



Experimentos com Alumínio

Thiago Santangelo Costa, Danielle Lanchares Ornelas, Pedro Ivo Canesso Guimarães e Fábio Merçon

Por ser leve e muito resistente, o alumínio se mostra um metal ideal para uma série de aplicações, dentre as quais se pode citar peças automotivas, revestimentos, embalagens e artefatos de cozinha. Diante da ampla disponibilidade desse metal em nosso dia-a-dia, foi elaborada uma atividade experimental sobre cinética química a partir do estudo dos fatores que afetam a velocidade da reação de oxidação do alumínio em meio ácido, utilizando materiais simples e de baixo custo.

► alumínio, aulas experimentais, cinética química ◀

Recebido em 27/4/04, aceito em 11/11/05

O alumínio, em sua forma metálica, foi obtido em laboratório pela primeira vez em 1825, pelo dinamarquês Hans Christian Oersted (1777-1851). Estudando o fenômeno da condutibilidade elétrica, Oersted obteve cloreto de alumínio (AlCl_3) a partir do óxido de alumínio (Al_2O_3). O sal foi, então, tratado com amálgama de potássio (mistura homogênea contendo potássio e mercúrio), obtendo-se amálgama de alumínio que, posteriormente, foi decomposta originando mercúrio e alumínio. Mediante a evaporação do mercúrio, conseguiu-se isolar o alumínio como resíduo. Entretanto, esse metal só foi obtido com uma pureza adequada em 1827, através dos trabalhos de Friedrich Wöhler (1800-1882), que tomou a pesquisa de Oersted como base. A partir de então, pôde-se realizar um estudo mais detalhado sobre as propriedades desse metal. Nos dias de hoje, o alumínio é largamente utilizado em todo o mundo, e novos processos econômicos

foram propostos para a viabilização de sua obtenção (Peixoto, 2001).

Ao comparar o alumínio com outros metais de aplicação cotidiana, observa-se que este apresenta baixa densidade ($2,7 \text{ g/cm}^3$), baixa temperatura de fusão e ebulição ($660 \text{ }^\circ\text{C}$ e $1800 \text{ }^\circ\text{C}$, respectivamente), além das características gerais dos metais, como boa maleabilidade, ductibilidade, condutividade elétrica e brilho metálico. Em relação às suas propriedades químicas, o alumínio reage espontaneamente com o oxigênio do ar formando uma película protetora de óxido de alumínio sobre sua superfície, aumentando sua resistência a intempéries. Entretanto, essa camada apassivadora não impede sua oxidação por ácidos e bases fortes, mesmo quando diluídos, ocasionado a corrosão do metal.

Devido a essas características, o

alumínio vem se tornando cada vez mais presente no dia-a-dia, sendo sua utilização bastante variada: embalagens de alimentos e bebidas, fabricação de aquecedores solares e utensílios domésticos, fuselagem de aeronaves, barcos e automóveis, entre outros.

O alumínio é um elemento com caráter anfótero, sendo capaz de reagir com soluções aquosas diluídas de ácidos e bases fortes (Lee, 2000). Em ambos os casos, a oxidação desse metal altera suas propriedades mecânicas, comprometendo muitas das suas aplicações. O estudo

dos fatores que impeçam, ou mesmo retardem, a velocidade da corrosão de metais é de fundamental importância nos âmbitos econômico e social (Gentil, 1996).

Desta forma, este trabalho teve por objetivo propor um conjunto de atividades, a partir de materiais simples e de baixo custo presentes no cotidiano, baseadas na análise da

Obtido pela primeira vez por Oersted em 1825, o alumínio é hoje largamente utilizado devido a um processo econômico de obtenção, descoberto posteriormente

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 e reagentes usados são facilmente encontráveis, permitindo a realização dos experimentos em qualquer escola. Neste número a seção apresenta cinco artigos.

influência de alguns fatores que afetam a velocidade de uma reação química (oxidação do alumínio em meio ácido), tais como: a concentração dos reagentes, a superfície de contato entre os reagentes e a temperatura de reação.

