

EXPERIMENTOS DE BAIXO CUSTO EM CORROSÃO E PROTEÇÃO DE DUTOS DE AÇO EM MEIOS ÁCIDOS

Vanessa Kapps^a, André L. C. Simões^a e Anderson B. Custódio^b

^a*CEC, Centro de Engenharia e Computação, Universidade Católica de Petrópolis, Rua Barão do Amazonas, 124, Centro, 25.685-070, Petrópolis, RJ, Brazil, <http://www.ucp.br>*

^b*Tecnologia de Risers e Dutos Submarinos, Centro de Pesquisas da PETROBRAS, Av. Horácio Macedo, 900, Rio de Janeiro, RJ, Brazil and CEC, Centro de Engenharia e Computação, Universidade Católica de Petrópolis, Petrópolis, Brazil*

Palavras Chave: Proteção catódica, anodo de sacrifício e corrosão eletroquímica.

Resumo.

Na maioria das vezes a degradação por corrosão dos dutos metálicos pode ser reduzida a níveis compatíveis com sua aplicação em engenharia através de revestimentos e proteção catódica. Meios fortemente ácidos, todavia, representam desafio à aplicação das ligas convencionais, frequentemente exigindo materiais CRA como o Inconel 625. Por meio de uma investigação experimental de baixo investimento, foi possível avaliar os mecanismos de corrosão que agem em tais meios, além de evidenciar os limites de eficácia de revestimentos orgânicos em epóxi e proteção catódica por anodos de sacrifício de magnésio. O trabalho também registra a preparação necessária para a realização de experimentos eletroquímicos em ambiente laboratorial.

1 INTRODUÇÃO

A corrosão é reconhecida como a mais importante causa de deterioração de materiais metálicos [1]. Para a indústria do petróleo e offshore, esse mecanismo de falha implica em impactos severos na confiabilidade, na manutenção e no custo de estruturas metálicas e sistemas de escoamento por dutos. O emprego de revestimentos e proteção catódica para mitigá-la remonta ao século XIX, onde os avanços da eletroquímica permitiram uma compreensão dos processos envolvidos e a proposição de medidas efetivas. Todavia, o controle de corrosão em meios fortemente ácidos constitui ainda hoje dificuldade grande, em virtude da dominância de mecanismos de alta agressividade e difusão acelerada. Com o avanço da fronteira exploratória do petróleo offshore, foram identificados reservatórios no Pré-Sal da plataforma continental brasileira com teores altos de CO_2 e H_2S , que significam transtornos à seleção de materiais por causa da natureza ácida dos fluidos produzidos. Assim, há forte demanda por soluções tecnológicas para lidar com tais fluidos.

Embora seja um fenômeno de fundo inerentemente eletroquímico, a iniciação e a cinética da corrosão são influenciadas por vários mecanismos mecânicos, difusionais e térmicos - portanto de natureza física - cujo esclarecimento nem sempre é possível por métodos apenas analíticos, ressaltando a relevância da experimentação e do recurso aos dados empíricos disponíveis na literatura. Experimentos têm uma relevância maior na pesquisa em corrosão e atualmente eles ainda não conseguem ser substituídos com plena confiança por simulação numérica como em outras áreas de conhecimento. Por esse motivo, tal abordagem do problema de corrosão em dutos foi eleita por este grupo de pesquisa, iniciando-a mediante a construção progressiva de pequenos ensaios de baixo custo através dos quais ganha-se conhecimento e competência para a lida com processos mais complexos.

O planejamento de ensaios em eletroquímica ou em qualquer outra disciplina precisa considerar a diversidade dos fatores que podem afetar os resultados e suas conclusões, observando preocupações epistemológicas como as fronteiras de validade de hipóteses, possibilidade de falsos positivos ou falsos negativos, entre outras. Na medida do possível, a contribuição de cada fenômeno para a corrosão precisa ser prevista, isolada, mensurada, tratada estatisticamente e finalmente incorporada a um modelo de tratamento conveniente.

Não é raro que o isolamento dos fatores contribuintes e a precisão requerida na mensuração impliquem em preocupações e demandas de elevado investimento com infraestrutura laboratorial, montagens e instrumentação para coleta de dados. Muitas investigações, entretanto, podem ser executadas com orçamento baixo, como foi a proposta do trabalho experimental em corrosão de aço carbono em meios corrosivos ácidos desenvolvido no Centro de Engenharia e Computação da Universidade Católica de Petrópolis.

