Ensino Médio não é necessário tanto rigor, mas o professor pode utilizá-lo para explorar aspectos relevantes da experimentação.

c) Se o gás não é somente amônia, quanto de água ele contém? É possível saber consultando uma tabela de pressões de vapor da água em função da temperatura. Agora o professor pode trabalhar a lei das pressões parciais, frações em mol etc. Como este gás foi gerado a partir de uma solução contendo NaOH e amônia, podem surgir dúvidas sobre a pressão de vapor de soluções. Este poderia ser um bom momento para se falar alguma coisa sobre propriedades coligativas. Além disso, pode surgir uma dúvida sobre o

estado físico da água que está sendo produzida. Este é o momento de pensar nas transições de fase.

Vamos retornar à questão da pressão de amônia, desconsiderando a água presente na garrafa 2. Se a pressão de amônia dentro do frasco é p_{NH_3} , a pressão exercida pela coluna de água for designada por p_c e a pressão atmosférica por p_a , no início do experimento a pressão de amônia é igual à atmosférica, logo:

$$p_{\text{NH}_3} = p_a$$

Conforme a amônia começa a se dissolver na água, a sua pressão cai e a água começa a subir no tubo. A pressão da amônia, na garrafa 2, somada à pressão exercida pela coluna de água deve ser menor que a pressão externa (atmosférica), para que a água continue a subir. Enquanto a água estiver subindo:

$$p_{\text{NH}_3} + p_c < p_a$$

Quando a ascensão de água termina, passa a valer a igualdade:

$$p_{\text{NH}_3} + p_c = p_a$$

A pressão da coluna d'água pode ser calculada determinando a sua altura, estabelecida como a distância entre o nível de água no frasco inferior (garrafa 1) e o nível de solução no frasco superior (garrafa 2). Seu valor pode ser calculado em milímetros de água e depois transformado em milímetros de mercúrio, dividindo-se este valor pela densidade do mercúrio. Rigorosamente, este resultado deveria ser obtido dividindo-se o valor em milímetros de água pela relação $d_{\text{Hg}}/d_{\text{H}_2\text{O}}$ (densidades de mercúrio e água, respectivamente), na temperatura do experimento. No entanto, a aproximação anterior é perfeitamente aceitável.

Pode-se, ainda, estimar o volume de água que subiu para a garrafa superior, calcular então o volume de amônia dissolvida, a quantidade de matéria e a concentração de amônia na solução.

Como verificar a validade desses cálculos? Em escolas com mais recursos, uma titulação ácido-base poderia ser realizada. Veja, no entanto, que a

estratégia para retirar a solução obtida do frasco superior, sem perdê-la ou misturá-la com a água do frasco inferior, é uma tarefa que exigirá uma atenção especial. Outra vez o professor poderá estimular a criatividade dos estudantes na descoberta da melhor estratégia de trabalho. Em acréscimo, o estudante pode fazer um cálculo e determinar qual seria a concentração da solução se toda a amônia presente inicialmente tivesse sido dissolvida. No sentido inverso, a partir da concentração de amônia obtida experimentalmente numa titulação, o aluno pode estimar a pressão inicial de amônia, considerando-se que toda ela tenha se dissolvido naquele volume de líquido.

Outro aspecto que pode e deve ser estimulado é a comparação entre o quanto se dissolveu e a solubilidade da amônia em água. Como essa solubilidade não é alcançada, o professor pode evocar aspectos como a solubilidade de gases em função da pressão, temperatura e natureza do gás.

Quanto à temperatura, isto poderia ser testado?

E outros gases menos solúveis, poderiam ser testados?

Se há bastante dióxido de carbono dissolvido em refrigerantes, ele não poderia ser testado?

Outro aspecto que chamará a atenção do aluno será a grande quantidade de energia liberada na produção do gás, na garrafa 3. A temperatura se eleva bastante. Seria essa elevação devida à dissolução dos reagentes em água ou devida à reação química? Para testar as possibilidades, o professor pode efetuar a dissolução dos dois sólidos, separadamente, em água e depois, após voltarem à temperatura ambiente, misturar as duas soluções. Estes resultados poderiam responder parte desta questão. Estes aspectos poderão ser explorados, desde que a Termoquímica seja o assunto atual ou que já tenha sido discutido.

Em relação à própria realização do experimento, observamos que um estrangulamento do tubo de ascensão da água leva a uma demonstração mais dramática. Ao utilizarmos um tubo de diâmetro interno de 2 mm, para estreiti-

tar a ponta do tubo de caneta dentro da garrafa 2 na segunda fase, a água “espira” até o fundo da garrafa 2 e, ao mesmo tempo, esta colapsa. Apesar do colapso, esse procedimento não torna o experimento mais perigoso, ao contrário do que se observa na literatura, quando se usa vidraria. Mesmo assim deve-se ter cautela.

Este experimento, além de testado exaustivamente no laboratório, foi aplicado no I SIMPEQ (*Simpósio de Ensino de Química*), ocorrido no Instituto de Química da Unicamp, em 10 e 11 de novembro de 2001, ao qual compareceram 78 professores de Ensino Médio. Nessa ocasião, o procedimento foi repetido mais de cem vezes, individualmente, pelos participantes. O entusiasmo dos professores foi enorme, vários fizeram questão de repetir o experimento mais de uma vez. A discussão sobre os fenômenos observados foi muito rica. Na Figura 2, pode-se ver um sistema colapsado, de uma experiência realizada durante o I SIMPEQ.

