

ELETROQUÍMICA - PILHAS

Exercícios de Aprendizagem - Módulo 07

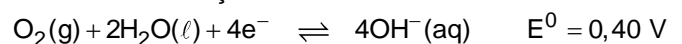
6. (Ufg) Algumas reações eletroquímicas ocorrem espontaneamente, resultando em eletrodepósitos. Um experimento demonstrativo de uma dessas reações é a árvore de prata, na qual íons prata (Ag^+) se depositam sobre cobre metálico gerando íons cobre (Cu^{2+}). Considerando-se os valores dos potenciais de oxidação da prata e do cobre iguais a $-0,80 \text{ V}$ e $-0,34 \text{ V}$, respectivamente, escreva as semirreações, a reação global e determine a energia de Gibbs, em kJ/mol , da reação.

Dados:

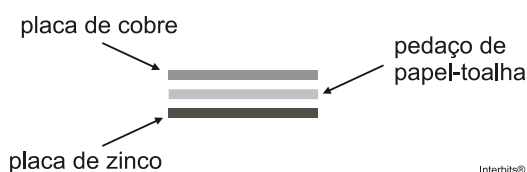
$$F = 96.500 \text{ C/mol}$$

7. (Ufes) A corrosão, processo eletroquímico espontâneo, é responsável pela deterioração de utensílios e eletrodomésticos em nossos lares, pelos custos de manutenção e substituição de equipamentos, pela perda de produtos e por impactos ambientais decorrentes de vazamentos em tanques e tubulações corroídos, nas indústrias. Em equipamento feito de aço, ligas formadas de ferro e carbono, a corrosão pode ser ocasionada pela oxidação do ferro e a redução da água, em meio neutro ou básico.

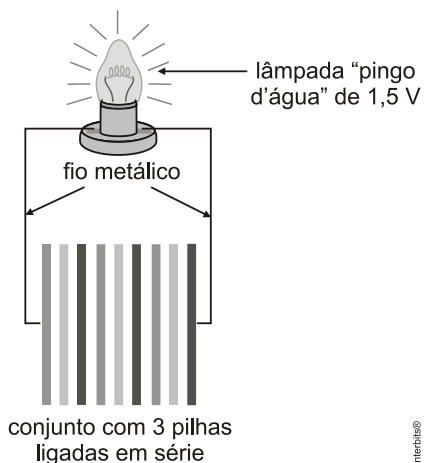
- Escreva as equações químicas balanceadas que descrevem a oxidação do ferro em meio aquoso neutro e a formação de hidróxido ferroso.
- Explique a influência do pH na formação do hidróxido ferroso.
- Calcule o potencial da reação de oxidação de ferro e justifique a espontaneidade desse processo eletroquímico.
- Dê a configuração eletrônica do átomo de ferro e do íon ferroso.

Dados: Semirreações:

10. (Unesp) Em um laboratório didático, um aluno montou pilhas elétricas usando placas metálicas de zinco e cobre, separadas com pedaços de papel-toalha, como mostra a figura.



Utilizando três pilhas ligadas em série, o aluno montou o circuito elétrico esquematizado, a fim de produzir corrente elétrica a partir de reações químicas e acender uma lâmpada.



Com o conjunto e os contatos devidamente fixados, o aluno adicionou uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4) aos pedaços de papel-toalha de modo a umedecê-los e, instantaneamente, houve o acendimento da lâmpada.

A tabela apresenta os valores de potencial-padrão para algumas semirreações.

Equação de semirreação	E° (V) ($1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, 100 kPa e $25 \text{ }^\circ\text{C}$)
$2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})}$	0,00
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,34

Considerando os dados da tabela e que o experimento tenha sido realizado nas condições ambientes, escreva a equação global da reação responsável pelo acendimento da lâmpada e calcule a diferença de potencial (ddp) teórica da bateria montada pelo estudante.