

## CORROSÃO DO AÇO-CARBONO: UMA ABORDAGEM DO COTIDIANO NO ENSINO DE QUÍMICA

Marcos V. F. Silva, Marinalda C. Pereira, Eduardo N. Codaro e Heloisa A. Acciari\*

Departamento de Física e Química, Faculdade de Engenharia, Universidade Estadual Paulista, UNESP, Campus de Guaratinguetá, 12516-410 Guaratinguetá – SP, Brasil

Recebido em 25/08/2014; aceito em 17/10/2014; publicado na web em 12/12/2014

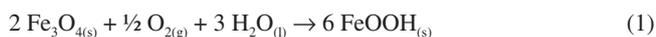
CARBON STEEL CORROSION: AN EVERYDAY APPROACH FOR CHEMISTRY TEACHING. In this paper, two simple ways of evaluating carbon steel sheet corrosion in a hydrochloric acid solution were presented as an experimental proposal for corrosion teaching. The first method is based on direct measurements of mass before and after corrosion tests. The second approach follows the principle of visual colorimetry by which soluble corrosion products are transformed into red complexes allowing monitoring of the products' concentration according to increases in solution color intensity. Both methods proved able to determine the corrosion rate.

Keywords: chemistry education; carbon steel; corrosion.

## INTRODUÇÃO

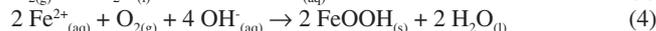
A formação da ferrugem é um dos espetáculos desagradáveis que o homem presencia no dia a dia e, apesar dele não entender bem como acontece, sabe que isso conduzirá inevitavelmente à reparação ou troca do material metálico. Este fenômeno ocorre no ferro e em muitas ligas ferrosas como os aços-carbono quando expostos à atmosfera ou submersos em águas naturais. Como estes aços são os materiais mais utilizados na forma de chapas, placas, barras e tubos, pelas indústrias metalomecânicas e da construção civil, resultam os exemplos mais claros do que se chama “corrosão”.

A corrosão pode ser definida basicamente como a deterioração de um metal ou liga, a partir de sua superfície, pelo meio no qual está inserido. O processo envolve reações de oxidação e de redução (redox) que convertem o metal ou componente metálico em óxido, hidróxido ou sal. Para entender melhor este processo é necessário iniciar o estudo conhecendo o material e o meio. Os aços-carbono comuns contêm mais de 97% de Fe, até 2% de C e outros elementos remanescentes do processo de fabricação.<sup>1</sup> O ar constitui o meio no qual os materiais estão mais frequentemente expostos e a oxidação do Fe(s) ocorre porque este elemento é termodinamicamente instável na presença de O<sub>2(g)</sub> ( $\Delta G_f^0 \text{ FeO}_{(s)} = -251,5 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta G_f^0 \text{ Fe}_3\text{O}_{4(s)} = -1014 \text{ kJ/mol}$  e  $\Delta G_f^0 \text{ Fe}_2\text{O}_{3(s)} = -741,9 \text{ kJ/mol}$ ).<sup>2</sup> Na atmosfera, a ação conjunta do O<sub>2(g)</sub> e H<sub>2</sub>O<sub>(g)</sub> torna o meio mais agressivo que reage com os aços-carbono formando uma camada porosa de produtos de corrosão conhecida como ferrugem. Esta é constituída principalmente por uma mistura de diferentes fases de FeOOH (amorfa, goetita, lepidocrocita, etc.), porém sua composição pode mudar de acordo com as condições climáticas e o teor de poluentes (SO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, etc.).<sup>3</sup> A reação de formação destes oxi-hidróxidos, assim como os hidróxidos e sais básicos, requer a presença de água (equação 1) e é neste sentido que a umidade relativa do ar cumpre uma função importante na formação e crescimento da camada de ferrugem.



Em regiões de média e alta umidade relativa, a condensação do vapor forma uma lâmina de água que cobre parcial ou totalmente a superfície metálica gerando assim uma pilha de corrosão. Como

os potenciais-padrão de redução do Fe<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub>/Fe<sub>(s)</sub> (E<sup>0</sup> = -0,44 V) e do Fe<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub>/Fe<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> (E<sup>0</sup> = 0,77 V) são menores que aquele para a redução de oxigênio em meio neutro O<sub>2(g)</sub>/OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> (E = 0,82 V),<sup>2</sup> o Fe<sub>(s)</sub> pode ser oxidado pelo O<sub>2(g)</sub> dissolvido na água. Para que essas reações ocorram de forma simultânea, a transferência de elétrons tem que ser através do aço, desde uma região anódica onde acontece a oxidação do Fe<sub>(s)</sub> (equação 2) até outra catódica onde acontece a redução do O<sub>2(g)</sub> (equação 3). Logo, a formação de ferrugem pode ser sucintamente representada pela equação 4 e ilustrada pela Figura 1.<sup>4,5</sup>



Embora a concentração de O<sub>2(g)</sub> no ar possa ser considerada constante, a sua solubilidade em água é muito baixa (0,0014 mol L<sup>-1</sup> H<sub>2</sub>O a 20 °C),<sup>2</sup> sendo este consumido rapidamente sobre a superfície do aço. O O<sub>2(g)</sub> será repostado naturalmente, mas este deverá atravessar uma camada de ferrugem cada vez mais espessa para atingir uma área exposta cada vez menor, diminuindo a velocidade de corrosão no decorrer do tempo.

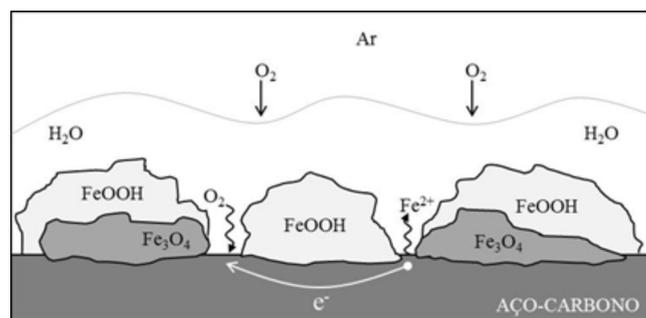


Figura 1. Representação esquemática do processo de corrosão atmosférica do aço-carbono

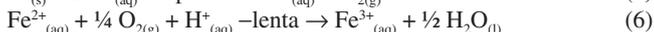
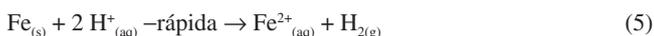
Desta descrição fenomenológica deduz-se que a superfície dos aços-carbono deve ser sempre protegida da atmosfera e, caso isto não seja possível, deve-se procurar um procedimento alternativo que dificulte o progresso da reação anódica ou catódica, porque desta maneira diminuirá a velocidade da reação de corrosão. Em geral, os

\*e-mail: heloisa@feg.unesp.br

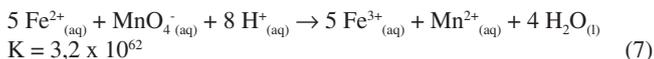
métodos mais comuns de proteção consistem em cobrir a superfície com um revestimento metálico, inorgânico, orgânico ou superposição destes com o intuito de isolar o material do meio.<sup>6</sup>

Neste contexto real foi elaborada uma proposta didática para ser desenvolvida em uma aula experimental de química, com o objetivo de: i) evidenciar a corrosão de um aço-carbono em meio aquoso ácido; ii) interpretar o processo mediante conceitos básicos de termodinâmica, cinética e eletroquímica; iii) calcular a velocidade de corrosão (taxa de corrosão). Para viabilizar esta proposta são descritas detalhadamente duas maneiras de conduzir a experiência, deixando a critério do professor a opção mais adequada, de acordo com o curso, disciplina e infraestrutura pré-existente. Assim, foi escolhido o ensaio de imersão<sup>7</sup> para avaliar a velocidade de corrosão, porque este permite determinar a perda de massa do material (método gravimétrico) e a quantidade de matéria dissolvida a diferentes tempos de imersão (método colorimétrico).<sup>8</sup>