A seguir transcrevemos a questão de Química número 5, da segunda fase do Vestibular UNICAMP-2001, para efeito de esclarecimento. Deve-se notar que a prova foi escrita simulando-se um diálogo entre dois namorados,

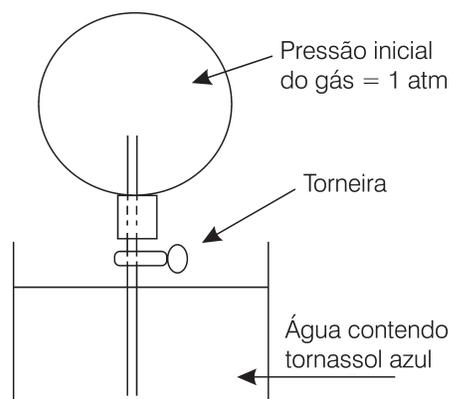


Figura 2: Montagem experimental do charfaz de amônia com o sistema colapsado, após brusca queda da pressão interna.

Naná e Chuá. A questão 5, dentro do contexto, é proposta por Naná que diz para Chuá:

– Num dia em que você faltou à aula, a professora explicou que o HCl gasoso é muitíssimo solúvel em água. A seguir, montou um experimento para ilustrar essa propriedade do HCl(g) e pediu para alguém dar início à experiência. Na aparelhagem mostrada

abaixo, o HCl(g) e a água não estão inicialmente em contato. Um colega foi à frente e executou o primeiro passo do procedimento.



a) O que foi que o colega fez no equipamento para dar início ao experimento?

b) A seguir, o que foi observado no experimento?

José de Alencar Simoni (caja@iqm.unicamp.br), licenciado em Química pela FFCLRP/USP e doutor em Ciências pela UNICAMP, é docente do Instituto de Química da UNICAMP. **Matthieu Tubino** (tubino@iqm.unicamp.br), bacharel e licenciado em Química pela USP e doutor em Ciências pela UNICAMP, é docente do Instituto de Química da UNICAMP.

Referências bibliográficas

ALEXANDER, M.D. The ammonia smoke fountain: an interesting thermodynamic adventure. *Journal of Chemical Education*, v. 76, p. 210-211, 1999.

BEM-ZVI, R. e SILBERSTEIN, J. The “chemical fountain”: an old experiment in a new setting. *Journal of Chemical Education*, v. 58, p. 68-69, 1981.

BODNER, G.M. e PARDUE, H.L. *Chemistry, an experimental science*. Nova lorque: Wiley, 1995. p.601.

CATES, C.R. e MOORE, J.T. A white ammonia fountain. *Journal of Chemical Education*, v. 58, p. 498, 1981.

CHANG, R. *Essential chemistry*. Nova lorque: Mc Graw-Hill, 1996. p. 350.

EPP, D.N. An ammonia fountain in a

micropipet. *Journal of Chemical Education*, v. 68, p. A297, 1991.

LI, J.; PENG, A. e BURGETT, P.C. Syringe ammonia fountain. *Journal of Chemical Education*, v. 72, p. 828, 1995.

PROKSA, M. Ammonia fountain and density gradient column. *Journal of Chemical Education*, v. 72, p. 931-932, 1995.

THOMAS, N.C. A chemiluminescent ammonia fountain. *Journal of Chemical Education*, v. 67, p. 339, 1990.

UMLAND, J.B. *General chemistry*. Minneapolis: West, 1993. p. 954.

VISWANATHAN, A. e GIREESAN, S. Ammonia or HCl fountain. *Journal of Chemical Education*, v. 34, p. A375, 1957.

VENABLE, F.P. e HOWE, J.L. *Inorganic chemistry*. Easton: The Chemical Publish-

ing Co., 1898. p. 124, como citado por Alexander (1999).

Para saber mais

SHAKHASHIRI, B.Z. *Chemical demonstrations - A handbook for teachers of chemistry*. Madison: The University of Wisconsin Press, 1985. v. 2, p. 202-210.

SUMMERLIN, L.R.; BORGFORDE, L.C. e EALY Jr., J.L. *Chemical demonstrations - A sourcebook for teachers*. 2^o ed. Washington: American Chemical Society, 1988. v. 2, p. 37-38.

SUMMERLIN, L.R. e EALY Jr., J.L. *Chemical demonstrations - A sourcebook for teachers*. 2^o ed. Washington: American Chemical Society, 1988. v. 1, p. 10-11.

Abstract: *Ammonia Fountain with Day-to-Day Materials: an Initial Cause... How Many Effects?* This paper describes the use of the classical “ammonia fountain” experiment to demonstrate various chemical and physical principles related to it. The experimental procedure is carried out with very simple and low cost materials and it can be performed even at schools that do not have a laboratory. The experiment can be carried out in 50 minutes, although for the discussion of the experimental observations more time is desirable.

Keywords: gas/liquid solubility, indicators action, ammonia fountain, gas pressure