

**MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E DO DESPORTO  
UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARANÁ  
SETOR DE TECNOLOGIA  
DEPARTAMENTO DE ENGENHARIA QUÍMICA**

---

## **FUNDAMENTOS DA CORROSÃO**

**DISCIPLINA : ELETROQUÍMICA APLICADA E CORROSÃO**

**TQ - 417**

**Prof. Dr. Haroldo de Araújo Ponte**

**Curitiba**

**2003**

---

## SUMÁRIO

|   |           |
|---|-----------|
| <b>1. INTRODUÇÃO</b> .....                      | <b>1</b>  |
| 1.1. DEFINIÇÃO DO PROBLEMA .....                | 1         |
| 1.2. CLASSIFICAÇÃO .....                        | 1         |
| 1.2.1. Classificação segundo o Meio .....       | 1         |
| 1.2.2. Classificação segundo a Morfologia ..... | 2         |
| 1.3. PROBLEMAS DA CORROSÃO .....                | 4         |
| <b>2. FUNDAMENTOS DA CORROSÃO</b> .....         | <b>6</b>  |
| 2.1. INTRODUÇÃO GERAL .....                     | 6         |
| 2.2. POTENCIAL DO ELETRODO .....                | 7         |
| 2.3. SÉRIES DE FORÇA ELETROMOTRIZ, FEM .....    | 9         |
| 2.4. APLICAÇÃO .....                            | 10        |
| 2.5. TIPOS FUNDAMENTAIS DE CORROSÃO .....       | 12        |
| <b>3. BIBLIOGRAFIA</b> .....                    | <b>16</b> |

---

# 1. INTRODUÇÃO

## 1.1. DEFINIÇÃO DO PROBLEMA

O corrosionista tem por objetivo estudar a deterioração dos materiais pela ação do meio em que são usados. Existe um grande interesse prático neste estudo uma vez que a corrosão causa um prejuízo estimado em torno de 1,5 a 3,5% do PIB nos países industrializados.

Sem que seja necessário recorrer a meios agressivos tem-se que a maioria dos materiais em contato com o meio ambiente, como por exemplo a atmosfera, formam um sistema termodinamicamente instável. Com a única exceção dos metais nobres (ouro, platina, etc.), todos os demais metais em contato com o ar devem reagir e transformarem-se em óxidos, hidróxidos ou outras formas semelhantes. Em alguns casos (alumínio, magnésio, cromo, etc.) tal transformação em óxidos implica numa grande redução da energia livre. Assim, de acordo com a termodinâmica, os metais não poderiam ser utilizados numa atmosfera como a terrestre.

Entretanto, apesar da termodinâmica indicar a possibilidade de uma reação, não diz nada a respeito da velocidade com que esta reação ocorre. E é precisamente devido ao fato de que certas velocidades de reação são lentas que se pode utilizar os metais no cotidiano.

"Todos os metais podem ser utilizados sempre que sua velocidade de deterioração seja aceitavelmente baixa".

## 1.2. CLASSIFICAÇÃO

Para seu estudo, os processos de corrosão podem ser classificados segundo o MEIO em que ocorrem e segundo sua MORFOLOGIA. A seguir são apresentadas as classificações e suas definições.

### 1.2.1. Classificação segundo o Meio

#### a) Corrosão Química

São os casos em que o metal reage com um meio não iônico como, por exemplo, ocorre no caso de oxidação ao ar a alta temperatura.

### **b) Corrosão Eletroquímica**

Em todos os casos de corrosão ocorre a participação de íons metálicos. No entanto, defini-se corrosão eletroquímica para os casos em que ocorre um transporte simultâneo de eletricidade através de um eletrólito. A este importante grupo pertencem a corrosão em soluções salinas e água do mar, a corrosão atmosférica, a corrosão em solos, etc.

## **1.2.2. Classificação segundo a Morfologia**

A classificação segundo o meio é útil no estudo dos mecanismos de ataque, entretanto, querendo-se avaliar os danos causados pela corrosão torna-se mais conveniente se fazer uma classificação segundo conforme apresentado na Figura 1.