2 FUNDAMENTOS TEÓRICOS

A corrosão de metais é frequentemente descrita na literatura como um inverso dos processos metalúrgicos, como ilustra a figura 1 [6, 8]. Dependendo do tipo de ação e do meio corrosivo sobre o material, processos corrosivos podem ser classificados em dois grandes grupos: corrosão química e corrosão eletroquímica [6, 8]. Os processos de corrosão química são denominados como corrosão ou oxidação em altas temperaturas, na ausência de água no estado líquido. Os processos de corrosão eletroquímica são mais frequentes na natureza e são caracterizados por: necessariamente na presença de água no estado líquido em temperaturas abaixo do ponto de

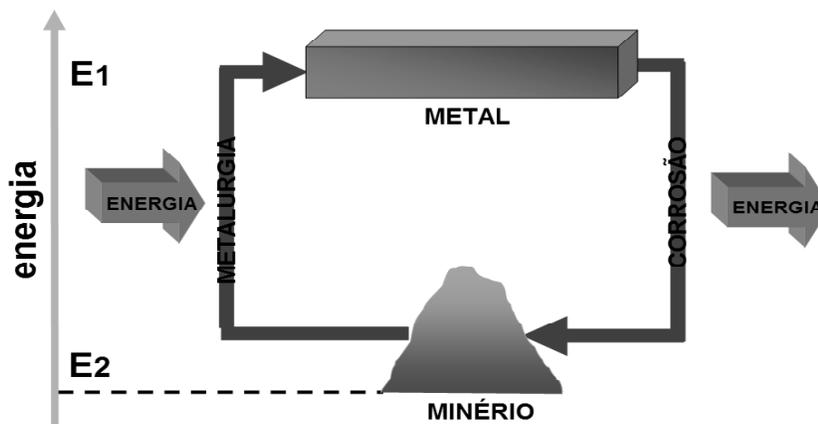


Figura 1: Diagrama de processos metalúrgico e corrosivo.

orvalho; formação de pilha ou célula de corrosão, composta por uma região anódica e outra catódica com circulação de elétrons na superfície metálica[6, 8]. No contexto da eletroquímica, oxidação significa perda de elétrons - não necessariamente em presença de oxigênio -, enquanto a redução é o ganho de elétrons[2], ou seja: oxidação leva ao aumento algébrico do número de oxidação e redução é a diminuição algébrica do número de oxidação[2]. Como exemplo do fenômeno, o ferro metálico em contato com o ácido clorídrico (ácido não-oxidante) desprende o hidrogênio segundo a equação química:



A equação acima representa uma reação de oxi-redução, pois:



A soma das equações acima dará a equação iônica total de oxi-redução:



Em corrosão chama-se de eletrodo todo sistema formado por um metal imerso numa solução iônica (eletrólito)[7]. A imersão de um metal em uma solução eletrolítica estabelece uma diferença de potencial entre a fase líquida e a sólida. Devido a diferença desse potencial ser de natureza química e de natureza elétrica, denomina-se, então, diferença de potencial eletroquímico[3, 7].

O surgimento de pilhas de corrosão é consequência da diferença de potenciais de eletrodos em dois pontos da superfície metálica em contato com um eletrólito, e assim denominada de pilha ou célula de corrosão eletroquímica[4]. A pilha de corrosão eletroquímica é constituída de quatro elementos fundamentais:

- Área anódica: superfície onde se verifica o processo de oxidação (corrosão - perda de elétrons);

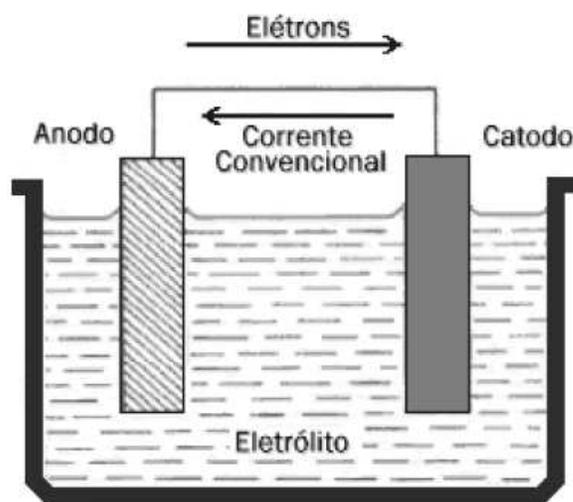


Figura 2: Diagrama de uma pilha de corrosão eletroquímica.