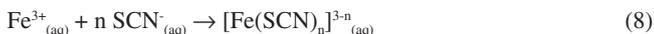
Nesta experiência, chapas de aço-carbono são introduzidas em tubos de ensaios contendo solução diluída de HCl e depois retiradas a diferentes tempos de imersão. À medida que suas massas diminuem, geram produtos solúveis de  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$  e  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  e praticamente insolúveis como o  $\text{H}_2(\text{g})$  (equações 5 e 6).<sup>2</sup>



No método gravimétrico, a perda de massa é calculada pesando as chapas antes e após cada ensaio, valor que na unidade de tempo representa a velocidade de corrosão. No método colorimétrico, a quantidade de Fe dissolvido é calculada mediante comparação com padrões de cor. Para tanto é necessário converter uma das espécies na outra, uma vez que a relação  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  é desconhecida. As espécies de  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  são frequentemente oxidadas a  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  com solução de  $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$ , segundo equação 7.



Apesar das espécies de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  serem amareladas, soluções de concentrações e pH baixos apresentam-se incolores e livres de precipitados. Para revelar a presença deste íon utiliza-se comumente a reação de complexação com o íon  $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$ , a qual gera uma série de complexos avermelhados, cujas tonalidades variam de acordo com a concentração de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  (espécie limitante). Nas condições deste trabalho (pH < 2,0 e  $[\text{SCN}^{-}] = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$ ), a formação desses complexos pode ser representada pela equação 8, sendo as constantes de formação  $K_1 = 138$  e  $K_2 = 2760$  para  $n = 1$  e  $n = 2$ , respectivamente.<sup>9-11</sup>



A solução resultante de cada tempo de imersão pode ser comparada visualmente com uma escala de padrões colorimétricos de  $[\text{Fe}(\text{SCN})_n]^{3-n}_{(\text{aq})}$ , cujas concentrações de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  são conhecidas. Deste modo, uma cor mais intensa está associada a uma solução mais concentrada  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ , como consequência de uma maior perda de massa da chapa de aço-carbono.

## PARTE EXPERIMENTAL

### Materiais e reagentes

Além da instrumentação padrão de um Laboratório de Química, são necessários os seguintes materiais e reagentes: 8 Chapas de aço-carbono 1006<sup>1</sup> ou similar de  $200 \times 8 \times 0,3 \text{ mm}$ ; 1 Lixa de carvão

de silício 320 ou menor;  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  (99,0% m/m); HCl (37,0% m/m),  $\text{KMnO}_4$  (99,0% m/m) e KSCN (98,5% m/m); Acetona P.A. (99,5% m/m).

### Realização dos ensaios de corrosão

Para maior organização da aula prática, recomenda-se a divisão dos alunos em 8 grupos, em consonância com 8 tempos diferentes de imersão (10; 20; 30; 40; 50; 60; 70 e 80 minutos). Deste modo, cada grupo contribuirá com um valor de perda de massa ou de concentração de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  na construção de um gráfico, que por um método ou outro, permitirá a avaliação e discussão coletiva da velocidade de corrosão.

### Método gravimétrico

Cada grupo deve pegar uma chapa de aço-carbono, lixá-la se tiver ferrugem, limpá-la com um algodão umedecido com água destilada e posteriormente desgordurá-la com outro umedecido com acetona. Uma vez seca, pesá-la, introduzi-la num tubo de ensaio contendo 100 mL de solução de HCl  $0,50 \text{ mol L}^{-1}$  e deixá-la em imersão o tempo pré-estabelecido para o grupo (Figura 3a). Retirar a chapa e lavá-la com água destilada, secá-la com o auxílio de um secador de cabelos, pesá-la novamente e calcular a perda de massa. Finalizado o experimento, transferir todas as soluções para um frasco de resíduos.

