

ELETRÓLISE DA ÁGUA

I – Introdução

A natureza da água foi por muito tempo um enigma. Desde a Antigüidade ela era considerada uma substância elementar, até que sua natureza composta foi provada durante o século XVIII. Em 1781, o químico inglês Joseph Priestley (1733-1804) observou que, quando o ‘gás inflamável’(nosso hidrogênio) ardia ao ar, podia-se observar o aparecimento de uma espécie de ‘orvalho’. Seu compatriota Henry Cavendish (1731-1810) foi além e realizou o experimento em condições mais acuradas, recolhendo e medindo o tal orvalho produzido, comprovando enfim que se tratava realmente de água. Coube ao químico francês Antoine Lavoisier (1743-1794) dar uma explicação teórica completamente satisfatória do fenômeno, mostrando que ele era reversível, isto é, que a água podia também ser sintetizada a partir dos gases que a formavam, por ele agora denominado hidrogênio e oxigênio. No ano de 1800 o físico italiano Alessandro Volta (1745-1827) escreveu uma carta ao presidente da Royal Society, da Inglaterra, Sir Joseph Banks (1743-1820), que logo a publicou, desencadeando enormes conseqüências. Na carta, Volta descrevia os experimentos que vinha realizando com a eletricidade e sua recente invenção, que veio a ser conhecida como pilha voltaica ou pilha elétrica (ver ‘Uma descoberta eletrizante’ em Ciência Hoje no 155). O dispositivo consistia simplesmente de uma pilha (daí o nome) de pequenos discos de dois metais diferentes (cobre e estanho ou melhor ainda, prata e zinco) dispostos alternadamente uns sobre os outros e separados por pedaços de papelão ou feltro embebidos em água salgada. Também se obtinha efeito análogo quando se imergiam em solução salina pares dos dois metais unidos por pedaços de metal, como mostra a figura original de Volta. Quando uma pessoa pusesse a mão no primeiro disco da pilha e a outra mão no último sentia um choque fraco mas contínuo. A intensidade elétrica aumentava com o número de pares de discos metálicos. Hoje se sabe que os dois metais devem ser escolhidos de modo a constituir um par em que um deles tende a oxidar-se (perder elétrons), comparativamente ao outro, que deve ser mais propenso a reduzir-se (ganhar elétrons). Fechando-se o circuito e havendo possibilidade de condução da eletricidade por meio da solução de água salgada, ocorre a formação de uma corrente elétrica, fonte dos choques relatados por Volta. No mesmo ano de 1800 o químico inglês William Nicholson (1753-1815) e o médico inglês Sir Anthony Carlisle (1768-1840) construíram uma pilha feita de 17 moedas de meia-coroa de prata e igual número de peças de zinco. O circuito era fechado com fios de latão. Para obter um contato melhor, Carlisle pôs uma gota de água na placa superior e percebeu a liberação de um gás, que Nicholson supôs ser hidrogênio. No artigo que os dois publicaram no mesmo ano de 1800, lê-se que “uma torrente de pequenas bolhas saía do fio conectado à prata, e o outro fio ficou oxidado”. O gás foi identificado como hidrogênio, enquanto o oxigênio se fixou ao outro fio (oxidando-o) a uma distância de quase duas polegadas. Quando os fios de latão foram substituídos por fios de platina, o resultado foi o desprendimento de gás em ambos os fios (já que a platina não se oxida com o oxigênio). Repetindo-se o experimento com uma pilha ainda mais potente, foi possível produzir uma quantidade muito maior de gases. Deixando-se a reação ocorrer por 13 horas seguidas, os volumes consideráveis de gases recolhidos estavam nas mesmas proporções correspondentes à composição da água. Os gases foram ainda analisados para mostrar que eram de fato hidrogênio e oxigênio. Havia sido feita, em condições controlada se pela primeira vez, a reação de decomposição Pilha de Volta: o dispositivo tornou possível decompor a água em seus gases constituintes, hidrogênio e oxigênio (EXTRAÍDO DE OS CIENTISTAS, VOL. 1, ABRIL).

II – Objetivos

A fim de explorar a relação de diferentes campos da ciência que é ensinada no ensino médio, escolhemos apresentar em sala de aula o fenômeno da eletrólise da água, que é um experimento normalmente utilizado para demonstrar a decomposição da molécula de água em hidrogênio e oxigênio gasosos (conceito da Química), para demonstrar e explicar, ao mesmo tempo, conceitos de Física envolvidos, tais como: corrente elétrica num fluido, resistência elétrica, resistividade.

