



FÍSICO-QUÍMICA
ELETROQUÍMICA
ELETRÓLISE QUANTITATIVA
1ª LEI DE FARADAY
2ª LEI DE FARADAY

Rendimento no processo de eletrólise

Nos aspectos quantitativos da eletrólise, temos que relacionar a carga elétrica, a intensidade da corrente e o tempo aplicados com a quantidade de íons reduzidos.

Q

a quantidade de carga elétrica (Q) necessária para que o processo ocorra

É a quantidade de carga elétrica que é transportada quando há 1 mol de elétrons ou, segundo a constante de Avogadro, $6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons.

constante de Avogadro, $6,02 \cdot 10^{23}$

1 mol de elétrons = $6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons

Rendimento no processo de eletrólise

i

a corrente elétrica (i) necessária para que o processo ocorra

t

O tempo (t) que o processo levará.

$$Q = i \cdot t$$

Leis de Faraday

1ª Lei

“A massa de uma substância formada ou transformada por eletrólise é diretamente proporcional à quantidade de carga elétrica que atravessa o sistema de um eletrodo a outro.”

Isso significa que se a carga elétrica do sistema for dobrada, a massa da substância irá dobrar também. Do contrário, se a carga elétrica do sistema for diminuída pela metade, a massa da substância produzida também será a metade, e assim por diante.

1ª Lei

| ELETRÓLISE

i a corrente elétrica (i) necessária para que o processo ocorra

t O tempo (t) que o processo levará.

$Q = i \cdot t$ O tempo **t** são segundos (s).

A corrente **i** é medida em ampère (A)

A carga **Q** é medida em Coulomb (C)

a unidade de Q será A . s, que é o mesmo que coulomb (C).

Leis de Faraday

2ª Lei

A segunda lei de Faraday permite determinar a quantidade de matéria (mol) de elétrons que participa da eletrólise e a massa da substância que foi formada ou transformada durante esse processo.

Na época de Faraday, os elétrons não haviam sido descobertos ainda e ele também não tinha o conhecimento da grandeza “mol”

Faraday usou outros conceitos para expressar a sua Lei. Porém, estes estão em desuso atualmente e usaremos conceitos adaptados que, em síntese, são a mesma coisa.

Constante de Faraday

| ELETRÓLISE

A carga do elétron foi descoberta em 1909, por Robert Andrews Millikan (1868-1953), sendo igual a $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. O número de Avogadro diz que 1 mol contém $6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons. Assim, para descobrir a quantidade de carga elétrica que tem em 1 mol de substância, basta multiplicar esses valores:

Milikan (1909) – Carga do elétron $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

1 mol de elétrons = $6,02 \cdot 10^{23}$

$$6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$$

$$9,65 \cdot 10^4 \text{ C} = 96500 \text{ C} = 1 \text{ Faraday ou } 1\text{F}$$

CONSTANTE DE FARADAY

Leis de Faraday

2ª Lei

Com isto podemos calcular a quantidade de metal depositado ou oxidado em um processo de eletrólise.

$$9,65 \cdot 10^4 \text{ C} = 96500 \text{ C} = 1 \text{ Faraday ou } 1 \text{ F}$$

Constante de Faraday

$$1 \text{ mol de e}^- (6,02 \cdot 10^{23}) \xrightarrow{\text{transporta}} 96.500 \text{ C} = 1 \text{ Faraday} = 1 \text{ F}$$

Constante de Faraday

| ELETRÓLISE



Pós-tratamento: processo que envolve a lavagem, com água fria ou quente, a secagem, e no caso de semi-joias de alta qualidade, é acrescentado uma proteção extra de verniz protetor.

