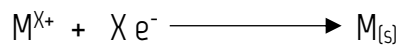


Cálculos na Eletrólise

- 1 mol de elétrons = 96500C = IF
- $i = Q/t$ A = C/s

Depositar, eletro depositar, formar, regenerar



Exemplos

Oxidação e limpeza de metais



Exemplo 1

Qual a massa de prata produzida pela passagem de uma corrente de 5A em uma solução de AgNO_3 durante 965s ? Ag (108g/mol)

Exemplo 2

Qual o tempo necessário para produzir 2,54Kg de cobre pela passagem de 20A em uma solução de CuSO_4 ?

Exercícios

01- (Enem) A eletrólise é muito empregada na indústria com o objetivo de reaproveitar parte dos metais sucateados. O cobre, por exemplo, é um dos metais com maior rendimento no processo de eletrólise, com uma recuperação de aproximadamente 99,9%. Por ser um metal de alto valor comercial e de múltiplas aplicações, sua recuperação torna-se viável economicamente.

Suponha que, em um processo de recuperação de cobre puro, tenha-se eletrolisado uma solução de sulfato de cobre (II) (CuSO_4) durante 3 h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10A. A massa de cobre puro recuperada é de aproximadamente

Dados: Constante de Faraday $F = 96\,500 \text{ C/mol}$; Massa molar em g/mol: $\text{Cu} = 63,5$.

a) 0,02g. b) 0,04g. c) 2,40g. d) 35,5g. e) 71,0g.

02- (Mackenzie) Um dos modos de se produzirem gás hidrogênio e gás oxigênio em laboratório é promover a eletrólise (decomposição pela ação da corrente elétrica) da água, na presença de sulfato de sódio ou ácido sulfúrico. Nesse processo, usando para tal um recipiente fechado, migram para o cátodo (polo negativo) e ânodo (polo positivo), respectivamente, H_2 e O_2 . Considerando-se que as quantidades de ambos os gases são totalmente recolhidas em recipientes adequados, sob mesmas condições de temperatura e pressão, é correto afirmar que

Dados: massas molares ($g \cdot mol^{-1}$) $H = 1$ e $O = 16$.

- a) o volume de $H_{2(g)}$ formado, nesse processo, é maior do que o volume de $O_{2(g)}$.
- b) serão formados 2 mols de gases para cada mol de água decomposto.
- c) as massas de ambos os gases formados são iguais no final do processo.
- d) o volume de $H_{2(g)}$ formado é o quádruplo do volume de $O_{2(g)}$ formado.
- e) a massa de $O_{2(g)}$ formado é o quádruplo da massa de $H_{2(g)}$ formado.

03- (Espcex (Aman)) No ano de 2018, os alunos da EsPCEx realizaram, na aula prática de laboratório de química, um estudo sobre revestimento de materiais por meio da eletrólise com eletrodos ativos, visando ao aprendizado de métodos de proteção contra corrosão. Nesse estudo, eles efetuaram, numa cuba eletrolítica, o cobreamento de um prego, utilizando uma solução de sulfato de cobre II e um fio de cobre puro como contra-eletródo. Para isso, utilizaram uma bateria como fonte externa de energia, com uma corrente contínua de intensidade constante de 100 mA e gastaram o tempo de 2 minutos. Considerando-se não haver interferências no experimento, a massa aproximada de cobre metálico depositada sobre o prego foi de

Dados: massa molar do cobre = $64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ Faraday} = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

- a) $6,50 \text{ mg}$.
- b) $0,14 \text{ mg}$.
- c) $20,42 \text{ mg}$.
- d) $12,01 \text{ mg}$.
- e) $3,98 \text{ mg}$.

04- (Unesp) Em um experimento, um estudante realizou, nas Condições Ambiente de Temperatura e Pressão (CATP), a eletrólise de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, utilizando uma fonte de corrente elétrica contínua de **0,200 A** durante **965 s**. Sabendo que a constante de Faraday é **96.500 $\frac{C}{mol}$** e que o volume molar de gás nas CATP é **25.000 $\frac{mL}{mol}$** , o volume de $H_{2(g)}$ desprendido durante essa eletrólise foi igual a

- a) 30,0 mL.
- b) 45,0 mL.
- c) 10,0 mL.
- d) 25,0 mL.
- e) 50,0 mL.

Anotações: