

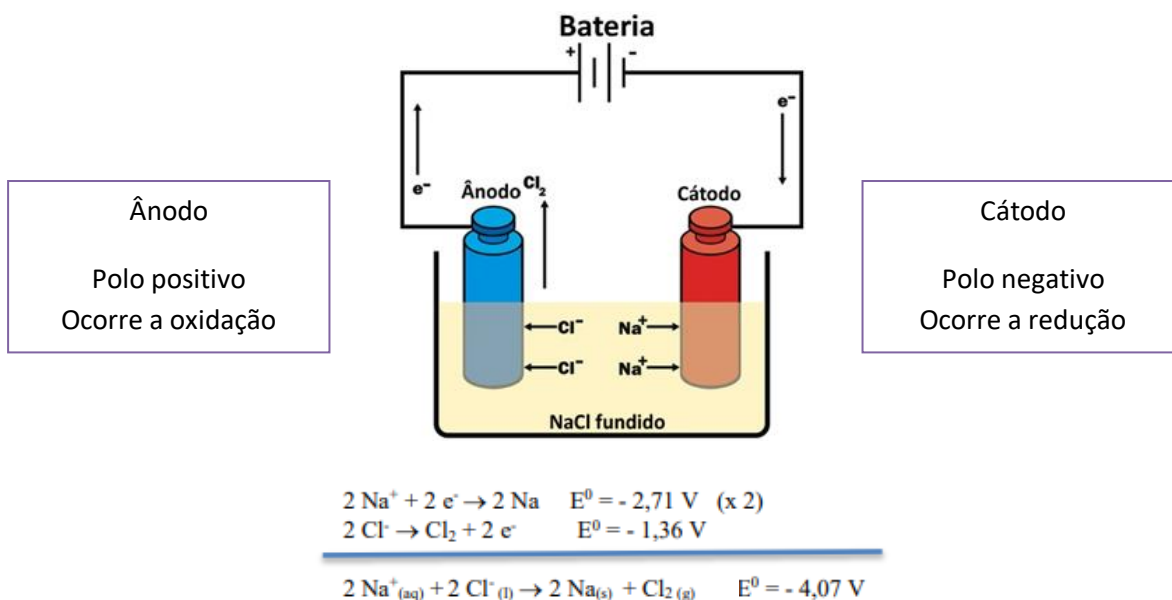


Eletrólise

- ❖ Eletrólise é todo processo químico não espontâneo provocado por corrente elétrica, ou seja, a diferença de potencial elétrico é negativo e a variação da energia de Gibbs é positiva .

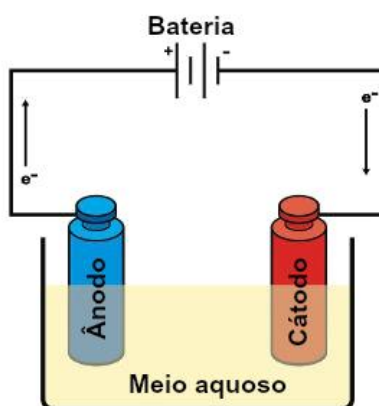
Ígnea

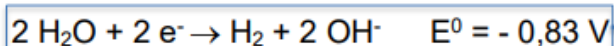
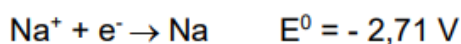
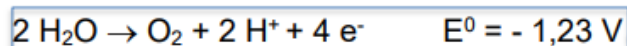
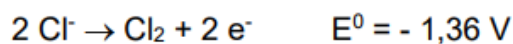
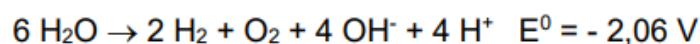
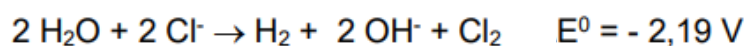
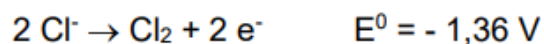
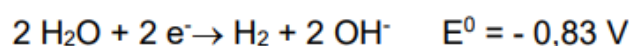
Este tipo de eletrólise possui um eletrólito fundido (sem presença de água) e geralmente empregam-se eletrodos inertes como o grafite ou a platina.



Aquosa

É uma eletrólise na qual ocorre a dissociação de um composto iônico em solução aquosa. Portanto deve haver uma análise da ddp em cada polo da célula para concluir quem oxida e quem reduz tendo como possibilidades os íons ou a água.



**Possibilidades de redução (reação catódica)****maior
potencial****Possibilidades de oxidação (reação anódica)****maior
potencial****Efeito termodinâmico****Solução saturada de NaCl****Efeito cinético – ocorre
uma sobretensão.**

Observação: Em alguns casos, o ânion não pode ser oxidado, pois já se encontra no seu NOx máximo. Exemplos: NO_3^- ; PO_4^{3-} e CO_3^{2-}



Leis de Faraday

Com seus estudos e experimentos, Faraday concluiu uma relação entre quantidade de eletricidade e a massa de um composto eletrolisado, sendo assim, propôs algumas regras gerais para a eletrólise que são conhecidas hoje como leis de Faraday.

1ª Lei de Faraday

$$Q = i \cdot t$$

$Q =$ carga (C)
 $i =$ corrente (A)
 $t =$ tempo (s)

2ª Lei de Faraday

1 mol de elétrons
 $6,0 \cdot 10^{23} e^-$ $\xrightarrow{\text{transporta}}$ 96500 Coulombs
1 Faraday = 1F

prof. CharlesQMC

Exemplo: “Numa pilha de *flash* antiga, o eletrólito estava contido numa lata de zinco que funcionava como um dos eletrodos. Que massa de zinco metálico (Zn) foi oxidada a cátion zinco (Zn^{2+}) durante a descarga desse tipo de pilha, por um período de 30 minutos, envolvendo uma corrente elétrica de $5,36 \cdot 10^{-1} A$? (Dado: Massa molar do zinco = 65 g/mol).”

Resolução:

Dados:

$$i = 5,36 \cdot 10^{-1} A; \quad t = 30 s;$$

$$MM (Zn) = 65 g/mol.$$

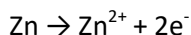
* Primeiro descobrimos o valor da carga elétrica, Q, nesse sistema:

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = (5,36 \cdot 10^{-1} A) \cdot (30 s)$$

$$Q = 965 C$$

* Agora relacionamos esse valor com a semirreação de oxidação do zinco:



↓

↓

1 mol

2 mol de e^-

↓

$$65 g \text{ ----- } 2 (9,65 \cdot 10^4 C)$$

$$m \text{ ----- } 965 C$$

$$m = \frac{(65 g) \cdot (965 C)}{2 (9,65 \cdot 10^4 C)}$$

$$m = 3,25 \cdot 10^{-1} g \text{ de Zn}$$