Exemplos

Exemplo 1

O alumínio (Al) é obtido, eletroliticamente, a partir de alumina (Al_2O_3) fundida. Durante a eletrólise, o íon Al^{+3} é reduzido, no cátodo, a Al. Supondo-se uma célula eletrolítica funcionando por 30h, na qual circulou uma corrente de 50 A (constante de Faraday = 96500 C), a massa (g) de alumínio depositada no eletrodo será de, aproximadamente,

$$i = 50\text{A}$$

$$t = 30\text{h} = 108.000\text{s}$$



$$3 \times 96500\text{C} \dots\dots\dots 27 \text{ gramas}$$

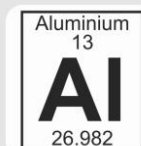
$$5,4 \times 10^6\text{C} \dots\dots\dots x \text{ gramas}$$

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 50 \cdot 108.000$$

$$Q = 5,4 \times 10^6\text{C}$$

$$x \approx 504 \text{ gramas}$$



transporta

$$1 \text{ mol de e}^- (6,02 \cdot 10^{23}) \longrightarrow 96.500 \text{ C} = 1 \text{ Faraday} = 1\text{F}$$

$$\text{corrente (i)} = \frac{\text{carga}}{\text{tempo}} \quad \frac{Q}{t} \longrightarrow A = \frac{\text{Coulomb (C)}}{\text{segundo (s)}}$$

$$Q(\text{C}) = i(\text{A}) \cdot t(\text{s})$$

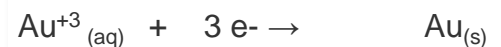
$$Q = i \cdot t$$

O tempo t são segundos (s).A corrente i é medida em ampère (A)A carga Q é medida em Coulomb (C)

Exemplos

Exemplo 2

Uma solução aquosa de cloreto de ouro (AuCl_3) foi submetida à eletrólise durante 30min. Considerando a constante de Faraday igual a 96.500 C e a fórmula $Q = i \cdot t$, determine, aproximadamente, a corrente (A) aplicada na célula para se obter 197 mg de ouro.



$$3 \times 96500 \text{ C} \dots\dots 197 \text{ g}$$

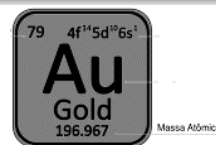
$$x \text{ C} \dots\dots\dots 0,197 \text{ g}$$

$$x = 289,5 \text{ C}$$

$$t = 30 \text{ min} = 1800 \text{ s}$$

$$i = ?$$

$$Q = i \cdot t \rightarrow 289,5 = i \cdot 1800 \rightarrow i \approx 0,16 \text{ A}$$



transporta

$$1 \text{ mol de e}^- (6,02 \cdot 10^{23}) \longrightarrow 96.500 \text{ C} = 1 \text{ Faraday} = 1F$$

$$\text{corrente (i)} = \frac{\text{carga}}{\text{tempo}} \quad \frac{Q}{t} \longrightarrow A = \frac{\text{Coulomb (C)}}{\text{segundo (s)}}$$

$$Q(\text{C}) = i(\text{A}) \cdot t(\text{s})$$

$$Q = i \cdot t$$

O tempo t são segundos (s).

A corrente i é medida em ampère (A)

A carga Q é medida em Coulomb (C)

Exemplo 3

Um grave problema ambiental ainda negligenciado pela sociedade refere-se à poluição causada pelo descarte nos lixões de pilhas usadas dos mais variados tipos. Um dos metais pesados encontrados nas pilhas secas (comuns) é o zinco metálico, ânodo desta fonte de energia e cuja reação de oxidação é $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2 \text{e}^-$

Quando uma pilha seca se descarrega durante 67min fornecendo uma corrente elétrica de 0,24 A, consumo de zinco, devido à reação anódica, será aproximadamente de

1 mol de e^- ($6,02 \cdot 10^{23}$) $\xrightarrow{\text{transporta}}$ 96.500 C = 1 Faraday = 1F

$$Q = i \cdot t$$

$$i = 0,24 \text{ A}$$

$$t = 67 \text{ min} = 4020 \text{ s}$$

$$Q = i \cdot t = 0,24 \times 4020 = 964,8 \text{ C}$$



$$65,5 \text{ g} \dots\dots\dots 2 \times 96500 \text{ C}$$

$$x \text{ gramas} \dots\dots\dots 964,8 \text{ C}$$

$$x \approx 0,33 \text{ gramas}$$

30 Zn Zinco 65-409	ZINCO	
	Símbolo	Zn
	Número atômico	30
	Massa atômica	65-409
	Configuração eletrônica	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²