### **a) Corrosão Uniforme**

É a forma menos agressiva de corrosão. O ataque, neste caso, se estende de forma homogênea sobre toda a superfície metálica, e sua penetração média é igual em todos os pontos.

### **b) Corrosão em Placas**

Abrange os casos intermediários entre a corrosão uniforme e a corrosão localizada. Ocorre em algumas regiões da superfície.

### **c) Corrosão Alveolar**

A corrosão alveolar se processa na superfície metálica produzindo sulcos ou escavações semelhantes a alvéolos, apresentando fundo arredondado e profundidade geralmente menor que seu diâmetro.

### **d) Corrosão Puntiforme (pite)**

Este tipo de ataque, assim como a intergranular e intragranular, é uma das formas mais perigosas em que a corrosão pode-se apresentar. Neste caso a quantidade de material afetado não guarda relação com a magnitude dos inconvenientes. Durante a corrosão puntiforme, ou pite, o ataque se localiza em um ponto isolado da superfície metálica e se propaga até o interior do metal, muitas vezes transpassando.

Uma variação deste tipo de corrosão é a corrosão em frestas, ou Crevice Corrosion.

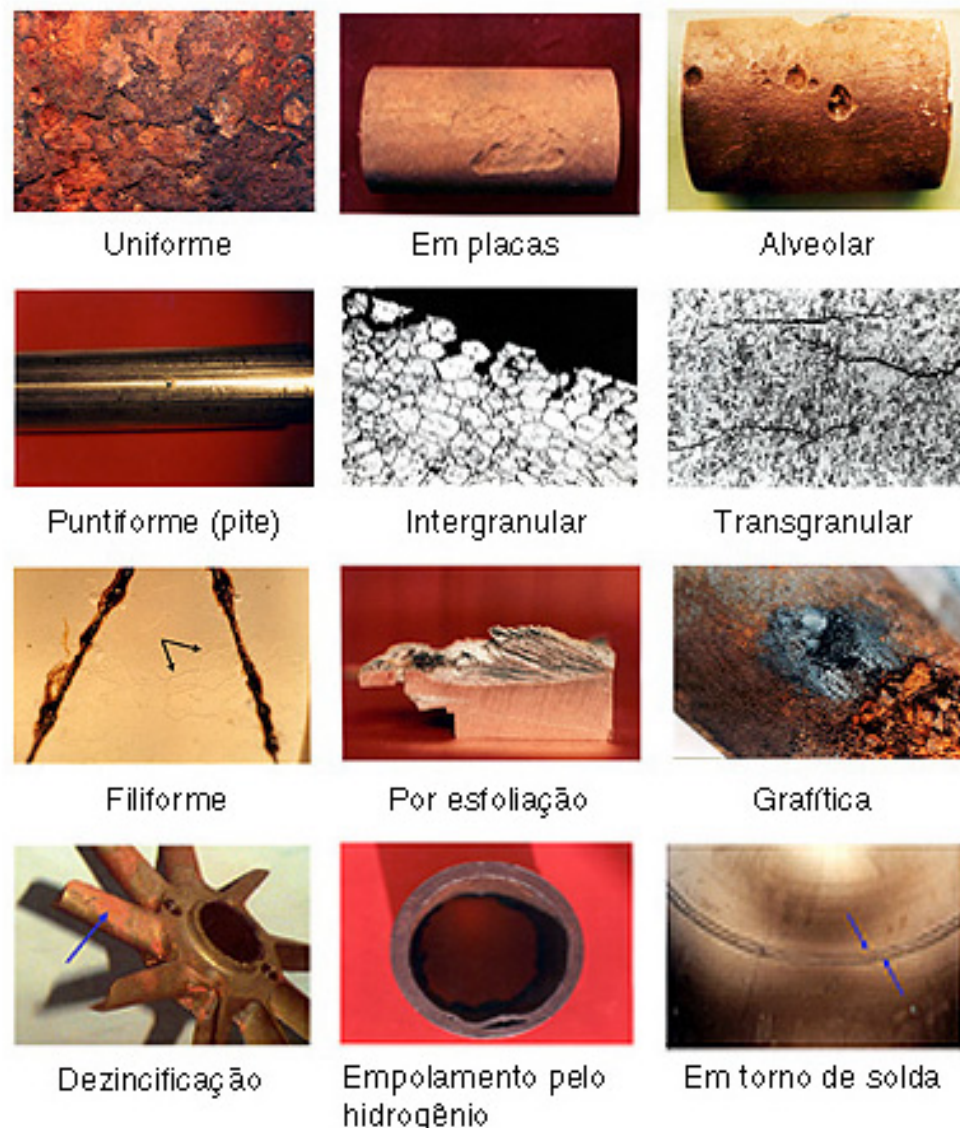


FIGURA 1 - FORMAS DE CORROSÃO

#### e) Corrosão em Frestas

Este tipo de corrosão é uma variação da corrosão puntiforme e se apresenta em uniões ou zonas em que a renovação do meio corrosivo só pode ser obtida por difusão (movimento de íons causado por um gradiente de concentração). Esta condição de não renovação do meio corrosivo (estagnação) pode ser obtida também quando se tem sedimentação ou quando se utilizam juntas de material absorvente ou poroso.

De uma maneira geral este tipo de corrosão ocorre em frestas com espessura de poucos centésimos de milímetro ou menor .

#### f) Corrosão Intergranular

Este tipo de corrosão localiza-se entre os grãos da estrutura cristalina do material (contorno de grãos) metálico, o qual perde suas propriedades mecânicas e pode fraturar quando submetido a esforços mecânicos menores que o esperado, como é o caso da corrosão sob tensão fraturante (stress corrosion cracking, SCC).

#### **g) Corrosão Intragranular**

Este tipo de corrosão se processa no interior dos grãos cristalinos do material metálico o qual, pela perda de suas propriedades mecânicas, assim como no caso da corrosão intergranular, poderá fraturar à menor sollicitação mecânica com efeitos muito mais catastróficos que o caso da intergranular.