### Método colorimétrico

Para um melhor aproveitamento da aula prática, recomenda-se que o professor prepare com antecedência uma solução-padrão de  $20 \text{ mg Fe}^{3+}_{(\text{aq})} \text{ L}^{-1}$ . Para isto, num balão volumétrico de 1000 mL contendo 500 mL de solução de HCl  $0,50 \text{ mol L}^{-1}$  dissolver 0,0996 g de  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Adicionar 10 mL de  $\text{KMnO}_4$   $0,02 \text{ mol L}^{-1}$  e agitar vigorosamente. Finalmente, acrescentar 100 mL de KSCN  $2,0 \text{ mol L}^{-1}$ , 60 mL de acetona e completar o volume a 1000 mL com água destilada. A partir desta solução-padrão preparam-se os padrões colorimétricos de 20,0; 18,0; 16,0; 14,0; 12,0; 10,0; 8,0; 6,0; 4,0 e 2,0  $\text{mg Fe}^{3+}_{(\text{aq})} \text{ L}^{-1}$ . Para este propósito, fazer uma marca em cada tubo de ensaio a uma altura de 100 mL, transferir para cada um deles 100; 90; 80; 70; 60; 50; 40; 30; 20; 10 mL de solução-padrão e completar o volume com água destilada. Um tubo de ensaio com 100 mL de água destilada representará a solução-padrão mais diluída (Figura 2).



Figura 2. Padrões colorimétricos de soluções de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  na forma de  $[\text{Fe}(\text{SCN})_n]^{3-n}_{(\text{aq})}$

Para determinar a quantidade de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  dissolvido durante corrosão da chapa de aço-carbono, deve-se retirar uma alíquota de 4,0 mL da solução do tubo de ensaio e transferi-la para outro tubo de ensaio contendo 20 mL de HCl  $0,50 \text{ mol L}^{-1}$  e 1 mL de  $\text{KMnO}_4$   $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ . Acrescentar 10 mL de KSCN  $2,0 \text{ mol L}^{-1}$ , 6,0 mL de acetona e completar o volume com água destilada. Agitar vigorosamente com um bastão de vidro e começar a comparação visual com os padrões colorimétricos. Primeiramente, colocar a estante com os padrões sobre uma superfície branca iluminada preferentemente com

luz natural. Posicionar-se em frente aos padrões, a uma distância não maior que o comprimento do braço. Intercalar o tubo de ensaio entre os padrões até conseguir uma sequência coerente de cor. Contudo, três situações podem ocorrer: i) a cor da solução do tubo é aparentemente igual a um dos padrões; ii) o tubo situa-se entre dois padrões, neste caso será considerada uma média de duas concentrações de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  entre os padrões; iii) a solução é mais escura que o padrão mais concentrado, neste último caso não poderá ser comparada e deverá ser descartada. Finalizado o experimento, transferir todas as soluções para um frasco de resíduos.

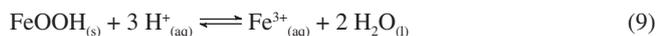
### Tratamento e representação dos resultados

Coletados os valores de perda de massa da chapa ou de concentração de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  da solução, cada grupo deve tratar seus dados, colocá-los num único gráfico em função do tempo de imersão e traçar a melhor curva que passe entre os pontos. No método gravimétrico, para evitar trabalhar com massas muito pequenas, recomenda-se converter as perdas de massa de cada chapa em mg. Observa-se que estas são iguais às quantidades de matéria dissolvidas em 100 mL de solução original de HCl ( $0,50 \text{ mol L}^{-1}$ ). No método colorimétrico, cada solução comparada com os padrões provém da extração de uma alíquota de 4,0 mL da solução original que, após a adição dos reagentes para obtenção dos complexos  $[\text{Fe}(\text{SCN})_n]^{3-n}_{(\text{aq})}$ , foi diluída para um volume final de 100 mL. Portanto, a verdadeira concentração de matéria dissolvida, em mg de  $\text{Fe}^{3+} \text{ L}^{-1}$ , deve ser calculada multiplicando por 250 o valor obtido por comparação com os padrões.

