A eletrólise nada mais é do que um processo eletroquímico não espontâneo, ou seja, diferente do que fora observado nas pilhas, a eletrólise dependerá de uma fonte externa (gerador) de energia para que as reações de oxirredução possam ocorrer.

Para que esse processo possa ocorrer é necessário que algumas condições sejam respeitadas:

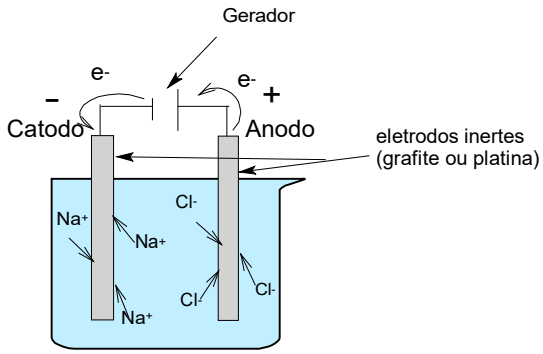
- A corrente elétrica deve ser contínua e suficiente para atender à demanda do sistema em questão;
- Os íons devem apresentar "liberdade" de movimento, seja em sistemas aquosos ou ígneos.

ELETRÓLISE ÍGNEA

Eletrólise ígnea ou eletrólise de fusão é um processo eletrolítico no qual trabalharemos com o eletrólito fundido, onde os íons do composto serão eletrolisados.

No caso do NaCl, o sistema será aquecido até a temperatura de fusão do composto (cerca de 808 °C) para que os íons Na^+ e Cl^- passem a ter liberdade de movimento no sistema.

Observe a seguir a representação da eletrólise ígnea do NaCl:



Neste sistema também observarmos uma reação de oxidação e uma reação de redução ocorrendo simultaneamente, envolvendo os íons provenientes do eletrólito:

$NaCl_{(l)} \rightarrow Na^+_{(l)} + Cl^-_{(l)}$

Assim como foi observado nas pilhas, a reação de redução ocorrerá no cátodo e a reação de oxidação ocorrerá no ânodo.

A única diferença em termos de nomenclatura, é que na eletrólise o catodo configura o polo negativo do processo, enquanto o polo positivo será representado pelo anodo.

Os íons positivos migrarão em direção ao polo negativo, ou seja, os cátions migrarão para o cátodo do sistema, onde participarão da reação de redução.

No nosso exemplo:

$Na^+_{(l)} + e^- \rightarrow Na^0_{(s)}$.

Os íons negativos migrarão para o polo positivo, ou seja, os ânions migrarão para o ânodo do sistema, onde participarão da reação de oxidação.

$Cl^-_{(l)}$ ½ $Cl_{2\,(g)} + e^-$.

Analisando o processo como um todo, podemos equacionar a reação global:

No catodo: $Na^+_{(\ell)}\ e^- \rightarrow Na_{(s)}$

No anodo: $C\ell\text{-}(\ell) \rightarrow ½\ C\ell_{2(g)} + e^-$

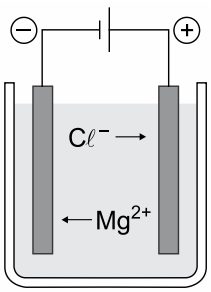
Reação global: $Na^+_{(\ell)} + C\ell^-_{(\ell)} \rightarrow Na_{(s)} + ½\ C\ell_{2(g)}$

A qual também pode ser equacionada da seguinte forma:

$2\ NaCl \rightarrow 2Na_{(s)} + Cl_{2\,(g)}$

EXERCÍCIO RESOLVIDO

01. (FAMERP) O magnésio é utilizado na confecção de ligas leves e em outros importantes compostos, como o leite de magnésia, $Mg(OH)_2$, um antiácido estomacal e laxante. A figura representa a obtenção do magnésio metálico, feita a partir da eletrólise ígnea do cloreto de magnésio.



a) Escreva a equação que representa a redução do magnésio. Indique o nome do eletrodo em que essa redução ocorre.

b) Considerando que a concentração de HCℓ no estômago confira ao suco gástrico pH=2, determine a concentração de íons H^+ presentes no suco gástrico. Calcule a quantidade, em mol, de $Mg(OH)_2$ necessária para neutralizar 100mL de suco gástrico, conforme a equação a seguir:

$2\,HC\ell + Mg(OH)_2 \rightarrow MgC\ell_2 + 2\,H_2O$

Resolução:

a) Equação que representa a redução do magnésio: $Mg^{2+}_{(\ell)} + 2e^- \xrightarrow{\text{Redução}} Mg^0_{(\ell)}$.