#### **h) Corrosão Filiforme**

A corrosão filiforme se processa sob a forma de finos filamentos que se propagam em diferentes direções e que não se cruzam. Ocorre geralmente em superfícies metálicas revestidas com filmes poliméricos, tintas ou metais ocasionando o deslocamento do revestimento.

#### **i) Corrosão por Esfoliação**

A corrosão por esfoliação ocorre em diferentes camadas e o produto de corrosão, formado entre a estrutura de grãos alongados, separa as camadas ocasionando um inchamento do material metálico (vide Fig.1.i).

### **1.3. PROBLEMAS DA CORROSÃO**

Alguns dos problemas associados à corrosão estão listados e discutidos a seguir.

#### **a) Aparência**

A aparência de um material pode ser importante de forma que a corrosão do mesmo se torna indesejável. Dependendo da aplicação do material pode-se, a partir de uma análise de custo-benefício, se eleger um material resistente à corrosão ou uma forma de proteção que pode ser um revestimento polimérico, cerâmico ou metálico ou ainda através de processos de proteção anódica ou catódica. Como exemplo da utilização de materiais resistentes à corrosão, por motivo de aparência, pode-se citar a utilização de aço inoxidável em esquadrias na construção civil.

**b) Manutenção**

A manutenção de uma planta industrial pode ter seu custo sensivelmente reduzido pela utilização de materiais resistentes à corrosão. Neste caso é necessário um estudo de custo benefício pois muitas vezes se torna economicamente mais viável a utilização de materiais resistentes à corrosão, mesmo que mais caros, que se ter que fazer uma manutenção periódica de pintura, por exemplo.

**c) Interrupção do Processo**

Frequentemente uma linha de produção ou parte de um processo para devido a falhas inesperadas provocadas por corrosão.

**d) Contaminação do Produto**

A contaminação do produto ocasionado por resíduos da corrosão de parte da planta de produção gera queda no preço final do produto sendo que em alguns casos, devido a um efeito catalítico do produto de corrosão, ocorre a decomposição do produto, causando perda total.

**e) Perda de Material**

A perda de material, causada por corrosão, ocorre principalmente por vazamentos nos dutos e tanques.

**f) Saúde e Segurança**

Quando a corrosão causa vazamento de materiais tóxicos, inflamáveis ou radioativos tem-se, conseqüentemente, problemas ambientais, de segurança e de saúde.

