

## Artigo

**Uma Experiência de Corrosão Metálica em Meio Ácido**

Vaz, E. L. S.; Codaro, E. N.; Acciari, H. A.\*

*Rev. Virtual Quim.*, 2013, 5 (4), 724-733. Data de publicação na Web: 9 de agosto de 2013<http://www.uff.br/rvq>**An Experience of Metallic Corrosion in Acidic Medium**

**Abstract:** In this paper it is proposed a method to characterize the corrosion reactions of many metals and alloys in acid media and to evaluate the corrosion rate. An alloy of aluminum and zinc was partially dissolved in HCl solution and the medium acidity decrease was monitored at different time intervals by using a pHmeter. Data analysis and physical chemistry treatment permitted associate the pH increase with the alloy mass loss. This proposal promotes learning of terminology and concepts involved as well as contribute to better understand the corrosion phenomena.

**Keywords:** Chemistry education; generalized corrosion; aluminum alloys.

**Resumo**

Neste trabalho é proposto um método para caracterizar as reações de corrosão de muitos metais e ligas em meios ácidos e avaliar a velocidade de corrosão. Uma liga de alumínio e zinco foi dissolvida parcialmente em solução de HCl e a diminuição da acidez do meio foi acompanhada, em diferentes intervalos de tempo, utilizando um pHmetro. O tratamento físico-químico dos dados permitiu associar o aumento do pH com a perda de massa da liga. Esta experiência propicia a aprendizagem da terminologia e dos conceitos envolvidos, bem como contribui para melhor compreensão dos fenômenos de corrosão.

**Palavras-chave:** Ensino de química; corrosão generalizada; ligas de alumínio.

\* Universidade Estadual Paulista, Departamento de Física e Química, Faculdade de Engenharia de Guaratinguetá, Av. Dr. Ariberto Pereira da Cunha, 333, CEP 12516-410, Guaratinguetá-SP, Brasil.

✉ [heloisa@feg.unesp.br](mailto:heloisa@feg.unesp.br)

DOI: [10.5935/1984-6835.20130051](https://doi.org/10.5935/1984-6835.20130051)

## Uma Experiência de Corrosão Metálica em Meio Ácido

Ednilson L. S. Vaz, Eduardo N. Codaro, Heloisa Andréa Acciari\*

Universidade Estadual Paulista, Departamento de Física e Química, Faculdade de Engenharia de Guaratinguetá, Av. Dr. Ariberto Pereira da Cunha, 333, CEP 12516-410, Guaratinguetá-SP, Brasil.

\* [heloisaa@feg.unesp.br](mailto:heloisaa@feg.unesp.br)

*Recebido em 22 de agosto de 2012. Aceito para publicação em 29 de abril de 2013*

1. Introdução
2. Fundamentação Teórica
3. Experimental
  - 3.1. Materiais e Reagentes
  - 3.2. Procedimento
4. Resultados e Discussão
5. Conclusões

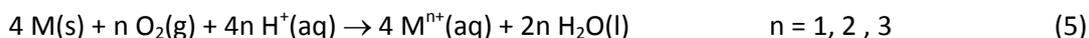
### 1. Introdução

A corrosão generalizada é um processo que acontece quando toda a superfície de um material metálico é oxidada por um meio agressivo. Este tipo de corrosão é atribuído à existência de inúmeras células de ação local distribuídas pela superfície metálica. A célula de ação local é uma micropilha formada por uma pequena área da superfície que contém uma região anódica e uma catódica, fisicamente inseparáveis. Estas células

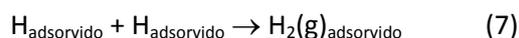
surtem como uma consequência da heterogeneidade superficial, ou seja, da presença de fases metálicas (intermetálicas) e não-metálicas, grãos e contornos de grãos, além de inclusões.<sup>1</sup> Em meios aquosos ácidos ocorre a oxidação e dissolução do metal (M) nas regiões anódicas (equação 1) e a redução de íons hidrogênio (equação 2) ou de oxigênio (equação 3) nas regiões catódicas, segundo o meio seja desaerado ou aerado, respectivamente.