A idéia principal deste projeto é mostrar a professores e alunos de ensino médio, que experimentos clássicos de Física, Química ou Biologia pode ser explorado por várias disciplinas, o que além de otimizar os resultados, faz com que os alunos vão percebendo a conexão dos diversos ramos do conhecimento.

Longe de tentar demonstrar que o aprendizado interdisciplinar em ciências é mais eficaz, esse projeto visa apenas contribuir para essas pesquisas que são feitas em educação científica com essa finalidade. Visa também mostrar aos professores e demais agentes da educação que não é preciso muitos recursos financeiros para trazer o aluno para as aulas experimentais, bastando apenas que explorar de forma mais abrangente o que um experimento simples e barato como este tem a oferecer em termos de conceitos científicos envolvidos.

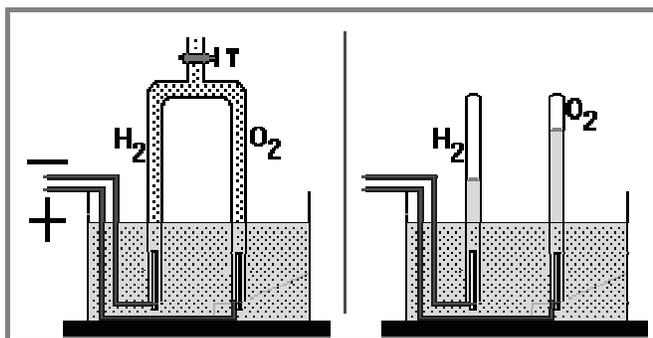
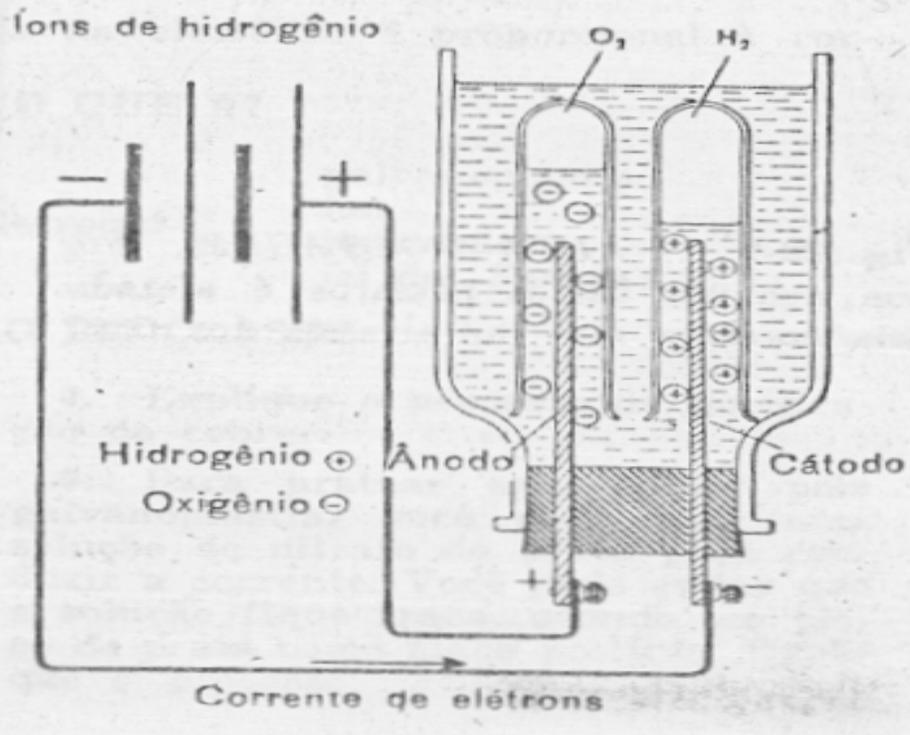
III – Descrição Sumária do Experimento

Algumas reações químicas ocorrem apenas quando fornecemos energia na forma de eletricidade, enquanto outras geram eletricidade quando ocorrem. A eletrólise da água ocorre quando passamos uma corrente elétrica contínua por ela, desde que a tornemos condutora, pois a água pura não conduz corrente elétrica.

A decomposição da água ocorre quando efetuamos a quebra das ligações entre átomos de hidrogênio e oxigênio.