## 2. FUNDAMENTOS DA CORROSÃO

### 2.1. INTRODUÇÃO GERAL

Uma reação eletroquímica é um processo químico heterogêneo (que envolve uma interface sólido/solução) envolvendo a transferência de cargas para ou de um eletrodo, geralmente um metal ou semicondutor. Na Fig.2 está apresentada esquematicamente uma cela eletroquímica em que podem ser identificados o catodo, o anodo e o sentido real do fluxo de elétrons.

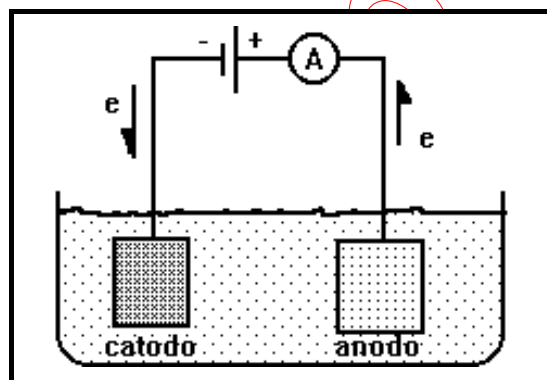
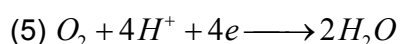
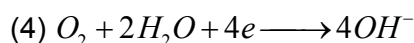
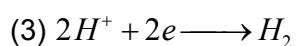
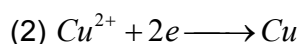
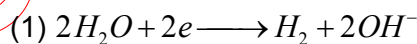
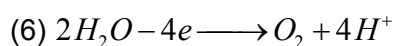


FIGURA 2 - REPRESENTAÇÃO ESQUEMÁTICA DE UMA CELA ELETROQUÍMICA

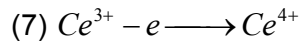
A transferência de carga pode ser um processo **catódico** no qual uma espécie é reduzida pela transferência de elétrons para o eletrodo. Exemplos deste tipo de reação que ocorre num processo de corrosão inclui:



Ao contrário, a transferência de carga pode ser um processo **anódico** onde uma espécie é oxidada pela remoção de elétrons do eletrodo e exemplos deste caso são:



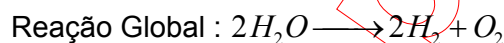
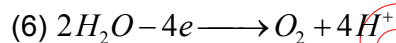
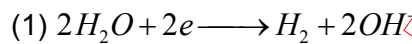




Um processo eletroquímico só é possível em um sistema que apresente ambas as reações catódica e anódica de forma a se manter um balanço de cargas, isto é, a quantidade de carga envolvida no processo de redução tem que ser a mesma que a envolvida no processo de oxidação.

$$Q_a = Q_c$$

A variação química total na cela é determinada pela adição de duas reações individuais no eletrodo, desta forma a variação química para a eletrólise da água é obtida pela adição das reações (1) e (6), isto é:



## 2.2. POTENCIAL DO ELETRODO

Considere um metal puro imerso numa solução aquosa (eletrólito), por exemplo cobre em sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ), como indicado na Fig.3.. O que acontece na superfície do metal?

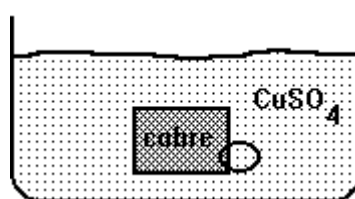
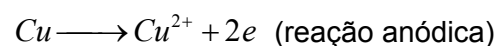
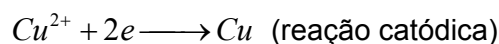


FIGURA 3 - PEÇA DE COBRE IMERSA NUMA SOLUÇÃO DE SEU SAL.

Na superfície do metal irão ocorrer duas reações sendo uma catódica e outra anódica. As reações são, respectivamente:



Após um certo tempo será atingido um equilíbrio entre estas reações de forma que a taxa de redução (reação catódica) se iguale à taxa de oxidação (reação anódica). Neste momento, pode-se representar, esquematicamente, a interface eletrodo/solução, marcada pelo círculo na

Fig.4, como uma estrutura de dupla camada (vide Fig.4). onde se observam os dipolos (moléculas de água) adsorvidos na superfície do metal bem como ânions especificamente adsorvidos, isto é, atraídos por interações químicas e não elétricas. Também estão representados os cátions metálicos que encontram-se cercados por uma bainha de solvatação. Esta estrutura formada na interface entre o metal e a solução, que se assemelha a de um capacitor, é denominada de **Dupla Camada**.

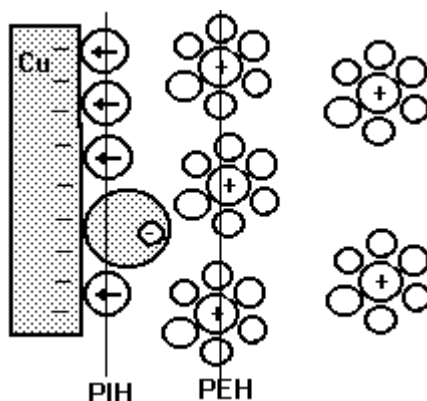


FIGURA 4 - REPRESENTAÇÃO ESQUEMÁTICA DA DISTRIBUIÇÃO DE CARGAS NA INTERFACE METAL/SOLUÇÃO.

A primeira linha, traçada paralelamente à superfície do metal, representa o plano que corta a região central das cargas dos dipolos. Este plano é denominado de **Plano Interno de Helmholtz**, PIH. A segunda linha traçada representa o plano que corta a região central das cargas dos cátions solvatados mais próximos da superfície do metal. Este plano é denominado de **Plano Externo de Helmholtz**, PEH. A região compreendida entre o PEH e a superfície do metal é denominada de **Camada de Helmholtz** ou simplesmente **Camada Interna** ou **Compacta**.

A região compreendida entre o PEH e a região em que a concentração de cátions solvatados passa a ser constante, isto é, no seio da solução, é denominada de **Camada Difusa**. A maior concentração dos cátions, nas proximidades da superfície do metal, deve-se ao fato da existência de forças de atração de origem eletrostática entre a sua carga e a da superfície do metal. Porém, devido à agitação térmica, quanto mais distante se está da superfície do metal, menor é a influência das forças de atração e, conseqüentemente, mais uniformemente estes cátions estarão distribuídos.

Observa-se, portanto, que se forma, como já comentado, uma estrutura semelhante a de um capacitor apresentando uma diferença de potencial entre a superfície do metal e a solução. Esta diferença de potencial tem uma variação como mostra o gráfico a seguir (vide Fig.5):

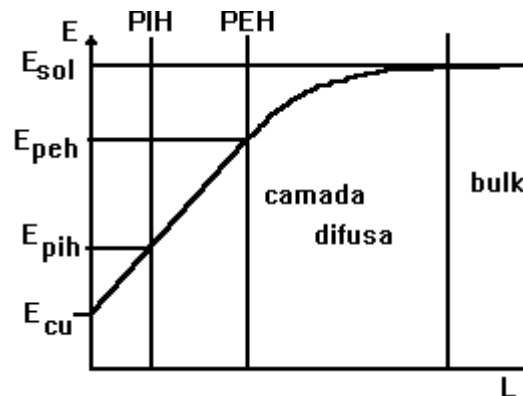


FIGURA 5 - REPRESENTAÇÃO ESQUEMÁTICA DA VARIAÇÃO DO POTENCIAL NA INTERFACE METAL/SOLUÇÃO.

Neste gráfico observa-se uma diferença entre o potencial do metal,  $E_{Cu}$ , e o potencial da solução,  $E_{sol}$ , que corresponde ao potencial em que a concentração de cátions se torna constante.

Esta diferença de potencial é que corresponde ao potencial do eletrodo e é representada pela **Equação de Nernst**:

$$E = E_o + \frac{2,3RT}{nF} \log C$$

onde R é a constante dos gases (8,314J/molK), T é a temperatura da solução ( em Kelvin), "n" é a valência do cátion, F o Faraday (96.500C) e C a concentração dos cátions em solução. O  $E_o$  é o **Potencial Padrão** do metal, isto é, o potencial quando a concentração deste em solução é igual a 1 molar. Considerando-se que a temperatura da solução seja a ambiente, o termo  $2,3RT/F$  assume o valor de 0,059 de forma que a Equação de Nernst pode ser simplificada para:

$$E = E_o + \frac{0,059}{n} \log C$$

### 2.3. SÉRIES DE FORÇA ELETROMOTRIZ, FEM

Baseado no discutido acima, para se determinar o valor do Potencial Padrão de um metal, basta introduzir uma amostra deste metal puro numa solução contendo uma

concentração conhecida de seus íons, medir o potencial do eletrodo e aplicar a equação de Nernst.