Portanto, as principais reações de corrosão são as seguintes:



Como a maioria das soluções aquosas contém oxigênio dissolvido, as equações 2 e 3 podem ocorrer de forma simultânea sobre a superfície metálica. Apesar de  $O_2$  ser um oxidante muito mais forte que o íon hidrogênio, a proporção em que acontecem as equações 4 e 5 depende de parâmetros cinéticos associados ao metal e ao pH do meio. Por se tratar da oxidação do mesmo metal (M), a velocidade da reação anódica deve ser igual a da catódica, que na presente situação controla a velocidade de corrosão. Isto significa que existe uma etapa lenta no mecanismo de redução (aquela com maior energia de ativação) que determina essa velocidade. Esta circunstância atenuante é conhecida como polarização catódica, que no caso da reação predominante ser a equação 2 (por exemplo, redutor forte em ácido forte), recebe o nome de sobretensão de hidrogênio. Nesta última equação estão indicados somente os estágios inicial e final de um mecanismo de redução, que por sua vez, envolve a seguinte sequência de etapas: i) hidratação do íon hidrogênio ( $H^+$ ) para formar o íon hidrônio ( $H_3O^+$ ), ii) transporte do íon hidrônio para a superfície do metal, iii) dissociação do íon hidrônio, iv) transferência de um elétron do metal para o íon hidrogênio e formação de um átomo, v) combinação com outro átomo próximo para formar uma molécula, vi) aglomeração de moléculas para formar uma bolha de gás. Embora o mecanismo e a etapa determinante sobre cada metal continuem sendo objetos de estudo, as equações 6 ou 7 são as mais utilizadas para calcular a velocidade de corrosão. Especificamente, em metais onde o átomo de hidrogênio é fortemente adsorvido, ocorre diminuição de sua mobilidade sobre a superfície do metal e, portanto, a etapa mais aceita é a representada pela equação 7.<sup>2,3</sup>



Nos metais comercialmente puros ( $M \geq 99\%$ ), as impurezas presentes podem alterar significativamente a velocidade de corrosão. Aumentam ou diminuem a velocidade conforme a sobretensão de hidrogênio nas impurezas seja menor ou maior do que a sobretensão sobre o metal. Nas ligas os mecanismos de corrosão são bem mais complexos, portanto, as velocidades de corrosão menos previsíveis. Em geral, os elementos mais redutores e as fases menos nobres são dissolvidos preferencialmente, mas a velocidade de corrosão vai depender de uma combinação de fatores, dentre eles destacam-se a homogeneidade da liga e a relação de áreas anódica/catódica.

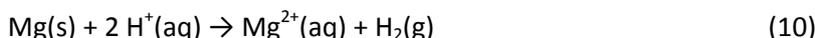
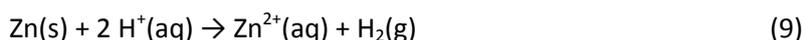
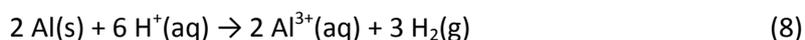
Independentemente do material metálico e do mecanismo proposto, uma característica dos processos de corrosão em meio ácido é o aumento de pH no decorrer do tempo. Como esse aumento está vinculado ao consumo do metal é possível calcular a velocidade de corrosão a partir desta variação. Assim, a partir do monitoramento do pH pode-se avaliar o grau de deterioração de latas, tanques, cisternas e reservatórios metálicos que armazenam soluções aquosas.<sup>4</sup> Neste contexto, propõe-se uma experiência didática de corrosão a partir da reação de uma liga de alumínio em ácido clorídrico, com o objetivo de transmitir conhecimento teórico-prático, aplicando-se conceitos de termodinâmica, cinética e eletroquímica.

## 2. Fundamentação Teórica

A velocidade de uma reação de corrosão pode ser determinada mediante o acompanhamento do consumo de um dos reagentes ou da formação de um dos produtos. Muitos métodos são utilizados para avaliar a resistência e a velocidade de corrosão de metais e ligas, no entanto, nem todos se encontram normalizados.<sup>5</sup> Quando o meio agressivo é um líquido, um dos métodos normalizados mais antigo é o ensaio por imersão,<sup>6</sup> no qual corpos-de-prova (c-d-p) de massa e área similares são imersos num líquido à temperatura constante, depois de certos intervalos de tempo são retirados e as perdas de massa são calculadas. Por se tratar de uma reação heterogênea, ela se processa em uma interfase cuja superfície varia constantemente com o tempo. Diante desta situação, se define a velocidade de corrosão como a velocidade média de dissolução da superfície metálica expressa como perda de massa por unidade de área e de tempo. No presente trabalho, as perdas de massas e as