- Área catódica: superfície onde se verifica o processo de redução (não há corrosão).
- Eletrólito: solução condutora ou condutor iônico que envolve simultaneamente as áreas anódicas e catódicas. Os íons transportam a corrente elétrica do anodo para o cátodo.
- Circuito metálico (condutor elétrico): ligação entre as áreas anódicas e catódicas que através do sentido anodo-cátodo ocorre à passagem de elétrons.

A figura 2 mostra esquematicamente uma pilha de corrosão eletroquímica.

3 PREPARAÇÃO EXPERIMENTAL

Como primeira fase de uma programa de pesquisa em corrosão de dutos metálicos, foram planejados um total de vinte experimentos em níveis progressivos de complexidade, usando em amostras de dutos de aço carbono 1020 (de baixa liga), que visavam caracterizar a agressividade da corrosão em meios desde neutros até fortemente ácidos, assim como a eficácia de técnicas de proteção por barreira usando revestimentos orgânicos e de proteção catódica por corrente impressa e anodos de sacrifício. Esse conjunto de experimentos mais germinal foi planejado para a execução em oito semanas, atendendo assim restrições de cronograma, infraestrutura e custos. Ao longo da execução, porém, houve dificuldades para execução de alguns ensaios, de forma que alguns deles foram priorizados e outros postergados para fase futura, em particular aqueles relacionados ao uso de corrente impressa, em virtude de dificuldades para seu controle. Dessa forma, os ensaios de corrosão descritos nesse artigo se resumiram a oito experimentos com amostras de dutos de aço carbono em meios ácidos.

Os materiais que foram necessários à realização dos experimentos são apresentados na tabela 1.

Foram realizados oito tipos diferentes de experimentos com banhos corrosivos. Para cada um deles, foi estabelecido um número mínimo de duas amostras¹ para a comparação e a discussão

¹Reconhecendo a possibilidade de dispersão experimental, poder-se-ia questionar a conveniência de maior

Tabela 1: Materiais usados nos experimentos fundamentais de corrosão.

Material	Especificação	Quantidade
Amostras (corpos de prova)	23,8±0,3 g de parede de duto de aço carbono 1020	16 uns
Anodos	3,2 g de magnésio	32 uns
Água destilada	-	300 ml
Água deionizada	-	7 litros
Ácido clorídrico	massa molar de HCl: 35,5 g/mol	
Bécker	500 ml	16 uns
Bastão de vidro	-	2 uns
Proveta	100 ml	1 un
Termômetro	-	2 uns
Variovolt	0 - 250 V	1 uns
Aquecedor elétrico	110 V, min 1500 W	1 un
Recipiente	alumínio	
Multímetro	leituras de 250 mV a 200 V	1 un
Máquina fotográfica	câmera digital, resolução 5 MP	1 un
Revestimento orgânico	tinta epóxi comum	400 ml
Catalisador	para tinta epóxi	400 ml
Lixa	granulação de 600	1 un
Feltro	para polimento	1 un
Avental	-	1 un
Máscara descartável	-	1 un
Luvas descartáveis	-	aprox. 20 un
Papel indicador universal de pH	-	aprox. 40 un
Balança eletrônica	precisão de 0,1 g	1 un
pHmetro digital	-	1 un

dos resultados obtidos. Os corpos de prova eram constituídos de paredes de dutos comerciais em aço carbono 1020 e tinham cerca de 23,8 gramas. Todos eles foram lixados e polidos em sua superfície para a remoção de impurezas, possíveis revestimentos ou tratamentos superficiais e imperfeições que poderiam influenciar na iniciação ou cinética dos processos corrosivos. Posteriormente, as amostras passaram por um processo de limpeza com água destilada para a retirada final de sedimentos. A figura 3 mostra corpos de prova após os procedimentos de limpeza.

Com a pretensão de atendimento ao cronograma de ensaios, buscou-se a aceleração da cinética de reação mediante o elevação de temperatura. De acordo com a lei de Arrhenius, com o acréscimo da temperatura em uma reação, aumenta-se a energia de impacto das moléculas reagentes que em consequência faz aumentar a probabilidade de mais moléculas excederem a energia de ativação e assim, produzindo mais produtos devido o aumento de sua velocidade[9]. Essa aceleração dos processos corrosivos era especialmente interessante para o caso de amostras com revestimento orgânico e sujeitas à proteção catódica em meios de menor acidez, pois havia expectativa de que, ao prazo de poucas semanas, a perda de massa nela seria pequena demais para

amostragem para cada um dos ensaios. Entretanto, pretendia-se a realização de experimentos adicionais com proteção por corrente impressa e o número de corpos de prova disponíveis não era muito grande, logo optou-se pelo trabalho com o menor número possível de amostra para cada experimento.



