

Nota: Todos os problemas sobre eletrólise se reduzem à aplicação da fórmula:

$$M = \frac{1}{F} aQ = \frac{1}{F} ait = EQ = Eit$$

na qual

$$a = \frac{A}{z} \text{ e } E = \frac{a}{F}$$

1. a) Qual a massa de prata depositada no cátodo por uma carga de 10.000 coulombs ao atravessar uma solução de nitrato de prata? b) Sabendo que a eletrólise demorou uma hora, qual a intensidade da corrente? O equivalente químico da prata é 107,88G.

Solução

a) A massa de prata depositada é dada por:

$$M = \frac{1}{F} aQ ,$$

em que:

$$F = 96.522c$$

$$a = 107,88g$$

$$Q = 10.000c$$

Resulta:

$$M = \frac{1}{96.522} \cdot 107,88 \cdot 10.000$$

ou

$$M = 11.177g$$

b) A intensidade da corrente é dada por:

$$i = \frac{Q}{t} , \text{ em que:}$$

$$Q = 10.000c$$

$$t = 1h = 3600seg$$

Resulta:

$$i = \frac{10.000}{3600} \text{ ou } i = 2,778A$$

2. Por uma solução de sulfato de cobre passa uma corrente de 10 ampères durante meia hora. Calcular: a) a massa de cobre depositada no cátodo; b) a massa de sulfato de cobre decomposta. Dados: massa atômica do cobre, 63,57; valência, 2; massa atômica do oxigênio, 16 e a do enxofre, 32.

Solução

a) A massa de cobre decomposta é dada por:

$$M = \frac{1}{F} ait = \frac{1}{F} \frac{A}{a} it ,$$

em que:

$$F = 96.522c$$

$$i = 10A$$

$$t = 0,5h = 1800seg$$

$$A = 63.57g$$

$$z = 2$$

Resulta:

$$M = \frac{1}{96.522} \cdot \frac{63,57}{2} \cdot 10 \cdot 1800 \text{ ou } M = 5,297g$$

b) A massa molecular do sulfato de cobre, $CuSO_4$, é:

$$63,57 + 32 + 64 = 159,57$$

Podemos estabelecer a seguinte proporção:

em 159,57g de sulfato de cobre há 63,57g de cobre

em x de sulfato de cobre haverá 5,927g de cobre

$$x = \frac{5,927 \cdot 159,57}{63,57} = 14,850$$

Portanto, foram decompostas 14,850g de sulfato de cobre.