

ELECTROQUÍMICA E CORROSÃO

CORROSÃO

1. Corrosão

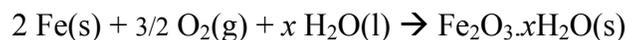
Podemos definir como corrosão a interacção físico-química de um metal com o meio do qual resultam alterações das propriedades do metal e frequentemente degradação funcional do mesmo. É um processo electroquímico, em geral espontâneo, e que aliado ou não a esforço mecânico, afecta a durabilidade e desempenho dos materiais. A equação geral que descreve este processo pode escrever-se:



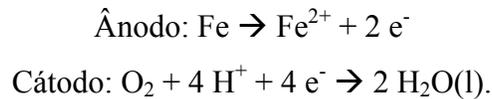
em que M é um metal.

2. Tipos de corrosão

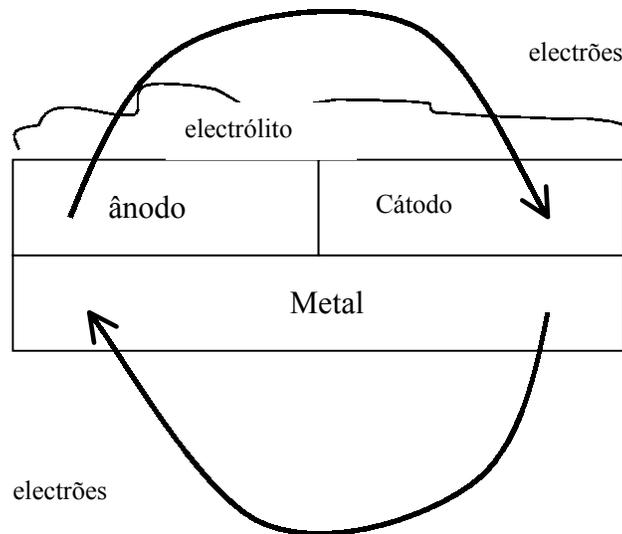
2.1. Corrosão uniforme (ou generalizada) – neste caso a velocidade de corrosão é aproximadamente igual em toda a superfície. Como exemplo temos a formação da ferrugem. O principal componente da ferrugem é o óxido de ferro hidratado, $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$. A reacção global que descreve o processo é:



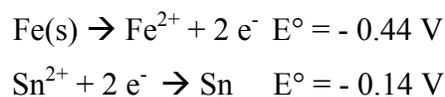
No metal produz-se uma zona anódica (oxidação do metal ou corrosão) e uma zona catódica onde ocorre a redução do oxigénio. As reacções são:



O esquema seguinte ilustra este fenómeno (ver igualmente acetatos das aulas teóricas):



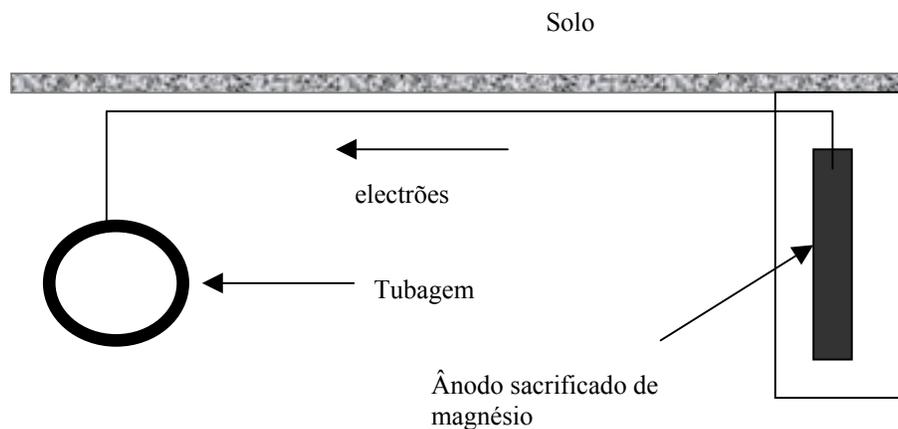
2.2. Corrosão por picada – trata-se de uma corrosão localizada, manifestada por picadas (perfurações de pequeno diâmetro) na superfície do metal. O cátodo e o ânodo encontram-se manifestamente separados. O ânodo situa-se no interior da picada enquanto a superfície circundante funciona como cátodo. Um recipiente de ferro pode se coberto com estanho (ferro estanhado). Enquanto a canada está intacta não há corrosão. Após uma picada ocorrem as seguintes reacções:



2.3. Corrosão galvânica. Este tipo de corrosão ocorre devido à acção de uma pilha de corrosão- contacto entre dois metais. Como exemplo temos os ligadores bimetálicos Al/Cu para redes de baixa e alta tensão.

O metal mais nobre não corroi e o mais activo sofre corrosão. Este fenómeno é utilizado em certos casos para proteger os metais. É o caso do aço recoberto com uma camada de zinco (aço galvanizado) Quando a camada de zinco sofre por exemplo uma ranhura, o aço passa a estar em contacto com o electrólito, formando o par aço - zinco uma pilha em que o ânodo é a camada de zinco e o aço o cátodo. Quando todo o zinco desaparecer, deixa de haver protecção e o aço sofre corrosão.