Figura 3: Corpos de prova depois de lixados e polidos.

a mensuração. Para a entrega de carga térmica e o controle de temperatura, foi desenvolvido um pequeno sistema de controle eletrônico que regulava a potência em dois tipos de sistemas: um primeiro baseado em resistor de aquecimento e um sistema posterior que era constituído de lâmpadas incandescentes de 100 watts.

Esse sistema de aquecimento apresentou uma série de problemas que levou ao seu abandono provisório dentro deste conjunto de experimentos fundamentais.

O primeiro sistema de aquecimento era composto de um transformador de tensão variável (varivolt), um recipiente de alumínio para o suporte das vidrarias e um aquecedor para a transferência de calor, como mostra a figura 4, na esquerda. Por meio do ajuste na tensão que alimenta o aquecedor, a potência entregue permitiria suprir a diferença de temperatura entre o ambiente e 60°C. Esse aparato ficou limitado pelas suas dimensões, incapazes de distribuir o calor para um número de amostras em vários beakers sobre uma tela metálica. Ademais, ele não garantia temperatura constante.

Por causa desse problema, o sistema foi revisto, sendo substituído pela montagem usando lâmpadas incandescentes. Esse segundo sistema de aquecimento se compunha de quatro lâmpadas de 100 W ligadas em paralelo, uma tela expandida para o suporte da vidrarias, três tripés para suporte da tela e um sensor de temperatura regulável, como mostra a figura 4, na direita. O objetivo do controle eletrônico de temperatura que foi desenvolvido era assegurar que, independentemente da temperatura no laboratório e da presença ou não de um técnico nele, haveria a garantia de uma temperatura constante de 60°C nas reações. Esse sistema foi bem sucedido no seu funcionamento, mantendo as soluções em temperatura constante planejada.

Todavia, quando se conseguiu tal ajuste, verificou-se que a evaporação do solvente (água) no pequeno volume de eletrólitos dentro dos beakers de 500 ml rebaixou de forma violenta o pH do sistema, danificando permanentemente o primeiro conjunto de testes. Dessa forma, não havendo a disponibilidade de beakers maiores em grande quantidade, nem de uma forma para repor automaticamente o solvente evaporado, a equipe optou por desistir temporariamente do uso da aceleração térmica nos experimentos, mantendo apenas a consistência de aplicá-la durante as duas horas iniciais dos banhos corrosivos.

Para a preparação das soluções foram utilizados como agente ácido o ácido clorídrico (HCl), disponível no laboratório da UCP. Para o preparo da solução, foram utilizados 15 ml desse



Figura 4: Aparatos para aquecimento.

ácido. A densidade de solução é calculada por:

$$d = \frac{m}{V} \quad (1)$$

... onde: d = densidade de HCl expressa em g/cm^3 ; m = massa de HCl expressa em g; V = volume de HCl expresso em cm^3 . Aplicando valores numéricos na equação acima, obtém-se:

$$d = 1,19\text{g/ml} = \frac{17,8\text{g}}{15\text{ml}}$$

A solução de HCl foi preparada considerando a igualdade:

$$M = \frac{m}{(MM \times V)} \quad (2)$$

...onde: M = molaridade; m = massa do soluto expressa em gramas; MM = massa molar de HCl: 36,5 g/mol; V = volume da solução expressa em litros.

Portanto a molaridade de uma solução de 100 ml será:

$$M = \frac{17,8\text{g}}{(36,5\text{M} \times 100\text{ml})} [\text{M}] = 0,005 \text{ M}$$

A concentração ou composição percentual de uma solução contendo 15ml de HCl em 100 ml de solução é a relação entre o volume do soluto e o volume da solução, de acordo com a equação:

$$\% = \frac{V_{sl}(\text{ml})}{V_{sol}(\text{ml})} = \frac{15 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 15\%$$

Foram utilizados anodos de sacrifício de magnésio para os experimentos com proteção catódica. Na figura 5 apresenta-se um dos pequenos anodos de sacrifício de magnésio utilizados.

