

ACÇÃO CORROSIVA EM SISTEMAS EXPERIMENTAIS: UM ESTUDO DE CASO

Mariana Xisto Lima
marianaxistolima@gmail.com

Fillipe Silva Santos
sfillipe96@gmail.com

José Martins Filho Neto
josebiologo3@gmail.com

Bruno dos Santos Menezes
brunom617@gmail.com

Laryssa Cardoso Ferreira
laryssacardoso71@gmail.com

Resumo: A corrosão é a deterioração de um material, seja este metálico ou não, por ação química ou eletroquímica do meio ambiente aliada ou não a esforços mecânicos. Os materiais metálicos são especialmente afetados em segmentos como a indústria, na qual sua aplicação é extensa. O presente trabalho teve como objetivo abordar a corrosão em metais de forma simples, fazendo uso de sistemas experimentais variados. Utilizando meios de fácil aquisição e reagentes comuns à vida cotidiana, obteve-se resultados que auxiliam a compreensão dos danos que a corrosão pode ocasionar, pondo em vista as taxas de perda de massa, tempo de exposição e pH dos meios abordados.

Palavras-Chave: Aço; Solução Salina; Taxas de corrosão; Sistema estático; Sistema dinâmico.

INTRODUÇÃO

Corrosão

A corrosão pode ser definida como a deterioração de um material geralmente metálico. O problema da corrosão consome direta ou indiretamente cerca de 5% do PIB de uma nação industrializada, além de envolver grandes catástrofes quando não corretamente tratado (Cunha et al., 2013). Dentre os diversos materiais que podem sofrer a corrosão, o aço carbono é o mais usado na indústria de maneira geral e cerca de 20% do aço produzido destina-se à reposição de partes de equipamentos, peças ou instalações corroídas

(Reis, 2011). Diante disso, é um importante objeto de estudo no ramo da Química e da Engenharia, atuando na prevenção de danos e riscos à saúde, segurança e patrimônio.

Meios corrosivos

Existem alguns fatores que agravam os efeitos da corrosão, como o pH, salinidade e aeração. O pH, como podemos observar na Figura 1 (Gentil, 1987) abaixo, quando apresenta valores abaixo de 4, apresenta-se uma tendência para o aumento do processo corrosivo, enquanto que quando apresenta potencial hidrogeniônico entre 4 e 10, o pH interfere tão pouco na taxa de corrosão que sua interferência pode ser considerada nula. Já quando os valores de pHs são maiores que 10, esse aumento do potencial provoca diminuição da taxa de corrosão, pois o ferro se torna passivo em presença de álcalis e oxigênio dissolvido.

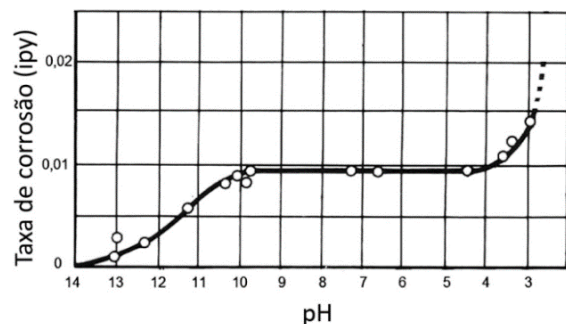


Figura 1 - Correlação entre o pH e a taxa de corrosão do ferro. (Gentil, 2011).

Com a elevação da salinidade, a presença de íons cloreto também aumenta no meio corrosivo, prejudicando assim a eficiência da camada de passivação e favorecendo a corrosão. A camada de passivação é uma película de óxido, hidróxido, hidreto ou sal do próprio metal que se forma sobre a superfície metálica, impedindo o contato direto entre o metal e o meio corrosivo (Porubaix, 1987). Apesar de a aeração favorecer a passivação (formação de óxido protetor da camada de passivação), geralmente o oxigênio contribui para a despolarização do sistema. Nesse processo, o oxigênio reage com o hidrogênio polarizado devido ao processo oxi-redutivo da água, formando H_2O e destruindo a camada de hidrogênio circunvizinha ao sistema corrosivo, retardando o processo de corrosão.

Aço

Aço é a denominação genérica para ligas formadas de ferro e carbono. O tipo de aço mais comum é o aço-carbono, formado de aproximadamente 0,2 a 15% de carbono. Nota-se que, de longe, a corrosão em meios aquosos é a mais comum, uma vez que a maioria dos fenômenos de corrosão ocorre no meio ambiente, no qual a água é o principal solvente. Como na corrosão de um metal a superfície metálica está sempre presente, as reações básicas responsáveis pela corrosão são eletroquímicas. (Wolyneq, 2003).