Surge aqui uma questão. Como se medir o potencial do eletrodo?

Logicamente, para se medir o potencial do eletrodo (interface metal/solução) utiliza-se um voltímetro de alta impedância (alta resistência), para que não passe corrente. Porém a medida tem que ser feita entre dois pontos, isto é, entre dois eletrodos. Desta forma não mais se estará medindo o potencial de um eletrodo e sim a diferença entre os potenciais dos dois eletrodos. Para resolver este problema, convencionou-se que o potencial de um eletrodo de hidrogênio, numa solução 1M de HCl a uma pressão de 1atm, seria zero. Sendo assim, ao se medir a diferença entre o potencial do eletrodo de hidrogênio, numa solução 1 normal, (EHN) e o de um metal, tem-se o "potencial do eletrodo". Um esquema para a medida do potencial de um metal, utilizando um EHN está apresentado na Fig.6.

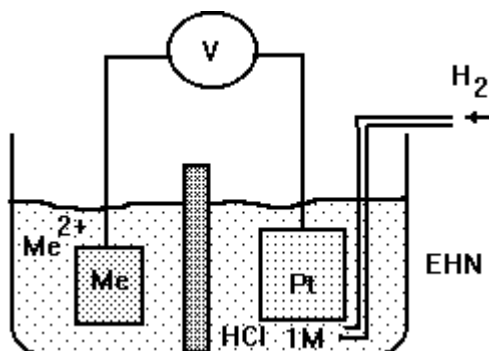
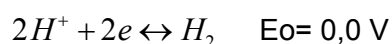


FIGURA 6 - REPRESENTAÇÃO DE UM ESQUEMA PARA MEDIDA DO POTENCIAL DE UM ELETRODO UTILIZANDO UM EHN.

## 2.4. APLICAÇÃO

a) Considere uma peça de zinco imersa numa solução de HCl sem oxigênio. O que acontecerá?

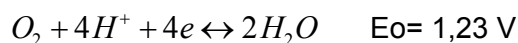
Inicialmente deve-se verificar quais reações irão ocorrer e qual o potencial padrão correspondente a cada uma.



Observa-se, portanto, que o zinco apresenta uma potencial mais negativo que o do hidrogênio de forma que elétrons irão fluir do zinco, oxidando-o, para a reação de redução do hidrogênio.

b) Considere agora o mesmo exemplo anterior só que com oxigênio dissolvido na solução (**efeito da adição de oxigênio**). O que ocorrerá?

Como o oxigênio em solução passa a ocorrer mais uma reação;



de forma que a demanda por elétrons aumenta, aumentando a taxa da reação de oxidação do zinco, que é a fonte de elétrons por ter um potencial mais negativo.

Conclui-se, portanto, que o oxigênio quando dissolvido numa solução aumenta a taxa de corrosão de alguns metais.

c) Considere ainda o mesmo exemplo (a) sendo que agora foi conectada, ao zinco, uma peça de platina, com mesmas dimensões. O que ocorrerá com o zinco?

A peça de platina é inerte na solução de HCl, pois seu potencial padrão é muito mais positivo, de forma que ela atuará como um catodo onde irá ocorrer a reação de redução do hidrogênio. Desta forma toda a superfície do zinco, que antes estava dividida em zonas catódicas e zonas anódicas, estará disponível para a reação anódica, intensificando a taxa de corrosão do zinco.

Além do aumento da área disponível para a reação anódica, uma vez que a platina apresenta um potencial mais positivo que o do zinco, forma-se uma **pilha eletrolítica** que induz um processo de corrosão, conhecido como galvânico, aumentando ainda mais a taxa de corrosão do zinco.

d) Considere o mesmo exemplo (c) sendo que a área da peça de platina foi aumentada. O que ocorrerá com o zinco?