velocidades de corrosão foram determinadas indiretamente, mediante o monitoramento do pH durante a dissolução da liga em meio ácido. Este procedimento é satisfatório quando a reação não se processa com cinética rápida, de modo que durante a retirada e análise das alíquotas não ocorram alterações significativas na concentração do meio nem na área geométrica do c-d-p. Para garantir que as condições experimentais conduzissem a resultados quantitativos no tempo de uma aula de laboratório, foi escolhida a liga 7050 (Al 89,0%, Zn 6,26%, Mg 2,00% e Cu 2,14%),<sup>7</sup> fornecida pela EMBRAER S.A., e como meio, uma solução de HCl 1,0 mol L<sup>-1</sup>.

Como os potenciais padrão de redução de cada metal presente na liga avaliada  $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$ ,  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,760 \text{ V}$  e  $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$  são menores que o potencial do eletrodo padrão de hidrogênio,<sup>8</sup> reagem com HCl produzindo H<sub>2</sub> de acordo com as equações 8, 9 e 10.



Considerando-se que os componentes da liga estejam distribuídos homogeneamente e que a corrosão é generalizada, a relação de matéria para a dissolução total do c-d-p pode ser expressa pela equação 11. Nesta equação,  $m_0$  é a massa inicial do c-d-p em

gramas, os termos %Al, %Zn e %Mg são as composições percentuais dos elementos constituintes da liga e,  $n_{\text{H}^+/\text{Al}}$ ,  $n_{\text{H}^+/\text{Zn}}$  e  $n_{\text{H}^+/\text{Mg}}$  são os mols de íons hidrogênio necessários para dissolver 1 grama de Al, Zn e Mg, respectivamente.

$$\text{mols de H}^+ = \frac{m_0}{100} \left[ (\% \text{Al} \times n_{\text{H}^+/\text{Al}}) + (\% \text{Zn} \times n_{\text{H}^+/\text{Zn}}) + (\% \text{Mg} \times n_{\text{H}^+/\text{Mg}}) \right] \quad (11)$$

De acordo com a fundamentação teórica proposta, verifica-se que a contribuição dos metais Zn e Mg no cálculo da quantidade de ácido, é praticamente insignificante, podendo ser justificado da seguinte forma: o Al é o

componente majoritário da liga e consome maior número de mols de H<sup>+</sup> por unidade de matéria, como mostrado na equação 8. Se a dissolução não for total, o volume mínimo de ácido pode ser estimado da equação 12.

$$\text{Litros de HCl } 1,0 \text{ mol L}^{-1} = \frac{m_0}{100} (\%Al \times n_{H^+/Al}) \times \left( \frac{1 \text{ L de solução}}{1,0 \text{ mol de HCl}} \right) \quad (12)$$

O pH é definido como o negativo do logaritmo da atividade do íon H<sup>+</sup> apesar de muitos livros de Química Geral utilizarem a concentração analítica (mol L<sup>-1</sup>), para expressar a concentração hidrogeniônica real ou efetiva e simplificar os cálculos que envolvem soluções. No laboratório, o pH de uma solução é usualmente medido com um aparelho eletrônico chamado pHmetro. Sua escala varia de 0 a 14 e indica acidez quando os valores de pH são menores que 7, neutralidade quando iguais a 7 e alcalinidade quando maiores que 7. Este aparelho consiste, basicamente, em um par de eletrodos montados num único corpo (eletrodo de vidro combinado): um eletrodo de membrana de vidro (indicador) e um eletrodo de calomelano ou prata-cloreto de prata (referência). Ambos os eletrodos estão conectados externamente a um voltímetro de alta impedância e internamente através da solução que se pretende medir o pH.<sup>8,9</sup> Diferenças nas atividades ou concentrações do íon H<sup>+</sup> em ambos os lados da membrana de vidro geram mudanças nos valores de tensão medidos pelo voltímetro. O pHmetro é calibrado com soluções tampão de pH perfeitamente conhecidos para transformar esses valores de tensão em escala de valores de pH. Em ácidos fortes (pH < 1,0) o valor do pH medido torna-se maior que o pH verdadeiro, devido à saturação de H<sup>+</sup> na superfície da membrana de vidro. Esse deslocamento de valores é conhecido como Erro Ácido.<sup>9</sup> Esta dificuldade na medida experimental do pH pode ser contornada fazendo diluições a partir da solução original, de 1 para 100 ou para 1000, mais próxima dos tampões de calibração, aumentando

assim a precisão e a exatidão da medida.

