

# PARES ELÉTRICOS

ENG.º MILCIADES EMILIO DE MORAES (\*)

Ocorrem as vezes conseqüências danosas nas instalações industriais, elétricas e hidráulicas, causadas pela corrosão provocada pela formação de pares metálicos elétricos. Esta corrosão provoca a alteração das propriedades físicas e mecânicas do metal ou metais de potenciais diferentes quando em contato com meio ambiente húmido e agressivo.

A agressividade do meio ambiente varia com grande número de parâmetros: composição química, estrutura física, quantidade de oxigênio,

temperatura etc., podendo mesmo se alterar com o decorrer do tempo.

O fenômeno primário desta corrosão nada mais é que o obtido na Pilha de Volta ou de dois metais de potenciais diferentes.

Para se medir um potencial, necessita-se sempre de um potencial de referência. Em geral toma-se o potencial do Hidrogênio como potencial de referência. Existem livros especializados que contem tabelas dos potenciais normais de eletrodo dos principais metais.

Metal	Massa atômica	Número atômico	Eletrons periféricos	Ions	Eo Volts
Ouro	197,20	79	2	Au+++	1,42
Platina	195,23	78	2	Pt <sup>1+</sup>	1,20
Prata	107,88	47	2	Ag <sup>+</sup>	0,799
Mercúrio	200,61	80	2	Hg <sup>2++</sup>	0,793
Cobre	63,54	29	2	Cu <sup>++</sup>	0,3469
Hidrogênio	1,008	1	1	H <sup>+</sup>	0
Chumbo	207,21	82	4	Pb <sup>++</sup>	-0,132
Níquel	58,69	28	2	Ni <sup>++</sup>	-0,20
Cobalto	58,94	27	2	Co <sup>++</sup>	-0,23
Ferro	55,85	26	2	Fe <sup>++</sup>	-0,44
Zinco	65,38	30	2	Zn <sup>++</sup>	-0,77
Alumínio	26,97	13	3	Al <sup>+++</sup>	-1,337
Magnésio	24,32	12	2	Mg <sup>++</sup>	-1,80
Sódio	22,99	11	1	Na <sup>+</sup>	-2,715

(\*) Engenheiro da SABESP.

Esta tabela indica o potencial  $E_0$  de diversos metais em relação ao eletrodo de Hidrogênio.

Para obtermos o potencial eletrolítico absoluto em cada caso, basta acrescentar + 0,277 volts. Portanto os potenciais absolutos serão calculados pela seguinte fórmula:

$$E = E_0 + 0,277 \text{ volts}$$

Assim sendo, desde que tenhamos dois metais de potenciais diferentes em contato direto e na presença de um eletrólito, que pode ser a simples humidade condensada da atmosfera ou do solo, teremos a existência de zonas positivas (catódicas) e negativas (anódicas) com o respectivo deslocamento de eletrons, e consequentemente a desintegração do metal de menor potencial eletropositivo.

Admitamos para fixar idéia a introdução de um metal num banho eletrolítico como mostra a figura 1.

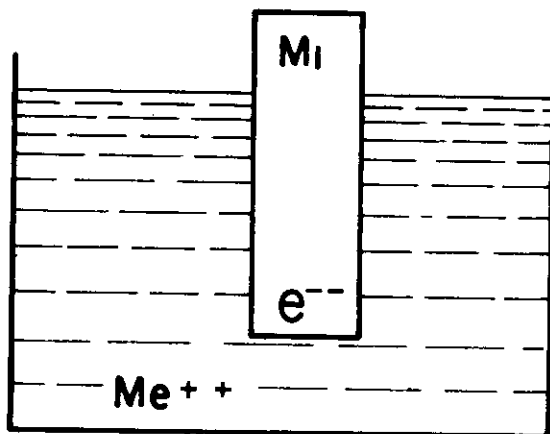


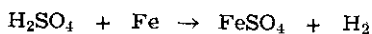
FIGURA 1

Pelo exposto, o metal se transformará:

- 1.º em **ions** metálicos positivos  $Me^{++}$  que passam para o banho.
- 2.º em **eletrons**  $e^{-}$  que se depositam sobre o metal carregando-o negativamente.

A fórmula clássica de se exemplificar o fenómeno consiste em se introduzir uma lâmina de ferro em uma solução de ácido sulfúrico.

Como se sabe, a reação será a seguinte:

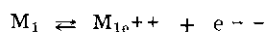


A quantidade de ferro desprendida da lâmina para se combinar com o ácido sulfúrico passa para a solução sob a forma de ions de ferro perdendo assim cada átomo de ferro os dois eletrons da última camada.