Quando a molécula é decomposta na eletrólise, os átomos livres procuram reagir novamente para formar novas moléculas. Assim, se quebrarmos as ligações químicas de duas moléculas de água, poderemos formar duas novas moléculas de hidrogênio e uma de oxigênio, gases que reagem entre si, para formar a água. Esta reação também será feita nesta experiência.

Fig. 28-5 — A ELETRÓLISE DA ÁGUA.
 Os íons positivos de hidrogênio vão para o pólo negativo (o cátodo) e os íons negativos de oxigênio, para o pólo positivo (o ânodo).



Resolução

Eletrólise do $\text{NaCl}_{(aq)}$

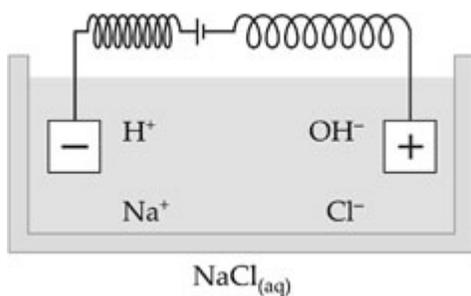
Íons presentes na solução:

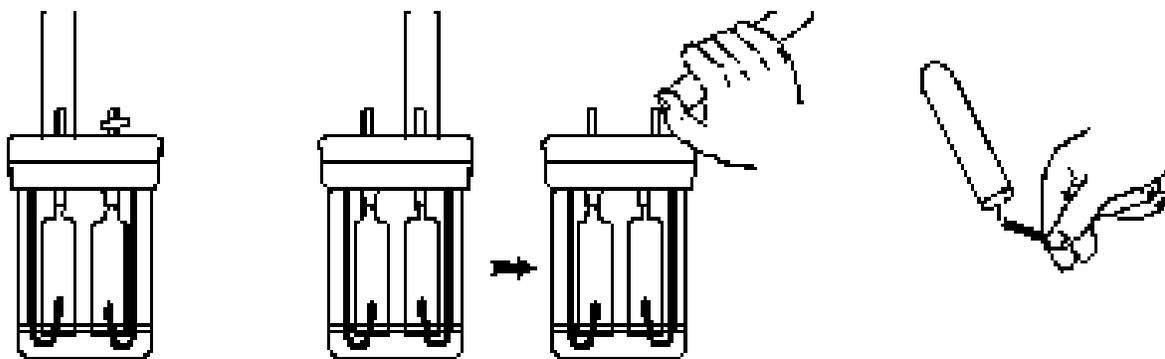
dissociação do sal: $\text{NaCl}_{(aq)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

ionização da água: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

descarga no ânodo: Cl^-

descarga no cátodo: H^+





Procedimentos

1. Prepare, num recipiente de aproximadamente 0,5 l, uma solução de Sulfato de Sódio 0,1 mol/L;
 2. Complete as seringas com a solução
-
1. Após encher completamente as seringas, cobrir com papel alumínio para poder virá-las no recipiente sem derramar a solução;
 2. Retirar o papel alumínio ;
 3. Ligue os fios à bateria (ou pilha) e observe o que acontece.

IV – Conceitos Explorados

I - Física

- Condução de corrente
 - figura
 - água

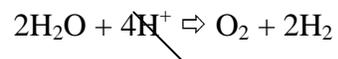
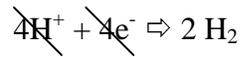
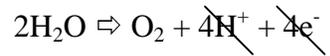
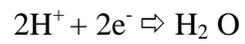
- Resistência e resistividade

$$R = V/i \Rightarrow i = V/R$$

$$R = \Delta \cdot L/A \quad \text{onde} \quad \Delta = \text{resistividade do material a determinada temperatura}$$

- Diretamente proporcional ao comprimento
- Inversamente proporcional a área
- Depende do material

II -Química



V – Resultados Alcançados em Sala de Aula

VI - Referências Bibliográficas

- Manual das Feiras de Ciências e Trabalhos Escolares (Vol.2). São Paulo, Editora CERED, 1994.
- “Física na Escola Secundária”, Blackwood, O.H. e outros. Editora Fundo de Cultura ,1961.
- www.cdcc.sc.usp.br/quimica/experimentos/eletrl.html
- www.feiradeciencias.com.br/sala21/21_03.asp-28K
- www.fisicanet.terra.com.br/perguntas/eletrolise.pdf