### 3. Experimental

#### 3.1. Materiais e Reagentes

Os materiais e os reagentes necessários para a realização deste experimento são: - 1 c-d-p em forma de chapa de aproximadamente 2,5 × 2,0 × 0,2 cm; - 1 Lixa d'água n° 80; - 2 Pissetas, uma com água destilada e outra com álcool; - 1 Pinça metálica; - 1 Secador de cabelos; - 1 Paquímetro; - 1 Balança analítica; - 1 pHmetro de bancada com solução tampão própria de calibração (neste caso utilizou-se um pHmetro marca HANNA modelo HI 221, com compensação automática de temperatura, cuja precisão é ±0,01 unidades de pH e dois tampões de calibração, pH 1,68 e 7,01); - 1 Agitador magnético; - 1 Béquer de 400 mL; - 7 Béqueres de 150 mL; - 7 Balões volumétricos de 100 mL; - 7 Pipetas graduadas de 1 mL; - 1 Grelha (tipo ralo redondo) de plástico ou de outro material inerte, de 6,5 cm de diâmetro e 3,0 cm de altura; - 1 Proveta de 500 mL; - 1 Vidro de relógio; - 1 Cronômetro; - Solução de HCl 1,0 mol L<sup>-1</sup>.

#### 3.2. Procedimento

Cada grupo de alunos trabalhará com um c-d-p para determinar a velocidade de

corrosão da liga no meio ácido, de acordo com a sequência descrita a seguir. A preparação da superfície será feita com o auxílio de uma lixa com o intuito de obter as seis faces do c-d-p fisicamente semelhantes. Mediante um paquímetro medir a superfície exposta ( $A_0$ ). Com o auxílio de uma pinça, lavar o c-d-p com água destilada e, em seguida, com álcool. A secagem poder ser feita utilizando secador de cabelo. Uma vez limpo e seco, o mesmo deve ser pesado em uma balança analítica, para determinação da massa ( $m_0$ ). Utilizando uma proveta medir o volume de solução de HCl  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ , calculado da equação 12. Para medir o pH dessa solução deve-se retirar uma alíquota

de 1 mL para proceder à diluição (1:100), obtendo-se assim, uma solução de concentração  $[\text{H}^+]_0$  que torna possível a medida do pH ( $\text{pH}_0$ ). Esta solução deve ser transferida a um béquer de 400 mL, posicionado sobre um agitador magnético (Figura 1). Inserir a grelha no fundo do béquer para servir de suporte ao c-d-p, possibilitando a agitação constante da solução sem que o mesmo interfira no movimento giratório da barra magnética. Deste modo, a agitação diminuirá os gradientes de concentração e o acúmulo de produtos de corrosão sobre o c-d-p, permitindo uma medida mais fidedigna do pH.



**Figura 1.** Dispositivo para medida de pH

Introduzir o c-d-p e em intervalos regulares de tempo, contados a partir da imersão (15, 30, 45, 60, 75 e 90 min), retirar uma alíquota de 1 mL da solução para diluição e medida do pH. Observar que quanto maior for o aumento nos valores de pH, maior será a velocidade de corrosão da liga no meio considerado. Finalizado o experimento, desligar o agitador, transferir a solução para um frasco de resíduos e o c-d-p para um vidro de relógio. Lavar o c-d-p com

água destilada e secá-lo e também pesá-lo para a determinação da massa final ( $m_6$ ). A perda de massa total ( $m_0 - m_6$ ) deve ser expressa em mg e a velocidade média de corrosão em  $\text{mg/cm}^2 \text{ min}$ .