Esses eletrons desprendidos dos átomos ionizados passam para o restante do metal e o carregam negativamente.

Si houver quantidade suficiente de banho eletrolítico, (neste caso ácido sulfúrico), a lâmina de ferro será atacada até seu desaparecimento, caso contrário haverá apenas transformação completa do ácido sulfúrico em sulfato de ferro.

Neste caso, haverá um equilíbrio que pode ser representado pela fórmula seguinte:



onde:

$M_1$  é o metal considerado (ferro)

$M_{1e^{++}}$  o ion metálico

$e^{-}$  os eletrons que se depositaram sobre o metal  $M_1$ .

Consideremos agora o caso da figura 2 em que o metal  $M_1$  esteja eletricamente unido ao metal  $M_2$ , mais eletropositivo que ele, isto é, com menor capacidade de dissolução no eletrolítico. Então, a quantidade de eletrons sobre o metal  $M_1$  será maior do que sobre o metal  $M_2$ . — Isto produzirá uma corrente de eletrons do metal  $M_1$  para o metal  $M_2$ , que retornará ao metal  $M_1$  através do banho. Nestas condições, desaparecerá o equilíbrio estabelecido anteriormente e o metal  $M_1$  irá se dissolvendo até o enfraquecimento total do banho ou até a galvanoplastia do metal  $M_2$  pelo metal  $M_1$ .

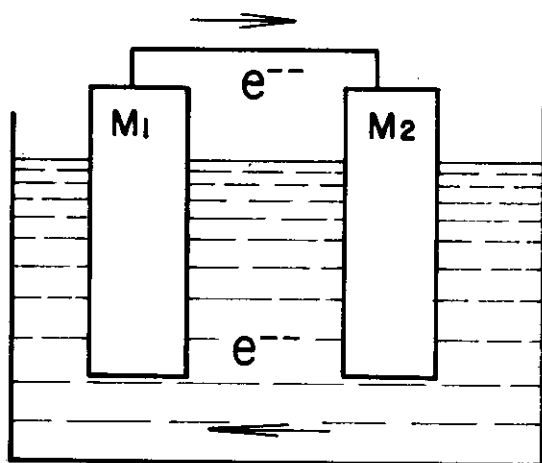


FIGURA 2

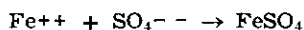
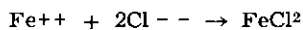
É claro que se o banho eletrolítico for renovado como por exemplo acontece no solo, haverá o completo desaparecimento do metal  $M_1$ .

Admitamos agora num caso mais concreto, isto é, a ligação de um tubo de produto siderúr-

gico (ferro fundido cinzento, aço docê, ferro galvanizado) com um tubo de cobre ou de latão, num sólo de natureza agressiva.

Neste caso, a quantidade de eletrons sobre o metal nobre, em face ao seu ataque pelo sólo agressivo, será menor do que a quantidade de eletrons sobre o produto siderúrgico. Os eletrons do produto siderúrgico, neste caso o ferro, se dirigirão para o tubo de cobre ou latão e retornarão à tubulação através do sólo agressivo.

No caso do sólo que envolve o par elétrico conter cloretos e sulfatos ionizados, teremos a seguinte reação:



Nestas condições teremos uma pilha em curto circuito formada pelo par elétrico «ferro-cobre» no qual o ferro será anódico em relação ao cobre.

Quanto mais agressivo fôr o sólo maior será a corrosão do tubo de ferro ligado ao tubo de cobre, do que se não houvesse essa ligação.

Será, portanto, aconselhável quando fôr necessário fazer a união de dois tubos enterrados, de metais diferentes, colocar entre eles uma junta isolante a fim de evitar a formação do par elétrico, de conseqüências desastrosas para o tubo metálico de menor eletropositividade.

Na maioria das vezes, nota-se que a perfuração de um tubo enterrado dá-se de fóra para dentro, o que é compreensível, tendo-se em vista que o sólo agressivo tem resistividade específica bem menor do que a resistividade da água aduzida.

Concluimos que as conseqüências desastrosas que podem ocorrer pela existência de pares elétricos em tubulações enterradas, são devidas mais a agressividade do sólo do que da água aduzida para fins normais de abastecimento, ressalvado o caso de águas agressivas ou água do mar.

#### REFERÊNCIAS

- CORROSION HANDBOOK — UHLIG — La Corrosion des Conduits d'eau et de gaz — Marc Neveux. Manual de Anticorrosion — A. J. Maurín.