Nome do eletrodo onde a redução ocorre: catodo.

b) Determinação da concentração de íons H^+ presentes no suco gástrico:

$pH = -\log[H^+]$

$pH = 2$

$-\log[H^+] = 2$

$[H^+] = 10^{-2}$ mol/L

Cálculo da quantidade, em mol, de $Mg(OH)_2$ necessária para neutralizar 100 mL (0,1 L) de suco gástrico:

$[H^+] = 10^{-2}$ mol/L

$V = 100\,mL\ (0{,}1L)$

$[H^+] = \frac{n_{H^+}}{V} \Rightarrow n_{H^+} = [H^+] \times V$

$n_{H^+} = n_{HC\ell} = 10^{-2} \times 0{,}1 = 0{,}001\,mol$

$2\,HC\ell + 1Mg(OH)_2 \rightarrow MgC\ell_2 + 2\,H_2O$

$2\,mol$ —— $1\,mol$

$0{,}001\,mol$ —— $n_{Mg(OH)_2}$

$n_{Mg(OH)_2} = \frac{0{,}001\,mol \times 1\,mol}{2\,mol}$

$n_{Mg(OH)_2} = 5 \times 10^{-4}$ mol

02. (UERJ) Em um experimento pioneiro, a cientista Marie Curie isolou a forma metálica do elemento químico rádio, por meio da eletrólise ígnea com eletrodos inertes do cloreto de rádio.

Nomeie o tipo de ligação interatômica presente no cloreto de rádio e escreva a equação química que representa a eletrólise desse composto.

Resolução:

O tipo de ligação interatômica presente no cloreto de rádio é a ligação iônica: $[Ra^{2+}][C\ell^-]_2 \Rightarrow RaC\ell_2$.

Equação química que representa a eletrólise do $RaC\ell_2$:

$RaC\ell_2(\ell) \rightarrow Ra(s) + C\ell_2(g)$

03. (UNESP)



Ricardo Azoury/olharimagem
(www2.uol.com.br/Sciam. Salina da região de Cabo Frio.)

Nas salinas, o cloreto de sódio é obtido pela evaporação da água do mar em uma série de tanques. No primeiro tanque, ocorre o aumento da concentração de sais na água, cristalizando-se sais de cálcio. Em outro tanque ocorre a cristalização de 90% do cloreto de sódio presente na água. O líquido sobrenadante desse tanque, conhecido como salmoura amarga, é drenado para outro tanque. É nessa salmoura que se encontra a maior concentração de íons $Mg^{2+}_{(aq)}$, razão pela qual ela é utilizada como ponto de partida para a produção de magnésio metálico.

A obtenção de magnésio metálico a partir da salmoura amarga envolve uma série de etapas: os íons Mg^{2+} presentes nessa salmoura são precipitados sob a forma de hidróxido de magnésio por adição de íons OH^-. Por aquecimento, esse hidróxido transforma-se em óxido de magnésio que, por sua vez, reage com ácido clorídrico, formando cloreto de magnésio que, após cristalizado e fundido, é submetido a eletrólise ígnea, produzindo magnésio metálico no cátodo e cloro gasoso no ânodo.

Dê o nome do processo de separação de misturas empregado para obter o cloreto de sódio nas salinas e informe qual é a propriedade específica dos materiais na qual se baseia esse processo. Escreva a equação da reação que ocorre na primeira etapa da obtenção de magnésio metálico a partir da salmoura amarga e a equação que representa a reação global que ocorre na última etapa, ou seja, na eletrólise ígnea do cloreto de magnésio.

Resolução:

De acordo com o texto: "Nas salinas, o cloreto de sódio é obtido pela evaporação da água do mar em uma série de tanques. No primeiro tanque, ocorre o aumento da concentração de sais na água, cristalizando-se sais de cálcio. Em outro tanque ocorre a cristalização de 90% do cloreto de sódio presente na água."

O nome do processo de separação de misturas empregado para obter o cloreto de sódio nas salinas descrito no texto é a cristalização, neste caso fracionada.

Propriedades específicas são aquelas peculiares a cada substância pura individualmente. São propriedades que identificam o tipo de substância. A propriedade específica dos materiais na qual se baseia a cristalização é o coeficiente de solubilidade ou, simplesmente, solubilidade.

Os íons Mg^{2+} presentes nessa salmoura são precipitados sob a forma de hidróxido de magnésio por adição de íons OH^-: $Mg^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)}$.

Por aquecimento, esse hidróxido transforma-se em óxido de magnésio: $Mg(OH)_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} H_2O_{(g)} + MgO_{(s)}$.

O óxido de magnésio (MgO) reage com ácido clorídrico $(HC\ell)$, formando cloreto de magnésio:

$MgO_{(s)} + 2HC\ell_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(\ell)} + MgC\ell_{2(aq)}$

Após cristalizado: $MgC\ell_{2(s)}$

Após cristalizado e fundido o cloreto de magnésio $(MgC\ell_2)$ é submetido a eletrólise ígnea, produzindo magnésio metálico no cátodo e cloro gasoso no ânodo:

$MgC\ell_{2(s)} \rightarrow \cancel{Mg^{2+}_{(\ell)}} + \cancel{2C\ell^-_{(\ell)}}$

$(-)\ \cancel{Mg^{2+}_{(\ell)}} + \cancel{2e^-} \rightarrow Mg_{(\ell)}$ (cátodo – redução)

$(+)\ \cancel{2C\ell^-_{(\ell)}} \rightarrow \cancel{2e^-} + C\ell_{2(g)}$ (ânodo – oxidação)

$MgC\ell_{2(s)} \xrightarrow{Global} Mg_{(\ell)} + C\ell_{2(g)}$