#### 4. Resultados e Discussão

A variação de pH por unidade de tempo

não é uma medida comumente usada para expressar a velocidade de corrosão, portanto, é conveniente realizar uma transformação matemática que vincule o pH com a perda de massa da liga a fim de se obter uma unidade mais apropriada. Quando a dissolução for

parcial, o número de mols de  $H^+$  consumidos num certo intervalo de tempo ( $t = 1$ ) pode ser avaliado pela variação dos valores de pH, a qual está relacionada com a perda de massa ( $m_0 - m_1$ ) do c-d-p por meio da equação 13:

$$(m_0 - m_1) \left( 0,890 \times \frac{6}{54,0} \right) = [H^+]_p - [H^+]_i = 10^{-pH_0} - 10^{-pH_1} \quad (13)$$

Dividindo as perdas de massa correspondentes a duas medidas de pH tem-se:

$$\frac{(m_0 - m_1)}{(m_0 - m_2)} = \frac{(10^{-pH_0} - 10^{-pH_1})}{(10^{-pH_0} - 10^{-pH_2})} \quad (14)$$

Estendendo este raciocínio para intervalos de tempo maiores ( $t = 6$ ) obtém-se:

$$\frac{(m_0 - m_1)}{(m_0 - m_6)} = \frac{(10^{-pH_0} - 10^{-pH_1})}{(10^{-pH_0} - 10^{-pH_6})} \quad (15)$$

Se  $m_0$  e  $m_6$  são as massas, inicial e final, do c-d-p então  $m_0 - m_6$  é a perda de massa total obtida no final do experimento. Portanto,  $m_1$  pode ser calculada a partir da equação 15 e, a partir dela,  $m_2$ ,  $m_3$ ,  $m_4$  e  $m_5$ . Com uma simples substituição matemática pode-se demonstrar que para cada intervalo de tempo ( $t$ ) a perda de massa ( $m_0 - m_t$ ) adquire a seguinte expressão:

$$(m_0 - m_t) = (m_0 - m_6) \frac{(10^{-pH_0} - 10^{-pH_t})}{(10^{-pH_0} - 10^{-pH_6})} \quad (16)$$

Mediante esta equação fica claro que apesar de o pH não ter uma relação linear

(proporcionalidade) com  $(m_0 - m_t)$ , maiores  $pH_t$  são uma consequência de perdas de massa maiores.

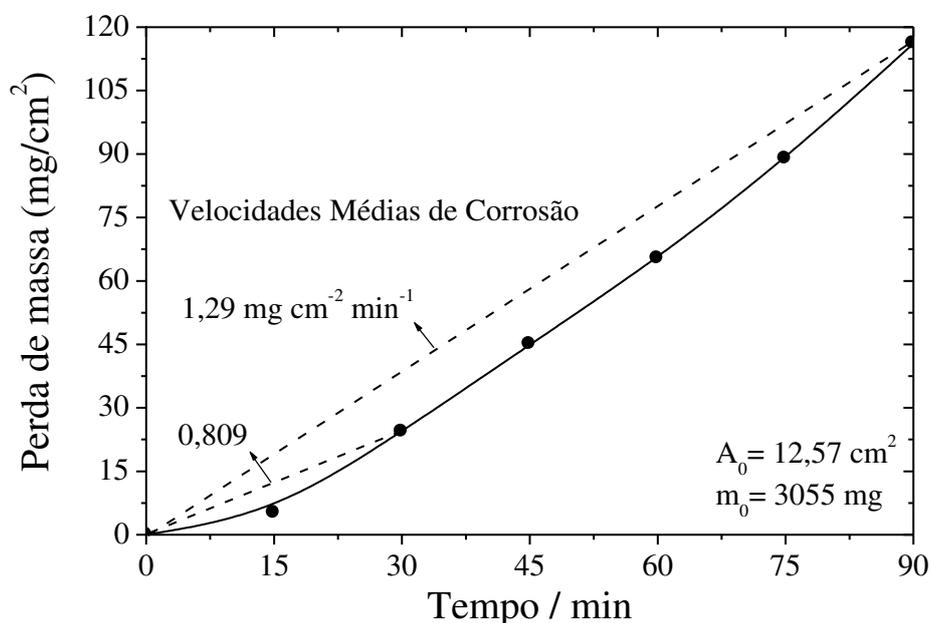
Neste experimento as medidas de pH não foram realizadas no béquer onde a reação se processou, mas sim em outros béqueres, sempre após uma mesma diluição. Este procedimento altera a referência na medida de pH, mas não afeta o resultado porque as perdas de massa são calculadas a partir de diferenças entre as concentrações molares de  $H^+$ . No Quadro 1 estão descritas as equações utilizadas para conversão dos resultados de pH em valores de perdas de massa.