Foi empregado um revestimento orgânico (pintura epóxi) de livre aplicação em uma demão, buscando cobertura homogênea e visualmente sem defeitos. A figura 6 mostra uma amostra com revestimento orgânico, de epóxi industrial.

Para a ligação entre o anodo de sacrifício e a amostra foram utilizados fios de cobre para a condução da corrente elétrica, garras de aço cromado (para as amostras nuas), solda (para as amostras com revestimento orgânico), e terminais de cobre revestidos com níquel (para a fixação do anodo). Na figura 7 são mostradas a ligação entre o anodo e a amostra sem revestimento orgânico e a ligação entre o anodo e a amostra com esse revestimento.



Figura 5: Anodo de magnésio (Foto: Vanessa Kapps).



Figura 6: Amostra com revestimento orgânico (epóxi) (Foto: Vanessa Kapps).

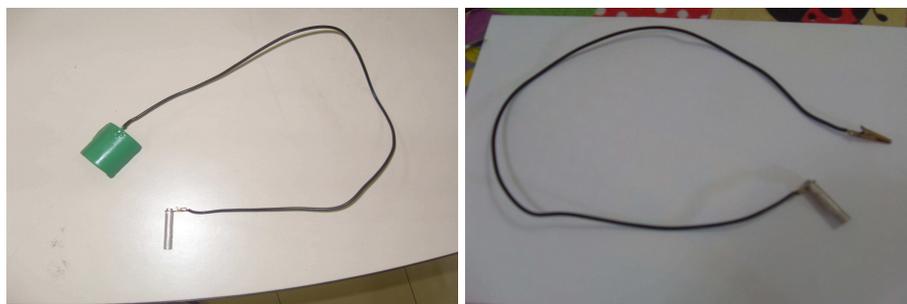


Figura 7: Ligação entre o anodo e a amostra sem e com revestimento orgânico (Foto: Vanessa Kapps).

4 EXECUÇÃO E RESULTADOS EXPERIMENTAIS

Entre sucessos, postergações ou desistências em relação ao plano de ensaios inicialmente concebido, cumpriram-se oito tipos de experiências com pelo menos duas amostras cada:

- Experimento 1: duas amostras sem pintura epóxi e sem proteção catódica por anodos de sacrifício, imersas em 100 ml de solução de HCl com pH inicial de 1 e final de 3.
- Experimento 2: duas amostras com pintura epóxi e sem proteção catódica por anodos de sacrifício, imersas em 100 ml de solução de HCl com pH inicial e final de 1.
- Experimento 3: duas amostras sem pintura epóxi e com proteção catódica por anodos de sacrifício, imersas em 100 ml de solução de HCl com pH inicial de 1 e final de 3,5.
- Experimento 4: duas amostras com pintura epóxi e com proteção catódica por anodos de sacrifício, imersas em 100 ml de solução de HCl com pH inicial de 1 e final de 2,5.
- Experimento 5: duas amostras com pintura epóxi e sem proteção catódica por anodos de sacrifício, imersas em 100 ml de solução de HCl com pH inicial de 4,5 e final de 5,5.
- Experimento 6: duas amostras sem pintura epóxi e sem proteção catódica por anodos de sacrifício, imersas em 100 ml de solução de HCl com pH inicial de 4,5 e final de 5,4.
- Experimento 7: duas amostras sem pintura epóxi e com proteção catódica por anodos de sacrifício imersas em 100 ml de solução de HCl com pH inicial de 4,5 e final de 6,0.
- Experimento 8: duas amostras com pintura epóxi e com proteção catódica por anodos de sacrifício imersas em 100 ml de solução de HCl com pH inicial de 4,5 e final de 6,5.

Todas as amostras foram expostas a 2 horas de aceleração a 60°C no início, seguidos de um tempo de banho que totalizava 8 dias em temperatura ambiente em torno de 18°C. Embora o pH seja um dos principais parâmetros de controle no processo, não foi possível estabelecer um controle preciso do pH ao longo de toda a duração dos experimentos e para todas as amostras. Houve a tendência de aumento do pH em todos os ensaios, em virtude do consumo de eletrólito pela reação. Foram particularmente afetados os testes com pH inicial próximo de 1, não sendo poucas as ocasiões em que o pH final coletado estava próximo de 3.

Os resultados dos ensaios podem ser descritos resumidamente na tabela [2](#).