Material

- 2 garrafas de PET [poli(tereftalato de etileno)]
- Papel alumínio
- 4 “anéis” de alumínio retirados de latas de bebidas
- Solução “limpa piso” (ou ácido muriático)
- Soda cáustica
- Cubos de gelo
- 2 béqueres de 250 mL
- 4 tubos de ensaio
- 2 provetas de 10 mL

Na ausência de material de laboratório, a vidraria utilizada pode ser substituída por material alternativo, como copos de vidro ou de plástico. Da mesma forma, em todas as etapas pode ser utilizada a água da torneira.

A concentração de ácido clorídrico na solução “limpa piso” é de aproximadamente 5 mol/L, tendo sido previamente determinada por titulação ácido-base. Por sua vez, a solução aquosa de soda cáustica foi preparada na concentração de 4 g/L (0,1 mol/L).

No caso dos anéis de alumínio, além de ser um material de fácil aquisição e conhecido pelos alunos, outra grande vantagem do seu emprego é que eles apresentam, praticamente, uniformidade de massa e volume, o que contribui para os experimentos propostos.

Medidas básica de segurança

Os reagentes devem ser cuidadosamente manipulados, já que a concentração de ácido clorídrico no reagente comercial é aproximadamente 5 mol/L. Assim, recomenda-se que os alunos utilizem guarda-pó, calça comprida e sapato fechado.

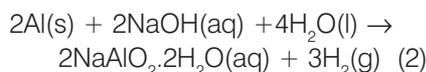
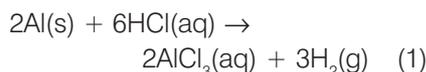
Experimentos

Abordagem do caráter anfótero do alumínio

Em dois tubos de ensaio, adicio-

na-se quantidades iguais de solução “limpa piso” e solução aquosa de soda cáustica (0,1 mol/L). Em seguida, simultaneamente, adiciona-se um anel de alumínio em cada tubo. O volume utilizado de cada solução deve ser de aproximadamente 1/3 do volume do tubo ou o equivalente para cobrir por completo os anéis de alumínio.

Em ambos os tubos, deve ser observado o consumo do metal e intensa formação de gás. Através desses experimentos, é possível comprovar o caráter anfótero do alumínio, já que na solução “limpa piso” o reagente predominante é o ácido clorídrico, enquanto na soda cáustica é o hidróxido de sódio. As equações 1 e 2 representam os fenômenos químicos a serem observados para os meios ácido e básico, respectivamente.



O aumento de temperatura é perceptível em ambos os casos, evidenciando que as reações executadas são exotérmicas.

As velocidades da reação de oxidação do metal nos meios analisados podem ser comparadas mediante a intensidade do desprendimento gasoso e do tempo necessário para a dissolução total do material. Nas etapas subseqüentes procura-se abordar os principais fatores que afetam a velocidade desta reação química. Embora a reação ocorra satisfatoriamente nos dois meios testados, nos próximos experimentos optou-se apenas pelo emprego da solução “limpa piso” como reagente.

Influência da concentração do ácido clorídrico sobre a velocidade da reação

Usando dois tubos de ensaio, ao primeiro adiciona-se 10 mL de solução “limpa piso” e, no segundo, 10 mL desta mesma solução diluída em água na proporção de 50% (v/v).

Introduz-se, simultaneamente, um anel de alumínio em cada tubo e compara-se a velocidade de reação nos dois sistemas em função da quantidade de gás produzido.

Para efeito de comparação, nas Figuras 1 e 2 pode-se observar os dois tubos após 2 min e 5 min de reação, respectivamente. A partir da diferença visual entre as quantidades de gás formado nos dois sistemas, pode-se constatar que, na solução diluída, a reação é mais lenta, enquanto que, com o reagente comercial (solução concentrada), a reação ocorre de forma mais rápida, com destaque para o tempo de 5 min no qual a quantidade de gás formado é tão intensa que dificulta a visualização do anel.