### RESULTADOS E DISCUSSÃO

Durante a experiência os alunos puderam verificar o desprendimento de bolhas  $\text{H}_{2(\text{g})}$  (equação 5) em praticamente toda a superfície imersa da chapa de aço-carbono. Este fato revela uma corrosão generalizada com as bolhas sendo geradas nas regiões catódicas e os átomos de ferro sendo oxidados nas vizinhanças das mesmas ou regiões anódicas. É importante destacar que, embora a redução do  $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}/\text{H}_{2(\text{g})}$  ( $E^0 = 0,00 \text{ V}$ ) e do  $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$  ( $E^0 = 1,23 \text{ V}$ ) sejam termodinamicamente possíveis e possam ocorrer simultaneamente, a primeira é cineticamente favorecida, uma vez que, no intervalo de pH de trabalho ( $0,3 \leq \text{pH} \leq 0,4$ ) a concentração de  $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$  é muito maior que a concentração de  $\text{O}_{2(\text{g})}$  dissolvido na solução. Por exemplo, considerando que  $[\text{H}^{+}_{(\text{aq})}] \cong 0,4 \text{ mol L}^{-1}$  a  $\text{pH} = 0,4$  e  $[\text{O}_{2(\text{g})}] \cong 0,001 \text{ mol L}^{-1}$  a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ ,<sup>2,12</sup> a relação  $[\text{H}^{+}_{(\text{aq})}] / [\text{O}_{2(\text{g})}] \cong 400$ .

Retiradas as chapas percebe-se que apesar da forma original estar preservada, o grau de deterioração das superfícies é maior quanto maior é o tempo de imersão. Uma pergunta que surge de imediato: e a ferrugem? A resposta é simples: como não foi observada deduz-se que, ou não foi formada, ou foi dissolvida neste meio ácido (equação 9).



No entanto, a oxidação do ferro vem acompanhada de um aumento do pH (equações 5 e 6) e, a períodos prolongados de imersão, o pH da solução resultante pode alcançar valores que deslocam a equação 9 no sentido dos reagentes, conduzindo à formação de ferrugem (Figura 3b). Um exemplo prático do deslocamento deste equilíbrio é a limpeza com ácido muriático de colunas, muros e calçadas de concreto, manchados com ferrugem.

Como isto pode ser explicado quantitativamente? Com base nos parâmetros termodinâmicos disponíveis na literatura para os compostos básicos de ferro (III), foi escolhido o  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  para representar a ferrugem. A partir da expressão do produto de solubilidade



Figura 3. Ensaio de corrosão no início (a) e após uma semana (b)

(equação 10) pode-se obter uma função que relaciona a concentração de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  com o pH (equação 11).<sup>13</sup>

$$K_{\text{ps}} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^{-}]^3 = 6,9 \times 10^{-38} \quad (10)$$

$$\text{Log} [\text{Fe}^{3+}] = 4,84 - 3 \text{ pH} \quad (11)$$

A Figura 4 mostra a influência do pH na solubilidade do  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . A reta (equação 11) divide o gráfico em duas regiões, uma de dissolução e outra de precipitação, segundo o produto iônico seja menor ou maior que o  $K_{\text{ps}}$ , respectivamente. O avanço da reação de corrosão pode também ser representado no mesmo gráfico considerando, por exemplo, que para cada mol de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  produzido são consumidos 3 mol de  $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$  (equações 5 e 6). A curva começa no pH da solução de HCl  $0,50 \text{ mol L}^{-1}$  e a concentração  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  frequentemente presente neste ácido como impureza ( $10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$ ). Durante o progresso da reação, o coeficiente angular da curva decresce devido à diminuição da concentração do principal agente oxidante ( $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$ ) e a velocidade de corrosão torna-se cada vez menor, conforme as leis da cinética química. A partir do ponto de interseção ( $\text{pH} > 1,85$ ), a ferrugem começa a se depositar sobre a superfície do aço-carbono e é de se esperar que a velocidade de corrosão torne-se ainda menor devido à diminuição da área ativa. É importante mencionar que a escolha de outro composto básico de ferro (III) com maior  $K_{\text{ps}}$  (mais solúvel) originará outra reta que dividirá o gráfico em uma região de dissolução maior e

