



Título do Vídeo: Eletrólise da água

Nome dos participantes: Jaqueline do Espirito Santo D'Apresentação, Iven Roberto Andrade Oliveira e André Filipe Martins Justino

Professor responsável: Isabel Domingues

E-mail: isabel.domingues@gustaveeiffel.pt; telemóvel: 93 459 07 10

Escola: Profissional Gustave Eiffel – Venda Nova

Email: secretaria.vn@gustaveeiffel.pt

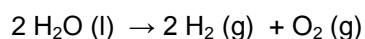
Telefone: 214 996 440

Página oficial: www.gustaveeiffel.pt

Resumo

Nesta experiência recorre-se à eletrólise da água para estudar a decomposição da água nos elementos seus constituintes (H₂ e O₂) e faz-se a respetiva identificação pela constatação da diferença de coloração de um indicador colocado na solução aquosa.

Na decomposição da água ocorre a quebra de ligações e a formação de novas moléculas. Por cada duas moléculas de água que se quebram, formam-se duas moléculas de hidrogénio e uma molécula de oxigénio, de acordo com a equação:



Durante a eletrólise é adicionado à solução indicador azul de bromotimol, que permite identificar através da alteração de cor, a presença de O₂, no ânodo e de H₂, no cátodo.

Conceitos

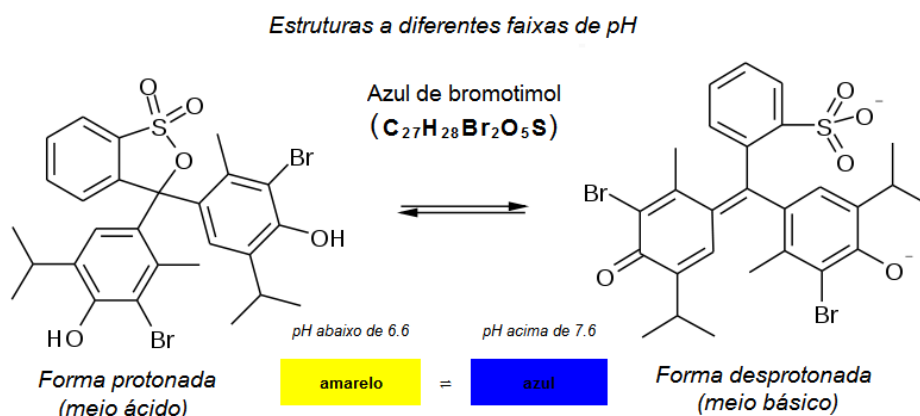
A eletrólise é um processo eletroquímico cujas leis foram estabelecidas pelo físico e químico inglês Michael Faraday, em 1833, e referidas no seu famoso tratado, *Experimental Researches in Electricity*. A eletrólise é um processo que recorre ao efeito da passagem de uma corrente elétrica num sistema para promover uma reação química, convertendo energia elétrica em energia química.

A água pura não é condutora de eletricidade, pelo que é necessário adicionar um eletrólito (sulfato de sódio: Na_2SO_4) para obter uma solução condutora. A passagem da corrente elétrica pela solução promove uma reação de oxidação-redução não espontânea (célula eletroquímica) e consequente decomposição da água (H_2O) em oxigénio (O_2) e hidrogénio (H_2).

Numa célula eletroquímica existem dois polos: ânodo (polo positivo) onde ocorre a oxidação e o cátodo (polo negativo) onde ocorra a redução.

Ânodo:	$2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^-$ (meio ácido)
Cátodo:	$4 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2 (\text{g}) + 4 \text{OH}^- (\text{aq})$ (meio básico)
Reação Global:	$2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

O indicador azul de bromotimol apresenta cor amarela em meio ácido e azul em meio básico.



Protocolo Experimental

Segurança:

- Usar bata branca
- Utilizar luvas
- Usar óculos de proteção
- Manter a montagem afastada de fontes de ignição, devido à libertação de hidrogénio (H₂).
- Após a realização da atividade, os resíduos da eletrólise não devem ser colocados na canalização, pois o sulfato de sódio apresenta-se moderadamente poluente para rios, solos, fauna e flora.

Reagentes:

- Água destilada
- Indicador azul de bromotimol
- Sulfato de sódio

Material:

- Espátula metálica
- Vidro de relógio
- Balança
- Proveta de 50 ml
- Gobelé de 100 ml
- Vareta de vidro
- Pilha de 9V
- 2 Elérodos de grafite
- 1 Caixa de Petri
- 2 Fios de ligação com crocodilos

Procedimento:

- 1- Dissolver cerca de 2 g de sulfato de sódio em água, num gobelé de 100 ml.
- 2- Transferir a solução de sulfato de sódio para uma caixa de petri e adicionar algumas gotas de indicador azul de bromotimol.
- 3- Ligar os fios de ligação aos eléctrodos e mergulhá-los na solução.
- 4- Fixar os eléctrodos à caixa de petri.
- 5- Ligar as extremidades dos fios de ligação aos terminais da pilha.

Aplicações

A eletrólise da água pode ser utilizada para produzir, de uma forma barata e limpa, hidrogénio gasoso para ser utilizado em células de combustível (dispositivos que transformam energia química em energia elétrica) e como combustível em veículos espaciais. Nestes sistemas recombina-se o hidrogénio e o oxigénio para gerar energia e forma-se água.

A eletrólise é utilizada industrialmente para produzir muitas substâncias, nomeadamente metais alcalinos, metais alcalinoterrosos, gás cloro, água oxigenada, entre outros. É utilizada na galvanoplastia, ou seja, no recobrimento de objetos com uma fina camada de metal, com propriedades decorativas e/ou de proteção contra a corrosão.

Conclusões

Atividade experimental bastante simples e elucidativa permitindo mostrar a decomposição da água e relacionar a dinâmica dos processos envolvidos com conceitos no âmbito das reações ácido-base (perceptível através da mudança de cor do indicador, resultante da alterações de pH junto aos elétrodos).

Esta atividade pode ser realizada em feiras de ciências com o objetivo de mostrar, incluindo a espetadores muito jovens, aspetos muito didáticos do ensino da química.

Apesar de terem sido alcançados os objetivos iniciais, era de esperar um efeito visual mais atrativo o que não se verificou, provavelmente pelo facto do indicador poder não estar nas melhores condições.