Influência da temperatura do sistema sobre a velocidade da reação

Adiciona-se 10 mL de solução “limpa piso” em dois tubos de ensaio. Em um béquer, introduz-se os cubos de gelo e cerca de 100 mL de água. Um dos tubos é colocado no interior do béquer, deixando o sistema em repouso por 5 min. Após esse intervalo, simultaneamente, adiciona-se um anel de alumínio a cada um dos tubos e compara-se a velocidade de reação nos dois sistemas em função da quantidade de gás produzido.

Neste caso, deve-se constatar que com o tubo mantido à temperatura ambiente a velocidade é maior. De forma análoga, este ensaio também poderia ser realizado com o reagente em contato com banho de aquecimento.

Influência da superfície de contato do alumínio sobre a velocidade da reação

Em duas garrafas PET, adiciona-se o mesmo volume de solução “limpa piso”. Corta-se dois pedaços de papel alumínio de modo que estes tenham o mesmo tamanho. Faz-se uma pequena bola com um dos pedaços e, simultaneamente, adiciona-se a bola e o outro pedaço (de superfície lisa) a cada uma das duas garrafas, tampando-as em seguida. Compara-se a velocidade de reação

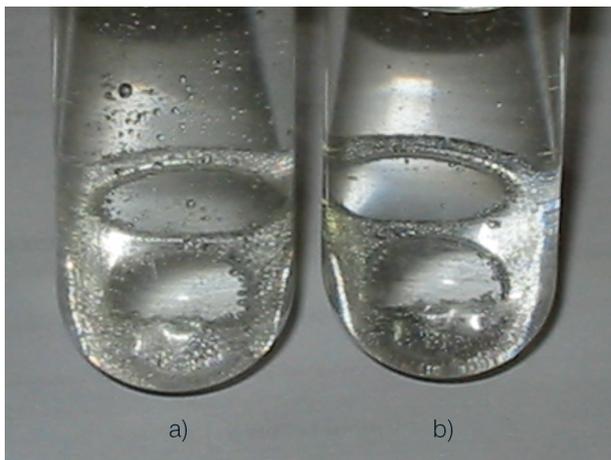


Figura 1: Evolução da reação entre o alumínio e a solução comercial contendo ácido clorídrico, após 2 min: (a) concentrada e (b) diluída.

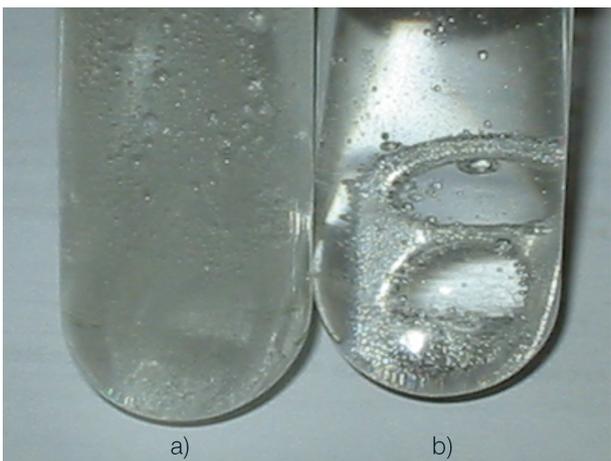


Figura 2: Evolução da reação entre o alumínio e a solução comercial contendo ácido clorídrico, após 5 min: (a) concentrada e (b) diluída.

nos dois sistemas em função da quantidade de gás produzido e da rapidez com que as amostras de alumínio são consumidas.

Durante a realização deste ensaio, visando facilitar a observação, recomenda-se que a solução de ácido muriático esteja previamente resfriada, isto é, seja mergulhada em banho de gelo por alguns minutos antes da realização do experimento, pois, uma vez rompida a “barreira protetora” de óxido de alumínio, a reação se torna muito rápida. Desta forma, caso a solução esteja à temperatura ambiente,

as velocidades de reação nas duas garrafas serão muito próximas, dificultando o entendimento do experimento.