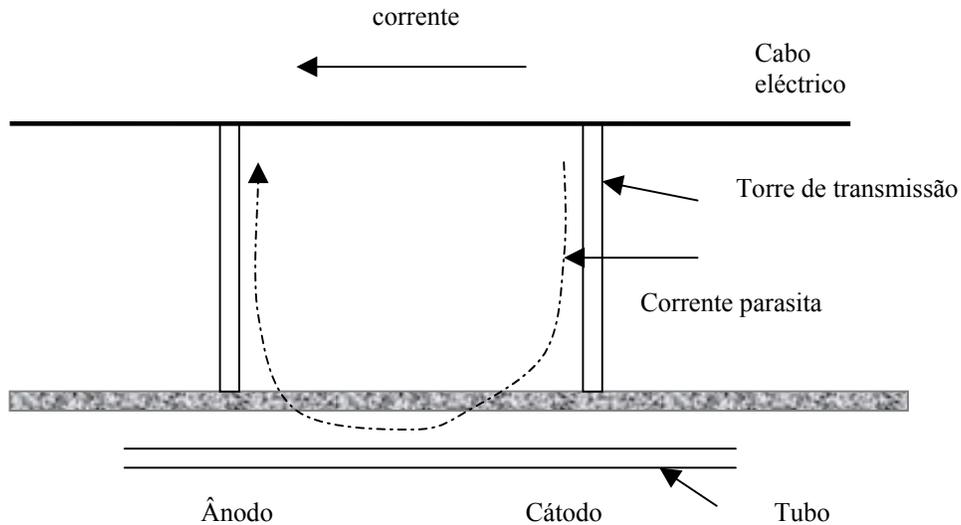
Tubagens de ferro são igualmente protegidas desta forma. Geralmente é ligado ao ferro um metal menos nobre (isto é com menor potencial de redução padrão) que vai servir de ânodo sacrificado. Como exemplos temos o Zinco ou o Magnésio. Este tipo de protecção designa-se por protecção catódica:



2.4. Corrosão intergranular. Ocorre devido difusão de espécies químicas até aos limites de grão em estruturas metálicas provocando fissuras. Como exemplo temos a difusão de carbono em aços. Estas fissuras podem crescer subitamente dando origem a falhas catastróficas dos materiais.

2.5. Fragilização pelo hidrogénio. Neste caso o H_2 produzido durante o processo de corrosão penetra na estrutura metálica causando redução da tenacidade e da ductilidade.

2.6. Corrosão por correntes parasitas. Ocorre em sistemas colocados no sub-solo ou imersos em água, causada por correntes eléctricas provenientes de fontes de corrente contínua ou alternada. Como exemplo temos as linhas de transmissão:



3. *Velocidade de corrosão:*

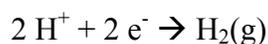
A velocidade de corrosão pode ser avaliada de diferentes formas. Embora o processo seja muito complexo sabe-se que, numa solução aquosa, a quantidade de metal corroído uniformemente a partir de um ânodo é durante um certo período de tempo pode ser determinado pela Lei de Faraday.. Por vezes a corrosão uniforme é igualmente expressa em densidade de corrente indicada em amperes por cm^2 (A/cm^2). Também é comum em tubagens e reservatórios, avaliar a perda de espessura. Esta pode ser calculada pela perda de massa de um provete (ver acetatos das aulas teóricas):

$$velocidade = \frac{m}{A \times t} = \rho \frac{x}{t}$$

em que m é a perda de massa, A a área do provete, t o tempo de corrosão, ρ a densidade do metal e x a perda de espessura.

4. Efeito do pH – Diagramas de Pourbaix

Os potenciais de redução de algumas reacções de eléctrodo dependem do pH. Como exemplo temos a redução do ião hidrogénio:



Aplicando a equação de Nernst, a 25 °C, obtemos.

$$E = E^\circ + 0.059 \times \log[\text{H}^+]$$

ou

$$E = -0.059 \text{pH}$$

Marcel Pourbaix teve a idéia de representar num diagrama potencial-pH os vários equilíbrios químicos que estão envolvidos na corrosão de um metal, e mostrar as zonas de **imunidade**, **passividade** ou **corrosão** de um metal.(ver acetatos das aulas teóricas). Estes diagramas são muito úteis pois permitem prever o comportamento de um metal, quando sujeito a um determinado pH e potencial aplicado.

5. Medidas de prevenção da corrosão

Embora difícil de evitar, podem ser tomadas diversas medidas para prevenir ou atenuar a corrosão de um metal, algumas das quais já referidas. Como exemplos temos:

- Protecção catódica (ver atrás) – aplicação de voltagem ou corrente externa, ou utilização de ânodo sacrificado
- Passivação (certos metais sofrem oxidação dando origem a finas películas de óxidos estáveis, que impedem posterior corrosão – exemplo: anodização do alumínio)
- revestimentos metálicos
- revestimentos orgânicos: pintura, óleos, substâncias betuminosas...
- revestimentos inorgânicos
- evitar contactos bimetálicos
- remoção de oxigénio e água.

Esta é uma área de grande investigação, dados os avultados prejuízos económicos causados pela corrosão, e que são estimados em cerca de 3% do PIB em países desenvolvidos.