Após a análise dos resultados, o aluno perceberá que grandes valores de perda de massa estão associados a pequenos aumentos de pH. Isto é uma consequência da relação logarítmica entre a concentração molar de  $H^+$  e o pH, a qual estabelece que devem ser consumidos 90% dos  $H^+$  para o aumento de apenas uma unidade na escala de pH.

Para estudar a variação da velocidade de corrosão, cada grupo de alunos deve colocar os resultados num gráfico de Perda de massa por unidade de superfície vs. Tempo e traçar a melhor curva que passe entre os pontos. A Figura 2 mostra uma curva experimental, cuja inclinação ou coeficiente angular para cada intervalo de tempo (linhas tracejadas) determina uma velocidade média de corrosão.

**Quadro 1.** Calculo da perda de massa em função do pH

Tempo (min)	pH da solução	Perda de massa por unidade de superfície (mg/cm <sup>2</sup> )
0	pH <sub>0</sub>	0,0
15	pH <sub>1</sub>	$\frac{(m_0 - m_6)}{A_0} \frac{(10^{-\text{pH}_0} - 10^{-\text{pH}_1})}{(10^{-\text{pH}_0} - 10^{-\text{pH}_6})}$
30	pH <sub>2</sub>	$\frac{(m_0 - m_6)}{A_0} \frac{(10^{-\text{pH}_0} - 10^{-\text{pH}_2})}{(10^{-\text{pH}_0} - 10^{-\text{pH}_6})}$
45	pH <sub>3</sub>	$\frac{(m_0 - m_6)}{A_0} \frac{(10^{-\text{pH}_0} - 10^{-\text{pH}_3})}{(10^{-\text{pH}_0} - 10^{-\text{pH}_6})}$
60	pH <sub>4</sub>	$\frac{(m_0 - m_6)}{A_0} \frac{(10^{-\text{pH}_0} - 10^{-\text{pH}_4})}{(10^{-\text{pH}_0} - 10^{-\text{pH}_6})}$
75	pH <sub>5</sub>	$\frac{(m_0 - m_6)}{A_0} \frac{(10^{-\text{pH}_0} - 10^{-\text{pH}_5})}{(10^{-\text{pH}_0} - 10^{-\text{pH}_6})}$
90	pH <sub>6</sub>	$\frac{(m_0 - m_6)}{A_0}$

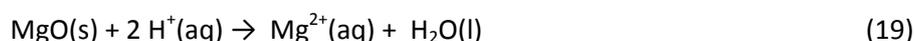
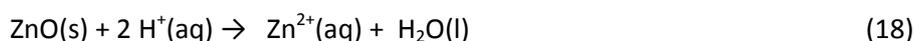
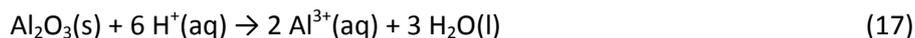


**Figura 2.** Avaliação experimental da velocidade de corrosão

No tempo de duração do experimento, observa-se que esta velocidade não é constante e tende a aumentar, apesar da

concentração hidrogeniônica diminuir. Uma combinação de fatores contribui para este comportamento. No início, a superfície da

liga esta coberta com uma camada fina de óxidos de Al, Zn e Mg, formados espontaneamente no ar ( $\Delta G_f^0 \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) = -1576 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta G_f^0 \text{ZnO}(\text{s}) = -318 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta G_f^0 \text{MgO}(\text{s}) = -570 \text{ kJ/mol}$ ).<sup>8</sup> O meio ácido dissolve gradativamente esta camada protetora (equações 17-19) facilitando a redução do  $\text{H}^+$ , a qual acontece preferencialmente sobre partículas intermetálicas de Cu,<sup>10</sup> pelo fato

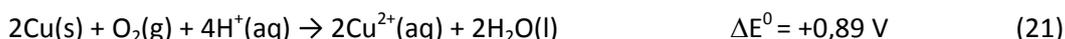
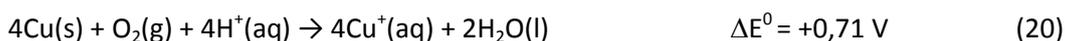