Recomenda-se o uso das garrafas de PET neste ensaio por serem impermeáveis ao gás hidrogênio e também por facilitarem a comprovação da formação deste produto através do aumento da pressão interna do sistema. Vale destacar também a possibilidade da realização do “teste de chama”, já que o experimento é realizado em sistema fechado, permitindo a identificação qualitativa do gás produzido mediante os efeitos sonoro e visual decorrentes da combustão energética do hidrogênio.

Considerações finais

O estudo da reação de oxidação do metal alumínio em meios ácido e básico possibilita a interpretação do caráter anfótero desse metal, bem como o desenvolvimento de uma seqüência de experimentos abordando a influência de alguns fatores na velocidade de uma reação química.

Questões propostas

1. A reação de oxidação do alumínio metálico em solução diluída de ácido clorídrico é um processo espontâneo ($\Delta G < 0$). Discuta como os

fatores entalpia (ΔH) e entropia (ΔS) contribuem para a espontaneidade da reação, a partir das observações experimentais e da respectiva equação química.

2. Na realização do ensaio da superfície de contato, ao se empregar o reagente comercial à temperatura ambiente, a velocidade de reação nas duas garrafas é muito próxima. Sugira uma explicação para este fato.

3. O emprego de ácido muriático seria indicado para a limpeza de uma escada de alumínio utilizada durante a pintura de uma casa?

Thiago Santangelo Costa (thiagosantangelo@hotmail.com), aluno do curso de licenciatura em Química da Universidade do Estado do Rio de Janeiro (UERJ), é bolsista do programa de iniciação científica (SR-2/PIBIC-CNPq/UERJ). **Danielle Lanchares Ornelas** (daniornelas@hotmail.com), aluna do curso de Engenharia Química da UERJ, é bolsista do SR-2/PIBIC-CNPq/UERJ. **Pedro Ivo Canesso Guimarães** (canesso@uerj.br), químico industrial pela Universidade Federal Fluminense (UFF), licenciado em Química pela UERJ, doutor em Ciência e Tecnologia de Polímeros pela Universidade Federal do Rio de Janeiro (UFRJ), é docente do Instituto de Química da UERJ (IQ-UERJ). **Fábio Merçon** (mercon@uerj.br), engenheiro químico e licenciado em Química pela UERJ, doutor em Engenharia Química pela UFRJ, é docente do IQ-UERJ e do Instituto de Aplicação Fernando Rodrigues da Silveira.

Referências bibliográficas

GENTIL, V. *Corrosão*. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos Editora, 1996.

LEE, J. *Química Inorgânica não tão concisa*. São Paulo: Editora Edgard Blücher, 2000.

PEIXOTO, E.M.A. Elemento: Alumínio. *Química Nova na Escola*, n. 13, p. 51, 2001.

Para saber mais

ATKINS, P.W. e SHRIVER, D.F. *Inorganic chemistry*. 3ª ed. Nova Iorque: Oxford University Press, 1999.

CANTO, E. L. *Minerais, minérios e metais – De onde vêm? Para onde vão?* São Paulo: Editora Moderna, 1996.

PALMA, M.H.C. e TIERA, V.A.O. Oxidação de metais. *Química Nova na Escola*, n. 18, p. 52-54, 2003.

Abstract: *Experiments with Aluminum* – Being light and very resistant, aluminum is an ideal metal for a series of applications, among which the following can be cited: automotive parts, lining, packaging and kitchenware. Taking into account the ample availability of this metal in our daily lives, a chemical-kinetics experimental activity was developed based on the study of the factors that affect the rate of the aluminum oxidation reaction in acid medium, using simple and low-cost materials.

Keywords: aluminum, experimental classes, chemical kinetics