4.1 Discussão dos resultados - Experimento 1

Através de observações e análises realizadas nas amostras 1 e 2, conclui-se que ambas sofreram processos de corrosão uniforme, pois o ataque da corrosão se estendeu de forma homogênea em toda a superfície metálica, e de corrosão por pites, pois as amostras sofreram, em determinados pontos de suas superfícies. Além disso, houve corrosão com formação de cavidades de pequenas extensões com razoável profundidade ocasionando perda de seus materiais. O depósito de coloração castanho-alaranjado no fundo de cada becker utilizado nesta experiência, é o produto da corrosão, óxido férrico hidratado ($Fe_2O_3.H_2O$), que ambas as amostras sofreram. A figura [8](#) mostra o estado antes e depois do banho corrosivo.

Tabela 2: Resultados dos experimentos fundamentais.

Expe- rimen- to	Amostra	Massa inicial (g)	Perda de massa (g)	Perda de massa (%)	Observações
1	1	23,6	4,9	20,8	Corrosão uniforme e puntiforme (pite).
	2	23,6	4,6	19,5	
2	3	24,3	0,5	2,1	Empolamento pelo hidrogênio.
	4	24,4	0,7	2,9	
3	5	24,6	0	0	Depósito de óxido de magnésio. $Mg(OH)_2$ protegeu a superfície.
	6	24,4	0	0	
4	7	25,2	0	0	Corrosão desprezível.
	8	24,9	0	0	
5	9	24,9	0	0	Corrosão desprezível.
	10	24,5	0	0	
6	11	24,1	0,1	0,4	Depósito de corrosão sobre as amostras com coloração castanho-alaranjado, óxi- do férrico hidratado ($Fe_2O_3 \cdot H_2O$).
	12	24,2	0,2	0,8	
7	13	22,6	0,1	0,4	Toda massa do anodo foi consumida e amostras sofreram perda de massa. Depósitos de corrosão em sua superfície metálica de coloração preta: hidróxido de ferro II [$Fe(OH)_2$], e de coloração castanho-alaranjado: óxido férrico hidratado $Fe_2O_3 \cdot H_2O$.
	14	22,7	0,1	0,4	
8	15	25,8	0	0	Incertezas no valor da massa final devidas a massa da solda em cada amostra.
	16	25,5	0	0	

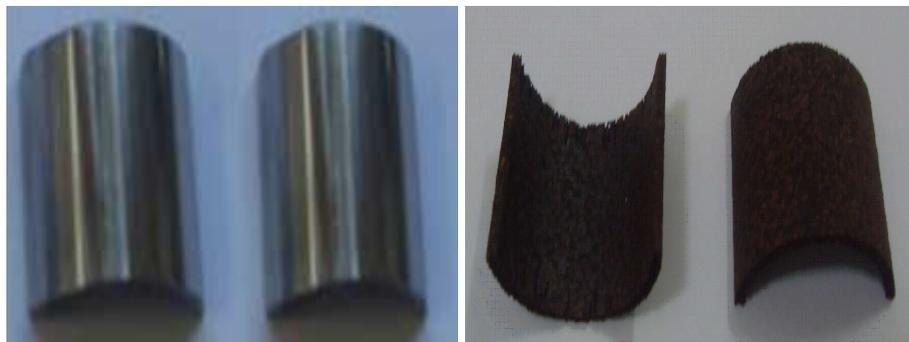


Figura 8: Amostras 1 e 2 antes e após o processo de ensaio de corrosão (Foto: Vanessa Kapps)



Figura 9: Amostras 3 e 4 com revestimento orgânico antes e depois do ensaio de corrosão (Foto: Vanessa Kapps)



Figura 10: Amostra 5 e 6 antes e depois do início do ensaio de corrosão (Foto: Vanessa Kapps)

4.2 Discussão dos resultados - Experimento 2

As amostras 3 e 4 (experimento 2) sofreram processos de empolamento pelo hidrogênio. As amostras com revestimento orgânico permaneceram expostas em um meio corrosivo eletrólito fortemente ácido ($\text{pH} \approx 1$) no qual continham reações de liberação de hidrogênio. Os íons H^+ (hidrogênio atômico) penetraram no material metálico das amostras e devido ao seu pequeno volume atômico difundiu-se em pequenas regiões com descontinuidades transformando-se em hidrogênio molecular (H_2) e exercendo pressão formaram-se bolhas entre a amostra e o revestimento orgânico. Em consequência da formação de bolhas, o revestimento deslocou-se das amostras e assim deixando sua superfície metálica em contato com o meio corrosivo.