Taxas de Corrosão

Expressam a velocidade do desgaste verificado na superfície metálica. A avaliação correta das taxas de corrosão é, de modo geral, de grande importância para a determinação da vida útil provável de equipamentos e instalações industriais. Os valores das taxas de corrosão podem ser expressos por meio da redução de espessura do material por unidades de tempo, em mm/ano ou em perda de massa

por unidade de área, por unidade de tempo, por exemplo $mg/dm^2/dia$ (mdd). Pode ser expressa ainda em milésimos de polegada por ano (mpy).

O presente trabalho teve como objetivo apresentar alguns sistemas experimentais simples que permitiram abordar o fenômeno da corrosão de metais em diversos meios aquosos e interpretar a influência de diferentes fatores que afetam a deterioração destes materiais.

MATERIAL E MÉTODOS

Para a realização dos sistemas, foram utilizados materiais simples e de fácil aquisição: 4 garrafas pets (300 mL), um pote de vidro, solução de NaCl a 5%, Ácido clorídrico (HCl) 3 mols/L, 20 mL de água destilada, aparelho nebulizador, palha de aço, 4 arruelas, uma balança analítica com a finalidade de se obter valores mais exatos das massas das arruelas e uma proveta.

O primeiro ambiente foi realizado com o uso de uma das garrafas pets, arruela, palha de aço e 20 mL de água destilada, sendo esse estático. Com uma proveta foram medidos 20 mL de água destilada, a qual é inserida junto à sua arruela previamente polida a fim de retirar qualquer impureza que causasse alteração no valor de sua massa. Este foi analisado em laboratório durante 4 semanas.

No segundo sistema foi usada uma garrafa pet, arruela, palha de aço, 20 mL de água destilada, e solução de NaCl a 5% a fim de representar um ambiente salino. Este foi analisado e pesado em laboratório durante 4 semanas.

No terceiro ambiente, usado para representação de um ambiente salino e aerado, foi utilizada uma garrafa pet, arruela, palha de aço, 20 mL de água destilada, solução de NaCl a 5% e um aparelho nebulizador, que era ligado ao anoitecer e desligado ao amanhecer a fim de causar aeração no sistema e aumentar o contato do ar com a arruela. Por

conta da dificuldade em se obter o aparelho, o sistema foi analisado e as arruelas pesadas em laboratório, durante 3 semanas.

No quarto ambiente, de caráter ácido, foi utilizado o ácido clorídrico (HCl) 3 mols/L em um pote de vidro, arruela e palha de aço. Assim como o ambiente aerado, este também foi analisado e pesado em laboratório durante 3 semanas.

Ao fim de cada semana, levou-se os sistemas ao laboratório, retirou-se as arruelas e com a palha de aço poliu-se cada arruela a fim de retirar toda a ferrugem e não obter nenhuma interferência desta na variação de sua massa final. Com todos os valores em mãos, calculou-se as taxas de corrosão de cada arruela, observando os sistemas as quais elas foram inseridas.

As taxas de corrosão para os sistemas foram calculadas em perda de milímetros por ano (mm/ano), perda de miligramas por decímetro quadrado por dia (mdd) e perda de espessura por polegadas penetração por ano (ipy).

$$\text{Em mm/ano: } \text{mm/ano} = \frac{3,65 \times \Delta m}{S \times t \times p} \quad (1)$$

Onde: mm/ano = perda de espessura (mm) por ano; Δm = é a perda de massa em (mg); S = área exposta em cm^2 ; t = tempo de exposição em dia; p = densidade do material em g/cm^3 .

$$\text{Em mdd: } \text{mdd} = \frac{\text{mm/ano} \times p}{0,0365} \quad (2)$$

Onde: mdd = perda de massa por unidade de área, por tempo ($\text{mg/dm}^2/\text{dia}$); p = densidade do material em g/cm^3 ; 0,0365 = artifício de cálculo para transformação de unidade.

$$\text{Em ipy} = \frac{\text{mdd}}{696 \times p} \quad (3)$$

Onde: ipy = perda de espessura em polegada por ano (pol/ano); mdd = perda de massa por

unidade de área, por tempo ($\text{mg/dm}^2/\text{dia}$); p = densidade do material em g/cm^3 , 696: artifício de cálculo para transformação de unidade.

É de fundamental importância o cálculo da área das amostras na realização dos experimentos, visto que a taxa de corrosão é calculada em função deste parâmetro. A arruela tinha um diâmetro externo de 2 cm e um diâmetro interno de 1 cm. Os cálculos estão explanados nas Equações 4, 5 e 6.

