

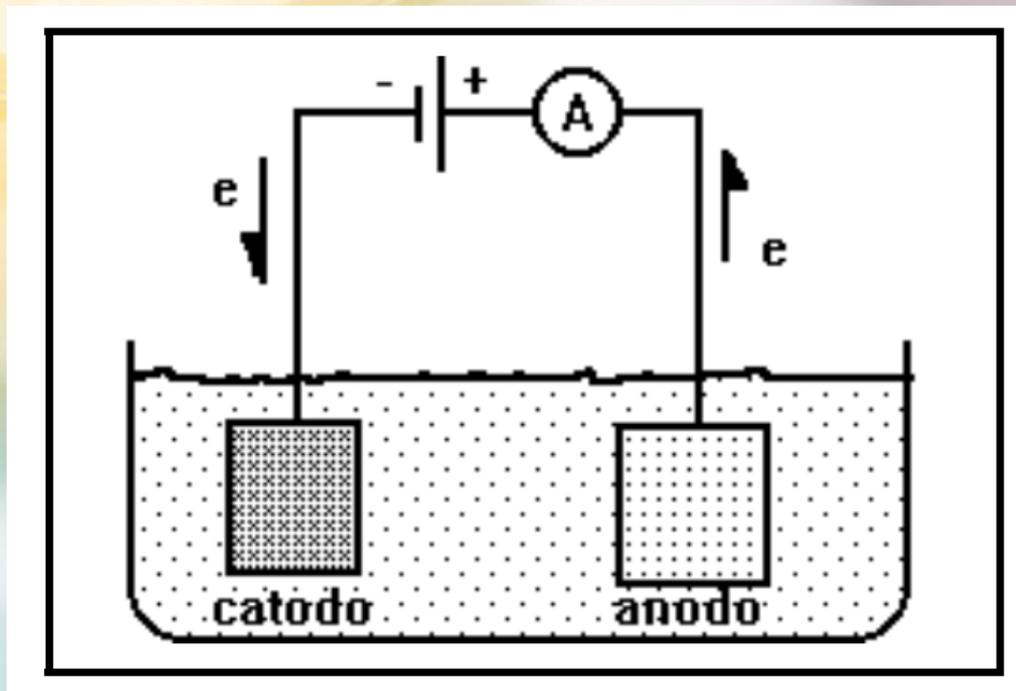
The background of the slide features a blurred image of laboratory glassware. On the left, a large Erlenmeyer flask contains a yellow liquid, with a glass rod resting inside. To the right, a smaller flask contains a pink liquid. In the foreground, a blue petri dish is visible, showing a circular pattern. The overall scene is brightly lit, creating a clean and professional scientific atmosphere.

INTRODUÇÃO À ELETROQUÍMICA

Prof. Dr. Patricio R. Impinnisi | Departamento de engenharia elétrica | UFPR

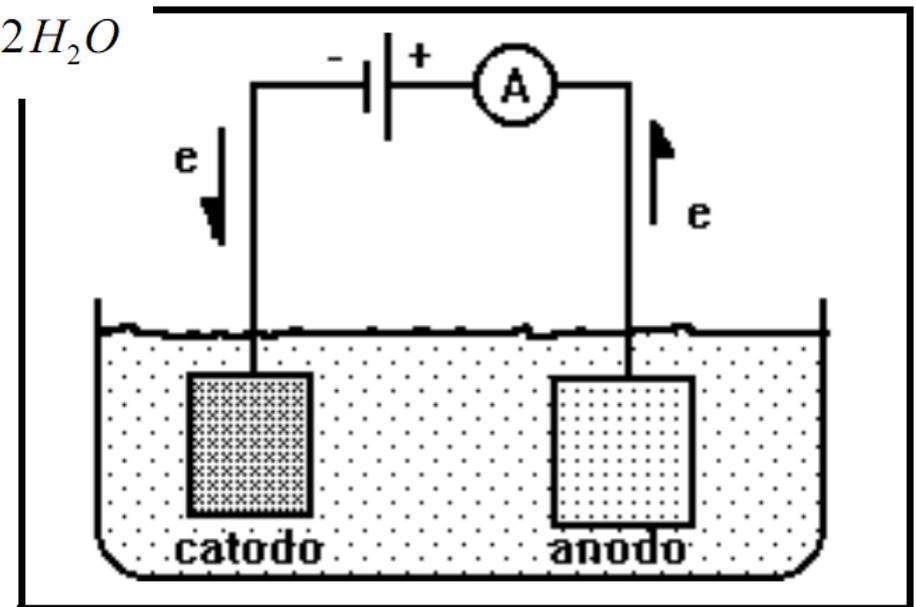
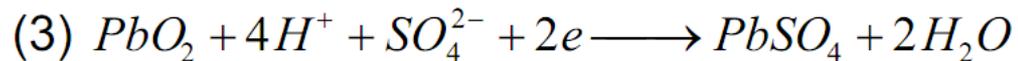
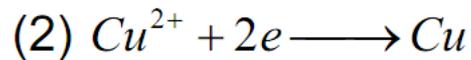
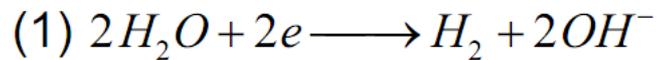
REAÇÕES ELETROQUÍMICAS