Se a matriz for dissolvida, somente restarão partículas intermetálicas de Cu dispersas na solução. Nestas micropilhas, os componentes menos nobres serão seletivamente dissolvidos a partir das suas superfícies até restar somente o Cu puro. Analisando os potenciais padrão de redução,  $E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}) = +0,52 \text{ V}$  e  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ , este metal não deveria ser atacado no meio

destas serem melhores cátodos que os óxidos. No decorrer do tempo, a superfície vai ficando cada vez mais porosa e enriquecida dos componentes mais nobres da liga, os quais formam micropilhas com a matriz e tornam a dissolução mais intensa, uma vez que os sais, produtos da corrosão, são solúveis.<sup>2,11</sup>

ácido, no entanto, levando em conta que o agente oxidante pode ser o  $\text{O}_2$  dissolvido, o ataque é possível (equações 20 e 21).

Quando a solução torna-se levemente ácida, com uma concentração hidrogeniônica menor que  $10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ , a solubilidade de  $\text{O}_2$  a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  é no mínimo 10 vezes maior.<sup>12</sup> Nestas condições, a reação de redução de  $\text{O}_2$  é termodinâmica e cineticamente favorável.



## 5. Conclusões

O método proposto neste trabalho, destinado a alunos de graduação, é simples e exequível com material e equipamento comum de laboratório. É aplicável principalmente ao Al e suas ligas, mas pode ser estendido a outros materiais metálicos que reagem em meio ácido liberando  $\text{H}_2$ , a uma velocidade relativamente rápida para que o fenômeno da corrosão possa ser quantificado no tempo de uma aula experimental de duas horas. No caso de não

se dispor de um pHmetro, o pH das soluções pode ser calculado mediante titulação com solução de NaOH  $0,010 \text{ mol L}^{-1}$  padronizada, utilizando o indicador fenolftaleína para detecção do ponto final.

## Agradecimentos

FAPESP, PROPE/Unesp e Fundunesp.

**Referências Bibliográficas**

- <sup>1</sup> Gemelli, E.; *Corrosão de Materiais Metálicos e sua Caracterização*, 1ª ed., LTC: Rio de Janeiro, 2001, Cap. 1.5.
- <sup>2</sup> Scully, J. C.; *The Fundamentals of Corrosion*, Pergamon Press, 2<sup>nd</sup> ed., Pergamon Press: Oxford, 1983, Cap. 2.
- <sup>3</sup> Ramanathan, L.V.; *Corrosão e seu Controle*, Hemus Editora Ltda: São Paulo, 1990, Cap. 2.
- <sup>4</sup> Gentil, V.; *Corrosão*, 6ª ed. LTC: Rio de Janeiro, 2011. Cap. 27.
- <sup>5</sup> Annual Book of ASTM Standards - Metals Test Methods and Analytical Procedures – Wear and Erosion; Metal Corrosion, ASTM: Pensilvânia, 1997.
- <sup>6</sup> Standard Practice for Laboratory Immersion Corrosion Testing of Metals, ASTM G31-72, Pensilvânia, 1995.
- <sup>7</sup> Sítio da Associação Brasileira do Alumínio - ABAL. Disponível em: <<http://www.abal.org.br>>. Acesso em: 22 agosto 2012.
- <sup>8</sup> Russel, J. B.; *Química Geral*, 2ª ed., Makron Books: São Paulo, 1994.
- <sup>9</sup> Skoog, D. A.; West, D. M.; Holler, F. J.; Crouch, S. R.; *Fundamentos de Química Analítica*, 8ª ed., Cengage Learning: São Paulo, 2007.
- <sup>10</sup> Buchheit, R. G. J. *Electrochem. Soc.* **1995**, *142*, 3994. [CrossRef]
- <sup>11</sup> Craig, B. D.; *Fundamental Aspects of Corrosion Films in Corrosion Science*, Plenum Press: New York, 1991, Cap. 3.
- <sup>12</sup> Schumpe, A.; Adler, I.; Deckwer, W.-D. *Biotechnol. Bioeng.* **1978**, *20*, 145. [CrossRef]