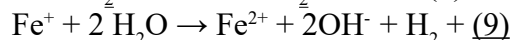
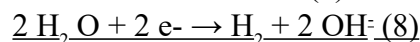
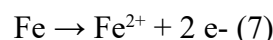
$$\text{Área Maior: (d = 2cm): } \pi \cdot r^2 = \pi \cdot 1^2 = 3,14\text{cm}^2 \quad (4)$$

$$\text{Área menor (d = 1 cm): } \pi \cdot r^2 = \pi \cdot 0,5^2 = 0,79 \text{ cm}^2 \quad (5)$$

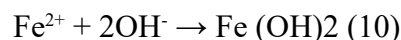
$$\begin{aligned} (\text{Área Maior} - \text{Área menor}) \times 2 &= (3,14 - 0,79) \\ \times 2 &= 4,7 \text{ cm}^2 \quad (6) \end{aligned}$$

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Pelo fato do ferro ser o principal material do aço, as representações são explanadas com base neste, entretanto dependem também das características do meio onde o ferro está sendo exposto. Quando o ferro é exposto à ambientes básicos ou neutros, tem-se a oxidação do ferro (Equação 7) e a redução da água (Equação 8) que por sua vez reagem numa reação de oxi-redução que tem como produtos Fe^{2+} , 2OH^- e H_2 (Equação 9):

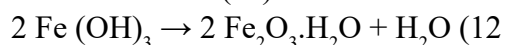
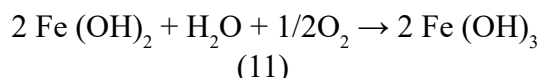


O Fe^{2+} reage com 2OH^- formando Hidróxido ferroso $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (Equação 10):



O teor de oxigênio no meio também interfere na formação dos produtos, sendo que onde o teor de oxigênio é elevado, tem-se a formação do óxido de ferro (III) mono-

hidratado ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). As equações 11 e 12 representam esta situação.

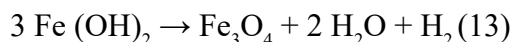


O óxido de ferro (III) mono-hidratado é um óxido insolúvel que apresenta cor vermelho-castanho (Morita, 2003). Na Figura 2, pode-se observar a formação deste óxido que foi obtido como produto de corrosão na arruela submetida a um meio aerado e salino.



Figura 2 - Sistema dinâmico aerado com o nebulizador, em sua primeira semana.

Em meios onde o nível de oxigênio é mais baixo, tem-se a formação de Fe_3O_4 , o óxido de ferro (II, III). A Equação 13 representa tal situação.

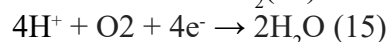
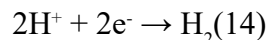


O óxido de ferro (II, III) é um óxido insolúvel e de cor acastanhada em meios com maior teor de oxigênio (Morita 2003). A formação deste óxido pôde ser observada no sistema salino não aerado como é explanado na Figura 2.

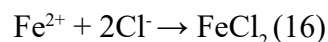


Figura 3 - Sistema estático com 20 mL de água destilada e NaCl a 5%, em sua terceira semana.

Em ambientes ácidos tem-se a oxidação do ferro (Equação 7), a redução dos íons H^+ (Equação 14) que se encontram em grande quantidade por conta do pH baixo e a redução do oxigênio por ação dos íons hidrogênio (Equação 15).



O sistema estático com solução de HCl apresentava pH menor que 0, ou seja, um ambiente muito ácido. Neste ambiente observou-se uma corrosão mais acentuada que os demais, isso ocorreu pelo fato de que existiam muitas espécies químicas reduzindo e apenas o ferro estava oxidando. Os íons de ferro remanescentes que são provenientes da oxidação deste ainda reagem com os íons de cloro livres no meio formando o cloreto de ferro II, um sal que apresentam coloração verde (Morita, 2003). A Equação 16 explica tal reação química.



O cloreto de ferro II é responsável pela coloração característica observada neste meio. A Figura 4 mostra este sistema em sua terceira semana.



Figura 4 - Sistema estático de ácido clorídrico (HCl) 3 mols/L, em sua terceira semana.

A partir dos resultados obtidos através do experimento foi possível observar a influência de fatores como aeração, salinidade e pH.

Após as quatro semanas de experimento obteve-se para os sistemas estáticos as variações de massa das arruelas de 0,62% e 0,89% respectivamente para os sistemas com água e solução salina. O gráfico 1 mostra as variações de massa em porcentagem por semana dos sistemas estáticos.

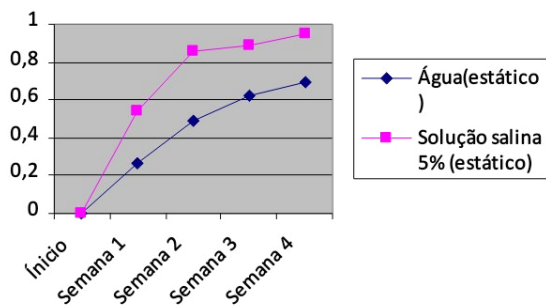


Gráfico 1 - Variação de massa em % por semana dos experimentos 1: Água destilada (estático) e 2: Solução salina 5% (estático).