Uma reação eletroquímica é um processo químico heterogêneo (que envolve uma interface sólido/solução) envolvendo a transferência de cargas para ou de um eletrodo, geralmente um metal ou semicondutor



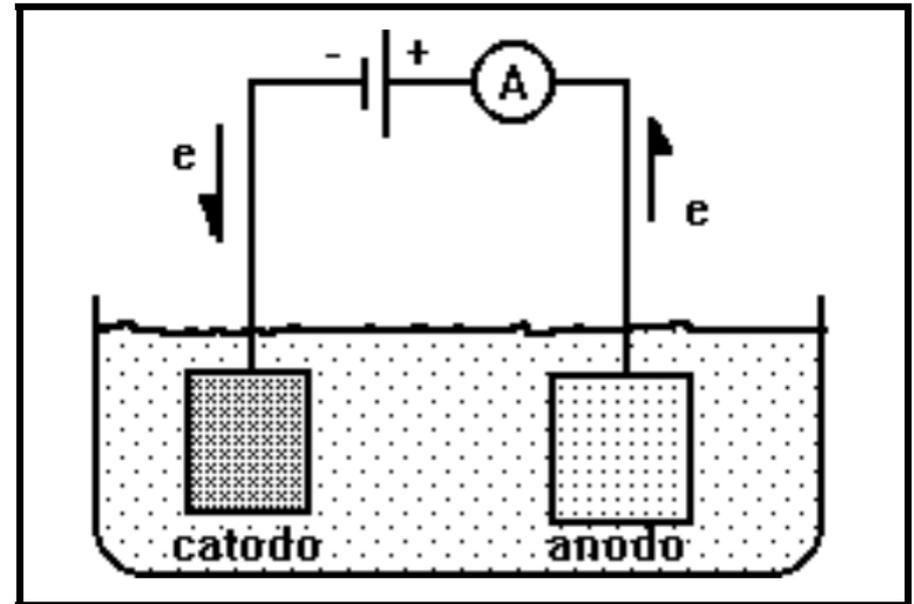
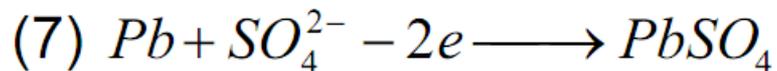
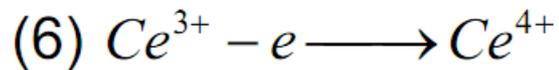
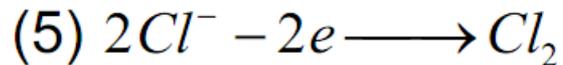
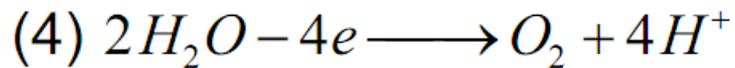
REAÇÕES ELETROQUÍMICAS

A transferência de carga pode ser um **processo catódico** no qual uma espécie é reduzida pela transferência de elétrons do eletrodo. Exemplos de tais reações incluem:



REAÇÕES ELETROQUÍMICAS

A transferência de carga pode ser um **processo anódico** onde uma espécie é oxidada pela remoção de elétrons para o eletrodo. Exemplos deste caso são:



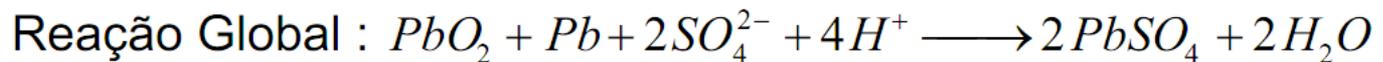
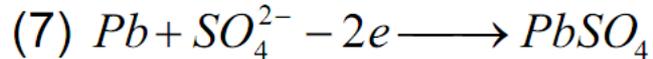
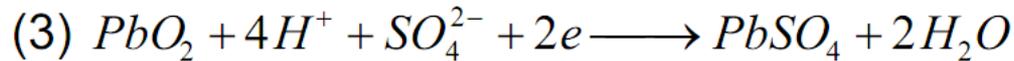
REAÇÕES ELETROQUÍMICAS

Um processo eletroquímico só é possível em uma cela que apresente ambas as reações catódica e anódica de forma a se manter um balanço de cargas, isto é, a quantidade de carga envolvida no processo de redução tem que ser a mesma que a envolvida no processo de oxidação.

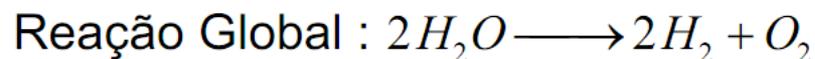
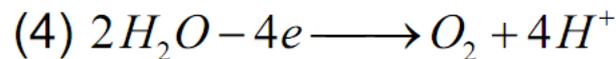
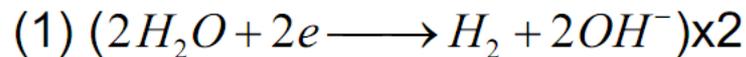
$$Q_a = Q_c$$

REAÇÕES ELETROQUÍMICAS

A reação química total na cela é determinada pela adição de duas reações individuais no eletrodo, desta forma uma bateria de chumbo/ácido é obtida pela adição das reações (3) e (7), isto é:



e para a eletrólise da água, pela adição das reações (1) e (4), isto é:



CONDUÇÃO NOS ELETRÓLITOS

A quantidade de carga (corrente) que flui através de um eletrólito depende da voltagem aplicada (potencial) e da resistência da solução.

Desta forma, se "a" é a área dos eletrodos em centímetros quadrados, posicionados a uma distância "l" em cm teremos:

$$R = \rho \frac{l}{a} \text{ ou}$$

$$C = k \frac{a}{l}$$

LEI DE FARADAY

Lei de Faraday

Para que qualquer reação eletroquímica ocorra numa cela, os elétrons devem passar através de um circuito conectando os dois eletrodos. Por esta razão, a corrente I se torna uma medida conveniente da taxa de reação na cela.

A carga necessária para a conversão de " m " moles de um material em produto, em uma reação com " n " elétrons (onde " n " é o número de cargas envolvidas na reação), é perfeitamente calculada usando-se a Lei de Faraday:

$$Q = \int Idt = mnF$$

onde $F = 96.500\text{C}$ (carga de um mol de elétrons). O número de moles do material depositado é obtido pela razão entre o peso do material depositado P , e seu peso atômico A , (ou a massa depositada e sua massa molar) ou seja:

$$m = \frac{P}{A}$$

LEI DE FARADAY

Lei de Faraday

O Faraday é, portanto, por definição, a carga necessária para se depositar um equivalente eletroquímico de um material, ou seja $m/n = e_q$.

Lembrando, o equivalente eletroquímico “ e_q ” é a quantidade de substância eletrolisada ou depositada, quando se faz passar uma carga de 1 C na solução.

O equivalente eletroquímico “ e_q ”, é usualmente expresso em gramas por Ampere-hora (g/Ah) como verificado na Tabela a seguir. A quantidade de carga é, normalmente, medida em Ah e o Faraday é igual a 26,8 Ah. Vejamos estas reações!