4.3 Discussão dos resultados - Experimento 3

Através do experimento 3, as amostras 5 e 6 sem revestimentos e com proteção catódica comprovaram a eficiência do sistema de proteção por anodos de sacrifício em meio corrosivo inibindo as reações de oxidação nos corpos de prova, tornando-os catódicos. A coloração prateada das amostras 5 e 6 do experimento 3, no final do ensaio, deve-se ao óxido de magnésio [$\text{Mg}(\text{OH})_2$] depositado na superfície metálica, produzindo uma camada de proteção contra a corrosão. A figura 10 mostra a evolução do processo corrosivo.



Figura 11: Amostra 7 e 8 com revestimento antes e depois do ensaio de corrosão (Foto: Vanessa Kapps)



Figura 12: Amostras 9 e 10 com revestimento orgânico antes e depois do início do ensaio de corrosão (Foto: Vanessa Kapps)

4.4 Discussão dos resultados - Experimento 4

Observou-se que, após a finalização do experimento 4, as amostras 7 e 8 sofreram empolamento pelo hidrogênio. Foi avaliado também que nos pontos em que as amostras foram soldadas para a conexão entre o anodo e a amostra ocorreu desprendimento do revestimento. Entretanto, a conclusão dos resultados obtidos neste experimento foi que a proteção catódica por anodos de sacrifício e o revestimento orgânico realizado nas amostras foram satisfatórios, ou seja: ambas permaneceram protegidas não sofrendo perdas de suas massas. A figura 11 mostra como o empolamento afeta a superfície e como a perda de massa se deu.

4.5 Discussão dos resultados - Experimento 5

As amostras 9 e 10 com revestimento orgânico e sem proteção catódica por anodos de sacrifício imersas por oito dias consecutivos em meio eletrolítico com $\text{pH} \approx 4,5$ não sofreram nenhum tipo de corrosão em sua superfície. Comprovou-se assim a eficiência da proteção realizada. A figura 12 mostra a manutenção do bom estado da superfície das amostras.



Figura 13: Amostras 11 e 12 sem revestimento orgânico antes e depois do início do ensaio de corrosão (Foto: Vanessa Kapps)



Figura 14: Amostras 13 e 14 antes e depois do ensaio de corrosão (Foto: Vanessa Kapps)

4.6 Discussão dos resultados - Experimento 6

As amostras 11 e 12 obtiveram perda de sua massa de 0,1 e 0,2 g respectivamente. Em sua superfície metálica ocorreu um depósito de coloração castanho-alaranjado que é o produto de corrosão ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), como mostra a comparação na figura 13.

4.7 Discussão dos resultados - Experimento 7

Através do experimento 7, as amostras 13 e 14 sem revestimentos e com proteção catódica sofreram perda de massa de 0,1 g, essa massa desprezível pode ter sido acarretada devido o consumo total de cada anodo e assim as amostras permaneceram sem proteção em meio corrosivo. Esse fato comprova que a negligência da troca de anodo em um tempo determinado poderá ocasionar na perda do material metálico que deveria ser protegido. A figura 14 mostra o estado antes e depois do banho.

A coloração enegrecida nas amostras 13 e 14 do experimento 7 e a coloração castanho-alaranjado são o produto da corrosão, pois a amostra permaneceu exposta durante parte do tempo sem proteção devido ao consumo total do anodo de sacrifício. A coloração preta é o hidróxido de ferro II [$\text{Fe}(\text{OH})_2$] e a coloração castanho alaranjado é o óxido férrico hidratado ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$).



Figura 15: Amostras 15 e 16 antes do início do ensaio de corrosão (Foto: Vanessa Kapps)

4.8 Discussão dos resultados - Experimento 8

Através deste experimento conclui-se que a proteção catódica por anodos de sacrifício e o revestimento orgânico realizados nas amostras 15 e 16 obtiveram resultados satisfatórios, não ocorrendo nenhum processo de corrosão. A figura 15 mostra o estado antes e depois do banho.

5 ANÁLISE DAS REAÇÕES ENVOLVIDAS

Quando cada amostra (material metálico) foi imersa em solução diluída de HCl, ocorreu um processo químico de oxi-redução associado à transferência de elétrons.