Nos sistemas com solução salina e solução de HCl obteve-se uma variação maior que os sistemas anteriores. Os sistemas com solução salina e solução de HCl apresentaram uma variação de 15,7% e 27,1%, respectivamente.

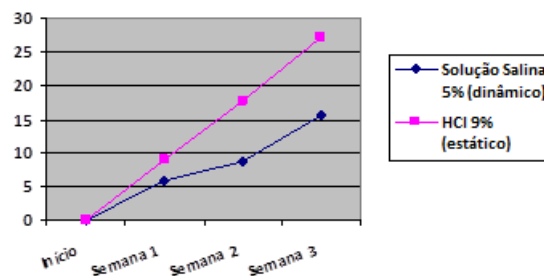


Gráfico 2 - Variação de massa em % por semana dos experimentos 3: Solução salina 5% (dinâmico) e 4: HCl 9% (estático).

Ao comparar as perdas de massa dos sistemas com água (estático) e solução salina (estático), pode-se perceber que em solução salina a corrosão é mais intensa do que em água, isso se deve a presença de íons cloretos ali presentes. Esses íons cloretos prejudicam o bom funcionamento da camada de passivação da arruela, expondo, assim, o ferro da arruela ao meio corrosivo.

Ao comparar os sistemas com solução salina estático e dinâmico nota-se uma diferença na perda de massa, isso porque ao aerar um meio o oxigênio reage com o hidrogênio, formando água, despolarizando a superfície e favorecendo a corrosão.

As taxas de corrosão das arruelas em seus respectivos sistemas estão explanadas na Tabela 2.

Tabela 1 - Taxas de corrosão em mm/ano, ipy e mdd/ano referente aos sistemas.

Experimento	ipy	mm/ano	mdd
Água destilada (estático)	0,003	0,0676	1,75 g/m ² /dia
Solução salina 5% (estático)	0,007	0,0784	3,60 g/m ² /dia
Solução salina 5% (dinâmico)	0,067	1,72	37,3 g/m ² /dia
Solução HCl 9%	0,196	5,2	108 g/m ² /dia

Pode-se perceber que a taxa de corrosão

em polegadas por ano, o ipy, analisando a Tabela 1 junto a Figura 1, da água destilada e da solução salina em sistema estático, ambas com pH 7, está próximo de 0,01 como mostra na Figura 1. Já a solução salina em sistema dinâmico, que também possui pH 7, apresenta uma taxa de corrosão, ipy, mais elevado que a da água destilada, mesmo que a sua taxa de corrosão pouco depende da taxa de pH, pois a aeração por nebulizador acelera de forma quase que instantânea o processo de despolarização do meio.

Nota-se, também, que no sistema com HCl houve maior corrosão, observando assim o efeito do pH na corrosão. O pH neste sistema era menor que 0. O efeito do pH na velocidade de corrosão do ferro, em água aerada e em temperatura ambiente, pode ser verificado na Figura 1.

CONCLUSÕES

Os experimentos abordados reproduziram de forma simples a ação da corrosão no cotidiano. A análise destes possibilitou a compreensão de fatores importantes que afetam a taxa da reação química de corrosão, concluindo-se, portanto, que a corrosão é mais danosa em sistemas dinâmicos, devido à presença do oxigênio que despolariza a superfície de contato, e, também, em sistemas de pH baixo ou inferior a 4, pois a alta concentração dos íons de hidrogênio reduzidos gera um aumento na oxidação do ferro. Os experimentos estudados permitiram uma abordagem contextualizada da corrosão na educação básica, favorecendo a discussão de questões que envolvem ciência, tecnologia, sociedade e ambiente.

REFERÊNCIAS

CALLISTER, W. Fundamentos da ciência e engenharia de materiais. 2. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2006.

CUNHA, M., Helen, P., Lourenço, M. (2013), Corrosão Em Estruturas De Concreto Armado: Teoria, Controle E Métodos De Análise.

GENTIL, V. Corrosão; 5. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

GENTIL, V. Corrosão. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2011.

MORITA, T; ASSUMPCÃO Manual de soluções, reagentes e solventes. 2. ed. São Paulo: Luche, 2007.

POURBAIX, M. Lições de corrosão eletroquímica. 3. ed. Trad. M. E. M. Almeida e C. M. Oliveira. Bruxelas: CEBELCOR, 1987.

REIS, M. I. P.; DA SILVA, F. C.; ROMEIRO, G. A.; ROCHA, A.A.; FERREIRA, V. F. deposição mineral em superfícies: problemas e oportunidades na indústria do petróleo. Revista Virtual de Química 2011, 3, 2.

WOLYNEC, S. Técnicas Eletroquímicas em Corrosão; 1a. ed., USP: São Paulo, 2003.