LEI DE FARADAY

Metal	Valência	Peso Atômico	Equivalente Eletroquímico (g/Ah)
Cromo	6	52,00	0,323
Cobre	1	63,54	2,372
Ferro	3	55,85	1,042
Chumbo	2	207,19	3,865
Níquel	2	58,71	1,095
Estanho	2	118,69	2,213
Zinco	2	65,38	1,220

LEI DE FARADAY

EXEMPLOS

a) Cálculo do Peso do Depósito

Está sendo depositado cobre, a uma densidade de corrente de 2 A/dm^2 sobre uma área total de 25 dm^2 , a partir de um banho ácido de cobre. A corrente utilizada é de 50 A e a deposição dura 30 min . Então, o peso do cobre, P , depositado é obtido utilizando-se a equação:

LEI DE FARADAY

onde "a" é a área depositada e "d" é a densidade do material depositado. O cobre tem uma densidade $d=8,93 \text{ g/cm}^3$.

Aplicando-se a equação acima obtém-se que $L = 13,27 \mu\text{m}$ ($1 \mu\text{m} = 1 \times 10^{-4} \text{cm}$).

c) Cálculo do Tempo de Duração do Processo

Numa empresa de deposição, deve-se saber calcular o tempo necessário para se obter uma determinada espessura de depósito. Considerando-se a deposição do cobre e que se deseja depositar $25 \mu\text{m}$ de espessura a uma densidade de corrente de 2 A/dm^2 sobre uma área de 25 dm^2 . Qual o tempo necessário para este processo?

LEI DE FARADAY

Exercícios

- 1.** Determinar o equivalente grama de uma substância formada em um eletrodo, sabendo que, ao passar uma corrente de 9,65 A de intensidade durante 8 min 20 s, formam-se 1,4 g da substância
- 2.** Determinar a massa de zinco que se deposita na eletrolise de uma solução de ZnCl_2 durante 16 min 5 s, com uma corrente elétrica de 0,5 A.
- 3.** Determinar a massa de prata que se obtém na eletrolise de nitrato de prata, quando se faz passar uma corrente elétrica de 5 A durante 13 s.

LEI DE FARADAY

Exercícios

- 4.** Calcular o tempo em segundos para que uma corrente de intensidade $19,3\text{ A}$ libere $4,32\text{ g}$ de prata no catodo
- 5.** Uma peça de bijuteria recebeu um banho de prata por meio de um processo eletrolítico. Sabendo-se que nessa deposição o Ag^+ reduz-se a Ag e que a quantidade de carga envolvida no processo é de $0,01\text{F}$, qual é a massa de prata depositada?
- 6.** Quantos mols de gás cloro se formaram pela passagem de 1 Faraday na eletrolise aquosa de cloreto de sódio?

LEI DE FARADAY

- 7.** Numa pilha de flash antiga, o eletrólito está contido num recipiente de zinco que funciona como um dos eletrodos. Que massa de zinco é oxidada a Zn^{+2} durante a descarga desse tipo de pilha, por meio de uma corrente de 0,536 A
- 8.** Qual é a quantidade de eletricidade fornecida por uma pilha de Daniell pela oxidação de 0,2612 g de zinco? Qual a intensidade da corrente produzida, sabendo-se que a pilha funcionou durante 25 minutos e 44 segundos?
- 9.** Em uma eletrolise em série, temos em uma célula eletroquímica solução de nitrato de prata – AgNO_3 e na outra temos uma solução de sulfato cúprico CuSO_4 . Sabendo que na primeira cela eletroquímica há deposição de 21,6 g de prata no catodo, calcular a massa de cobre depositada na outra cela eletroquímica.

LEI DE FARADAY

10. Um radio de pilha ficou liado durante uma partida de futebol. Nesse período sua capsula de zinco sofreu um desgaste de 0,3275 g tendo originado uma corrente de 0,3216 A. Qual foi a duração da narração do jogo em minutos? (massa atômica do Zn 65,5 u)

11. Eletrolisando-se, durante cinco minutos uma solução de sulfato de cobre II com uma corrente elétrica de 1,93 A verificou-se que a massa de cobre metálico depositada no catodo foi de 0,18 g. Em função dos valores apresentados, qual o rendimento do processo (sua eficiência)?

12. 0,5 g de cobre comercial foram dissolvidas em ácido nítrico e a solução resultante desta dissolução foi eletrolisada até a deposição total do cobre, com uma corrente de 4,0 A durante 5 minutos. Qual a pureza do cobre comercial?