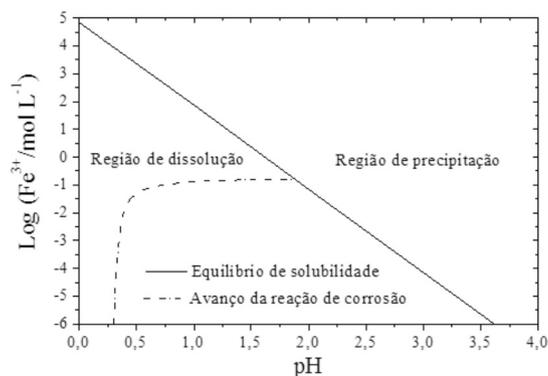


Figura 4. Curvas que simulam a variação da concentração de  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  em função do pH

consequentemente, em uma de precipitação menor, prevendo-se uma resistência à corrosão menor.

A Figura 5 apresenta duas curvas experimentais cujos coeficientes angulares correspondem às velocidades de consumo da chapa e de formação de espécies solúveis, respectivamente. Deve ser notado que as curvas não são paralelas porque os métodos são afetados pelos próprios erros, sendo o gravimétrico mais preciso e exato. Elas também apresentam ordenadas levemente positivas, isto significa que logo no início a chapa se corrói mais rapidamente, provavelmente devido à ausência de um filme e de bolhas grandes de  $H_{2(g)}$  sobre a superfície, que dificultam o ataque do agente oxidante. Após 10 min, a velocidade permanece constante, apesar da diminuição na concentração do ácido. Como é possível? Uma explicação para este fato é a seguinte: a massa de aço-carbono e a concentração de HCl foram calculadas de acordo com a relação estequiométrica da equação 5. Contudo, no tempo de imersão do experimento, as primeiras camadas de átomos da rede do ferro enfrentam uma elevada concentração de ácido, de modo que, a relação  $H^+_{(aq)}/Fe_{(s)}$  é muito maior que a estequiométrica. Como consequência, a diminuição na concentração do ácido é insignificante (parte da curva da Figura 4 com menor variação de pH,  $-6 \leq \log [Fe^{3+}] \leq -2$ ) e a reação progride como se fosse de ordem zero. Este comportamento também foi observado com HCl  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$  em um outro experimento e os valores de perda de massa foram muito similares.

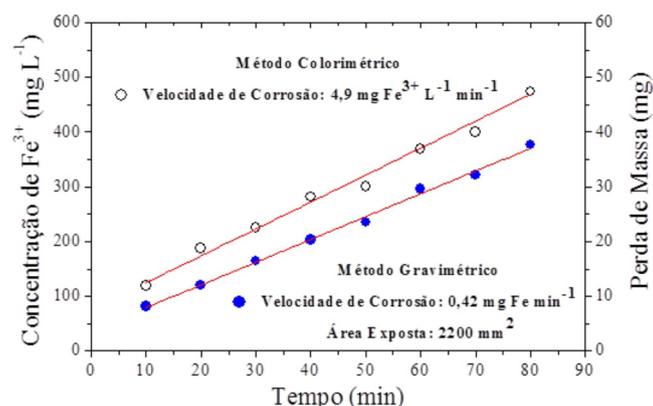


Figura 5. Variação da perda de massa e da concentração de  $Fe^{3+}_{(aq)}$  com o tempo de imersão