Uma vez que a área disponível para a reação catódica foi aumentada e que a quantidade de reação catódica tem que ser a mesma que a de reação anódica, haverá um aumento da intensidade da corrosão do zinco.

e) Considere, agora, uma tubulação de aço imersa verticalmente no mar. O que acontecerá, considerando-se que a concentração de oxigênio no mar varia com a profundidade, sendo maior na superfície?

De acordo com a equação de Nernst, quanto maior a concentração da espécie reagente, no caso o oxigênio, mais positivo se torna o potencial padrão. Portanto, na superfície do mar a tubulação apresentará um potencial mais positivo que na parte mais submersa gerando o que se chama de **pilha de concentração** (aeração diferencial). Conseqüentemente, ocorrerá um

processo de corrosão localizada na região da tubulação logo abaixo da linha d'água, conforme esquema apresentado na Fig.7.

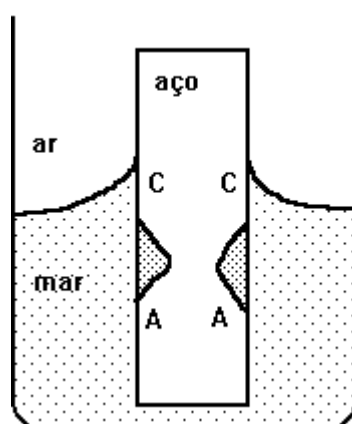


FIGURA 7 - DESENHO INDICANDO A LOCALIZAÇÃO DAS ZONAS CATÓDICAS E ANÓDICAS, NUM TUBO IMERSO EM ÁGUA DO MAR, CAUSADAS PELA AERAÇÃO DIFERENCIAL.

## 2.5. TIPOS FUNDAMENTAIS DE CORROSÃO

### a) Corrosão em Frestas

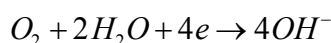
Freqüentemente ocorre corrosão localizada em frestas. Este tipo de ataque está normalmente associado com um pequeno volume de solução estagnada causada por furos, depósitos superficiais de sedimentos, frestas em uniões, utilização de juntas porosas ou que retenham solução, etc. Para funcionar como um sítio de corrosão, a fresta deve ser ampla o suficiente para permitir a entrada da solução, mas deve ser suficientemente estreita para manter uma zona de estagnação. Como comentado anteriormente, a dimensão destas frestas deve se situar em torno de alguns centésimos de milímetro.



FIGURA 8 – CORROSÃO POR AERAÇÃO DIFERENCIAL, EM COMPONENTE DE FLANGE, OCACIONADA POR JUNTA QUE POSSIBILITOU A FORMAÇÃO DE FRESTA

Inicialmente considerou-se que o processo de corrosão por frestas era causado por aeração diferencial. Porém, observou-se que mesmo com a total eliminação do oxigênio, no interior da fresta, o processo de corrosão prosseguia. Atualmente a hipótese mais aceita para o mecanismo de corrosão por fresta considera as seguintes etapas:

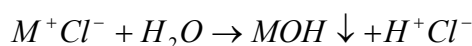
i) Inicialmente ocorre um processo uniforme de oxidação do metal por toda a superfície, inclusive o interior da fresta, como representado na Fig.8. A conservação de carga é mantida tanto no metal quanto na solução. Todo elétron produzido durante a formação de um íon metálico é imediatamente consumido pela reação de redução do oxigênio. Também um íon hidroxila é produzido para cada íon metálico em solução.



ii) Com a diminuição da concentração de oxigênio no interior da fresta, devido a seu consumo e não renovação, começa a haver um desequilíbrio entre a quantidade de cargas positivas (íons metálicos,  $M^+$ ) e cargas negativas (íons hidroxilas,  $OH^-$ ). Entretanto a reação de oxidação do metal no interior da fresta prossegue já que existe oxigênio disponível na solução externa à fresta.

iii) Com o desequilíbrio de cargas, os íons cloreto, por apresentarem maior mobilidade que os íons hidroxila, migram preferencialmente para o interior da fresta restaurando o equilíbrio das cargas (vide Fig.9).

iv) Com o aumento da concentração de íons cloreto no interior da fresta, aumenta também a concentração de cloreto metálico. Este cloreto metálico reage com a água dissociando-se em hidróxido insolúvel e ácido livre, conforme equação abaixo



v) Por razões que ainda não são compreendidas, ambos os íons cloreto e hidrogênio aceleram a taxa de dissolução do metal. Este aumento da dissolução aumenta a migração, e o resultado é um processo rapidamente acelerado, ou autocatalítico.

