

# ELETRÓLISE

A eletrólise é classificada como sendo um processo físico-químico de uma reação química não espontânea. Essa reação é estimulada pelo fornecimento de energia elétrica contínua, com voltagem suficiente, advinda de um gerador de energia e transformando essa energia elétrica em energia química. É descrita como o inverso das células galvânicas, conhecidas como pilhas e baterias, que transformam energia química em energia elétrica.

O processo eletrolítico ocorre com a redução (ganho de elétrons) do cátion no cátodo e a oxidação (perda de elétrons) do ânion no ânodo, constituindo uma reação de oxidação-redução.

A eletrólise pode ocorrer por fusão (sem presença de água) ou por dissolução (com presença de água), devido, principalmente, a mobilidade dos íons. O atual experimento irá focar na eletrólise por dissolução. Neste método ocorrerá à dissociação de um composto iônico em solução aquosa, onde o eletrodo utilizado precisa ser inerte, como o eletrodo de grafite, descrito na figura 1.

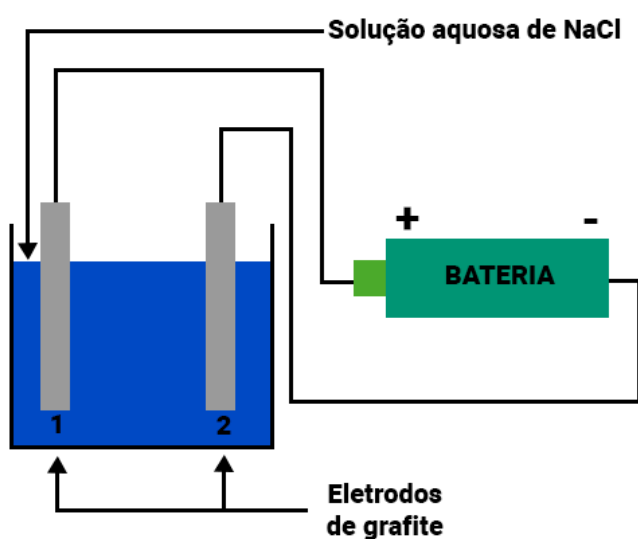


Figura 1 – Eletrodo de grafite em meio a solução aquosa de NaCl

Na solução aquosa diluída, o composto iônico se dissocia, liberando os íons para o meio. No caso do cloreto de sódio, por exemplo, o sal dissocia e libera o cátion sódio ( $\text{Na}^+$ ) e o ânion cloreto ( $\text{Cl}^-$ ). Existem também os íons procedente da ionização da água, conforme a reação:  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ .

Na eletrólise em meio aquoso, existe sempre a presença de, pelo menos, 2 cátions e 2 ânions, devido a dissociação de algumas moléculas de água. No exemplo do  $\text{NaCl}$ , além do  $\text{Na}^+$ , há também a presença do cátion  $\text{H}^+$ , assim como os ânions  $\text{Cl}^-$  e  $\text{OH}^-$ . É importante salientar que, somente um cátion reduz e somente um ânion oxida. Ou seja, ou o  $\text{Na}^+$  ou o  $\text{H}^+$  vai reduzir, da mesma forma que os ânions  $\text{Cl}^-$  e  $\text{OH}^-$ .

A forma correta de saber qual dos cátions vai se reduzir ou qual dos ânions vai se oxidar é baseado na tabela de facilidade de descarga elétrica entre íons positivos (cátions) e íons negativos (ânions). Essa tabela se resume em uma comparação entre os cátions metálicos comparados com o íon  $\text{H}^+$  e os ânions comparados com o íon  $\text{OH}^-$  provenientes da dissociação de moléculas de água.

Neste experimento será possível verificar que, na solução de  $\text{NaCl}$ , o ânion  $\text{Cl}^-$  por ser um halogênio tem prioridade em relação ao ânion  $\text{OH}^-$  proveniente da dissociação de moléculas de água. O  $\text{Cl}^-$  se oxida no ânodo (polo +) e haverá a produção do gás  $\text{Cl}_2$ , conhecido como gás cloro. Já com relação ao cátion  $\text{Na}^+$ , observa-se que este íon tem menos prioridade que o íon  $\text{H}^+$  proveniente da dissociação de moléculas de água. Sendo assim, o íon  $\text{H}^+$  sofrerá redução no cátodo (polo -) e haverá a produção do gás  $\text{H}_2$ , conhecido como gás hidrogênio.

Neste experimento é colocado o indicador azul de bromotimol, que tem coloração azul em meio básico e amarelo em meio ácido. Como na reação ocorre a permanência dos íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$ , deixando o meio básico, a solução ficará azul ao redor do eletrodo negativo (cátodo), onde ocorre a liberação do  $\text{H}_2$  e permanece  $\text{OH}^-$ . Dessa forma, é possível identificar visualmente a reação química acontecendo, conforme figura 2.

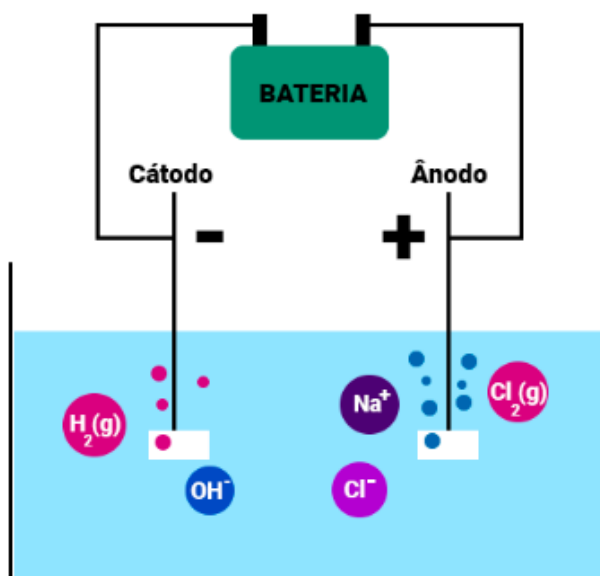


Figura 2 – Eletrólise aquosa de NaCl

FACILIDADE DE DESCARGA ELÉTRICA →		
Cátions alcalino, alcalino-terrosos e alumínio $K^+, Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}$	$H^+$	Demais cátions ( $Zn^{2+}, Fe^{2+}, Cr, Ni^{2+}, Cu^{2+}, \dots$ )
Ânions oxigenados e fluoreto $F^-, SO_4^{2-}, NO_3^-, ClO_3^- K$	$OH^-$	Ânions não oxigenados ( $Cl^-, Br^-, I^-, \dots$ )

Tabela 1 – Facilidade de descarga

## REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

CHANGE, Raymond; GOLDSBY, Kenneth A. **Química**. 11. ed. Porto Alegre: AMGH, 2013.

CHANG, Raymond. **Química Geral – Conceitos Fundamentais**. Porto Alegre: AMGH, 2010.

ROSENBERG, Jerome L.; EPSTEIN, Lawrence M.; KRIEGER, Peter J. **Química Geral**. 9. ed. Porto Alegre: Bookman, 2013.