Quando cada amostra foi imersa em solução diluída de HCl sem proteção contra a corrosão, a mesma sofreu um ataque do meio corrosivo. A equação abaixo demonstra a reação de oxidação que tal amostra sofreu:



A equação geral de redução do ion H^{+} proveniente da dissolução do HCl é:



A equação final de oxi-redução pelo ácido clorídrico (HCl) é:



O ácido clorídrico diluído na solução formou cloretos de ferro ($FeCl_2$), de acordo com a equação abaixo:



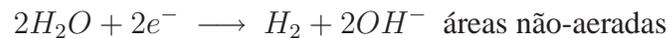
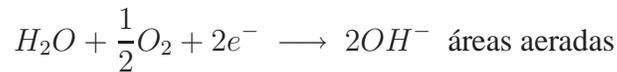
O produto de corrosão será:



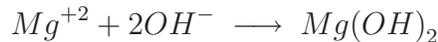
Quando as amostras foram imersas em solução diluída de HCl com proteção catódica por anodos de sacrifício, ocorreram reações de oxi-redução. O anodo de magnésio sofreu oxidação, dada pela equação abaixo:



Nas áreas catódicas, nas superfícies das amostras, as reações foram:



A equação acima demonstra a redução do íon H^+ proveniente da dissolução do HCl. A reação de oxidação do magnésio, por outro lado, é:



6 CONCLUSÃO

A literatura técnica fomentou suficientemente a compreensão dos mecanismos de corrosão encontrados nos ensaios de corrosão, explicando suas formas, velocidade e intensidade. Constatou-se que revestimentos orgânicos e anodos de sacrifício reduzem de forma significativa a perda de material por corrosão, embora os primeiros estejam também sujeitos a processos agressivos e difusionais em meios ácidos, que se manifestam, por exemplo, no empolamento e na desagregação dos filmes de revestimento. Além das observações qualitativas e quantitativas em corrosão que reforçam enormemente o entendimento dos fenômenos, coletaram-se lições aprendidas a partir das dificuldades experimentais e mesmo de alguns insucessos e foram geradas, quando foi possível, soluções de baixo custo para contornar problemas de laboratório.

REFERÊNCIAS

- [1] BAPTISTA, Walmar; CASTINHEIRAS, Wilson G.C. Engenharia de dutos - corrosão e proteção catódica. Rio de Janeiro: Ponto Final, 2009, p. 13.1-13.16.
- [2] COTTON, F. A.; WILKINSON, G. Basic Inorganic Chemistry. USA: John Wiley & Sons, 1976.
- [3] DE SOUZA, Diego Antunes; PEREIRA, Luana Rocha. Corrosão em armaduras de concreto. 2007. Trabalho de Conclusão de Curso (Título em Engenheiro Civil) - Faculdade Unisul, Universidade do Sul de Santa Catarina, Santa Catarina.
- [4] DUTRA, Aldo Cordeiro; NUNES, Laerce de Paula. Proteção Catódica, Técnica de Combate à Corrosão. Rio de Janeiro: McKlausen, 1991.
- [5] GALVÃO, Mariana Machado. Efeito de potencial de proteção Catódica na Corrosão Microbiologicamente Induzida. 2008. Dissertação (Mestre em Ciências) - Faculdade em Tecnologia de Processos Químicos e Bioquímicos, Universidade Federal do Rio de Janeiro, Rio de Janeiro.
- [6] GENTIL, Vicente. Corrosão. 2. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1982.
- [7] GENTIL, Vicente. Corrosão. 5 ed. Rio de Janeiro: LTC, 2007.
- [8] GOMES, Luiz Paulo. Sistemas de proteção catódica. 2ª ed. Rio de Janeiro. IEC, Instalações e Engenharia de Corrosão LTDA, 1996.

- [9] INFOPÉDIA, In; Velocidade de Corrosão. Editora: Porto, 2003-2011. Disponível em: <<http://www.infopedia.pt/velocidade-de-corrosao>>. Acesso em 27 Jan. 2011.
- [10] MERÇON, Fábio; GUIMARÃES, Pedro Ivo Canesso; MAINIER, Fernando Benedito. Corrosão: Um Exemplo Usual de Fenômeno Químico. Revista Química na Escola N°19, Maio de 2004. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a04.pdf>>. Acesso em 25 Jan. 2011.
- [11] SALVADOR, Angélica Dias. Apostila: Noções de Corrosão e incrustação da Petrobras. Texto para uso didático - Pontifica Universidade Católica do Rio de Janeiro, Rio de Janeiro.