### **b) Corrosão por Pites**

Esta é uma forma extrema de ataque localizado que resulta em furos no metal. É uma das formas de corrosão mais destrutivas e perigosas. Ela causa a falha de um equipamento pela perfuração com a perda de apenas uma pequena quantidade de material. É sempre muito difícil de se detectar um pite devido a seu pequeno tamanho e porque ele está sempre coberto por produtos de corrosão. Também é difícil de se estimar, quantitativamente, e comparar a extensão dos pites devido à grande variação em sua profundidade e número que pode ocorrer numa mesma condição.

A corrosão por pite é o único tipo de reação anódica. Ela é um processo autocatalítico. Isto é, o processo de corrosão dentro de um pite produz as condições que são tanto estimulantes quanto necessárias para a contínua atividade do pite. Isto está ilustrado esquematicamente na Fig.10. Aqui o metal M está piteado por uma solução de cloreto de sódio aerada. Rápida dissolução ocorre dentro do pite, enquanto a reação de redução do oxigênio ocorre nas áreas adjacentes da superfície. Este processo é auto-estimulado e auto-propagável. A rápida dissolução do metal dentro do pite tende a produzir um excesso de cargas positivas nesta área, resultando na migração de íons cloretos para reestabelecer a eletroneutralidade. Desta forma, se atinge uma alta concentração de cloreto metálico no interior do pite e, como resultado da reação de hidrólise, uma alta concentração de íons hidrogênio. Tanto o íon hidrogênio quanto o cloreto estimulam a dissolução da maioria dos metais e ligas, e todo o processo se acelera com o tempo.





FIGURA 9 – CORROSÃO POR PITE EM AÇO INOXIDÁVEL

### c) Corrosão Intergranular

A natureza mais reativa do contorno dos grãos, de uma maneira geral, não tem conseqüências na maioria das aplicações ou uso dos metais. Se um metal se corroe, haverá um ataque uniforme uma vez que os contornos dos grãos são geralmente apenas pouco mais reativos que a matrix. Entretanto, sob certas condições, a interface dos grãos se torna muito mais reativa e desenvolve-se um processo de corrosão intergranular. A liga desintegra-se e/ou perde sua resistência a tensões.

A corrosão intergranular pode ser causada por impurezas nos contornos dos grãos, enriquecimento ou empobrecimento de algum dos elementos de liga nas áreas dos contornos dos grãos.

Um exemplo de material muito sujeito a falhas provocadas por corrosão intergranular é o aço inoxidável 18-8. Isto ocorre em ambientes onde esta liga exibiria excelente resistência à corrosão. O problema surge quando esta liga é aquecida numa faixa de temperatura que varia de 510 a 790 °C e se tornam sensibilizadas ou susceptíveis a corrosão intergranular.

A teoria aceita, universalmente, para a corrosão intergranular está baseada no enriquecimento ou empobrecimento do cromo nas áreas dos contornos dos grãos. Na faixa de temperatura indicada o carbeto de cromo se torna insolúvel e precipita. O cromo é então removido da solução sólida em que se encontrava criando um gradiente de concentração entre a região central da matrix e do contorno do grão. Esta situação está apresentada

esquemáticamente na Fig.11. A área empobrecida protege o grão, dissolvendo-se rapidamente.



FIGURA 10 – CORROSÃO EM TORNO DE CORDÃO DE SOLDA EM AÇO INOXIDÁVEL

### 3. BIBLIOGRAFIA

Vicente Gentil, *Corrosão*

José R. Galvele, *Corrosion*

M.G. Fontana e N.D. Greene, *Corrosion Engineering*

J.C. Scully, *The Fundamentals of Corrosion*