As velocidades de corrosão em  $mg$  de  $Fe \text{ min}^{-1}$  ou em  $mg$  de  $Fe^{3+} L^{-1} \text{ min}^{-1}$  não exprimem o grau de deterioração da chapa, ou seja, o quanto sua espessura pode ser comprometida pela corrosão após um período de tempo. Neste aspecto, a perda de espessura média por unidade de tempo (PEM) é um parâmetro mais representativo, que pode ser obtido mediante uma transformação matemática (equação 12), considerando que a perda de massa ou massa dissolvida ( $m$ ) na solução original é decorrente de uma perda uniforme de espessura – sendo  $A$  a área da face maior imersa, em  $mm^2$ ,  $\rho$  a densidade do aço-carbono ( $7,9 \text{ mg mm}^{-3}$ ) e  $t$  o tempo de imersão, em min. No final deste experimento (80 min), a espessura da chapa de aço-carbono (0,3 mm) teve uma redução entre 1,1 e 1,3% dependendo do método utilizado.

$$PEM = \frac{m}{A \rho t} \quad (12)$$

Cabe destacar que a PEM é o resultado de um ensaio em laboratório e, portanto, realizado num período relativamente curto de tempo. As condições operacionais de um componente metálico são um tanto quanto diferentes das laboratoriais e podem mudar significativamente no decorrer do tempo, desse modo, este parâmetro deve ser usado com muita cautela quando se tenta estimar por extrapolação a vida útil em serviço.

## CONCLUSÃO

O ensaio de corrosão é simples e os métodos para avaliar os parâmetros de corrosão são quantitativos. Os materiais são comuns num laboratório e os reagentes utilizados ou são soluções diluídas, ou sólidos em pequenas quantidades, de fácil aquisição. Todos os conceitos abordados formam parte dos conteúdos programáticos das disciplinas do primeiro e segundo ano dos cursos de engenharias, física e química. A contextualização da corrosão do aço-carbono abre um espaço para que o professor oriente a discussão a respeito do fenômeno da corrosão, como um processo natural que acontece no cotidiano.

## REFERÊNCIAS

1. ABNT - Associação Brasileira de Normas Técnicas, Aço carbono e ligados para construção mecânica - Designação e composição química. ABNT NBR NM 87, São Paulo, 2000.
2. Brown, T. L.; Lemay, H. E.; Bursten, B. E.; Burdge, J. R.; *Química: a ciência central*, 9ª ed., São Paulo: Pearson Education, 2005.
3. ABNT - Associação Brasileira de Normas Técnicas, Corrosão Atmosférica – Classificação da Corrosividade de Atmosferas. ABNT NBR 14643, Rio de Janeiro, 2001.
4. Almeida, N. L.; Panossian, Z.; *Corrosão Atmosférica 17 Anos*. IPT: São Paulo, 1999.
5. Gemelli, E.; *Corrosão de Materiais Metálicos e sua Caracterização*, 1ª ed., LTC: Rio de Janeiro, 2001.
6. Gentil, V.; *Corrosão*, 6ª ed., LTC: Rio de Janeiro, 2011.
7. ASTM – American Society for Testing and Materials. Standard practice for laboratory immersion corrosion testing of metals, ASTM G31-72, Pennsylvania, 1995.
8. Bidetti, B. B.; Balthazar, P. A.; Vaz, E. L. S.; Codaro, E. N.; Acciari, H. A.; *Quim. Nova* **2012**, 35, 634.
9. Ohlweiler, O.A.; *Química Analítica Quantitativa*, LTC: Rio de Janeiro, v. 3, 1974.
10. ChemCom – *Chemistry in the Community*, 4th ed., ACS: Nova York, 2001.
11. Fischer, R. B.; Peters, D. G.; *Chemical Equilibrium*, W. B. Saunders Company: Philadelphia, 1970.
12. Battino, R.; Rettich, T. R.; Tominaga, T.; *J. Phys. Chem. Ref. Data* **1983**, 12, 163.
13. Pourbaix, M.; *Atlas of Electrochemical Equilibria in Aqueous Solutions*, 2nd ed., NACE: Houston, 1974.