



Mostra Gaúcha
de Validação de Produtos
Educativos

1º e 2º
SETEMBRO 2016

Encôntro do
PIBID Física/RS



PRODUÇÃO DE HIDROGÊNIO - PROTÓTIPO EDUCACIONAL E MATERIAIS PARA ATIVIDADE EXPERIMENTAL

Isadora Salvático Waskevicz – e-mail: 113371@upf.br
Universidade de Passo Fundo, Instituto de Ciências Exatas e Geociências (Iceg), Curso de
Química Licenciatura
Passo Fundo RS

Luiz Eduardo Schardong Spalding – spalding@upf.br
Universidade de Passo Fundo, Instituto de Ciências Exatas e Geociências (Iceg), Curso de
Física Licenciatura
Passo Fundo RS

Clóvia Marozzin Mistura – clovia@upf.br
Universidade de Passo Fundo, Instituto de Ciências Exatas e Geociências (Iceg), Curso de
Química Licenciatura
Passo Fundo RS

Resumo: Uma pilha é um sistema eletroquímico espontâneo que gera energia elétrica a partir de energia química. A eletrólise é o contrário da pilha, pois se trata de um processo não espontâneo que converte a energia elétrica em energia química. A hidrólise/eletrólise da água e soluções aquosas é um experimento presente em várias escolas da educação básica. A sua execução é relativamente simples, mas algumas vezes o resultado esperado não ocorre no tempo de uma aula experimental de laboratório. A experiência do(a) docente é fundamental para que consiga mostrar a formação e as características dos gases produzidos no curto tempo de cerca de 1 período. Mesmo com esta experiência profissional, é possível que permaneçam dúvidas sobre os conceitos e fenômenos da eletricidade que permitiram, ou não, que os experimentos se completassem neste curto período de tempo. Procurando auxiliar esta situação, detalhes deste experimento são abordados neste texto com o objetivo de permitir que professores(as) de diversos componentes curriculares possam ter mais subsídios da área de eletricidade para executá-los no tempo de uma aula de laboratório e apropriar-se dos conceitos envolvidos. Apresenta-se também um produto educacional que foi construído com materiais de fácil acesso e que permite mais recursos para realizar os experimentos em menos de 40 minutos com segurança. O produto evita o uso de pilhas ou baterias que tem maior custo, além de cuidados especiais com o seu descarte. Espera-se que este texto auxilie a promoção de atividades interdisciplinares com os(as) professores(as) de Química e Física.

Palavras-chave: *Hidrólise/eletrólise da água, atividades experimentais, Corrente contínua.*

1 INTRODUÇÃO

A palavra eletrólise é originária dos radicais eletro (eletricidade) e lisis (decomposição), ou seja, decomposição por eletricidade, podendo ainda ser chamada literalmente de eletrodecomposição. As primeiras experiências envolvendo eletrólise foram iniciadas pelo químico inglês Humphry Davy, que em 1778 obteve o elemento químico potássio passando uma corrente elétrica através do carbonato de potássio (potassa) fundido. Em 1808, através de sugestões dadas por Jöns Jacob Berzelius, Davy efetuou melhorias no processo, e conseguiu isolar outros compostos a partir dos seus óxidos como o magnésio e o bário. Em 1800, Alessandro Volta inventou a pilha. Algumas semanas mais tarde William Nicholson e Anthony Carlisle usaram-na para a eletrólise da água. Quando Zenobe Gramme inventou a máquina de Gramme, em 1869, a eletrólise da água tornou-se um método barato para a produção de hidrogênio gasoso.

2 REVISÃO DE LITERATURA:

Denomina-se eletrólise qualquer processo químico não espontâneo (que não acontece naturalmente) induzido por uma corrente elétrica. A eletrólise é um processo eletroquímico inverso ao que ocorre nas pilhas e baterias, em que uma reação química é usada para gerar corrente elétrica. O que caracteriza a eletrólise é a descarga de íons, ou seja, a perda de carga por parte de cátions e ânions. Em uma solução aquosa de qualquer eletrólito acontece dissociação iônica ou ionização (no caso de ácidos e bases). Se for aplicada uma diferença de potencial sobre a solução os íons passam a ser atraídos pelos eletrodos do gerador. O pólo positivo do gerador atrai ânions e o pólo negativo atrai cátions.

A Eletrólise da água é a decomposição de água (H_2O) em oxigênio (O_2) e hidrogênio ($2H_2$) por efeito da passagem de uma corrente elétrica pela água. Uma fonte de energia elétrica está ligada a dois eletrodos (geralmente feitos a partir de alguns metais inertes como a platina ou o aço inoxidável, no caso da imagem, é usada a grafite reciclada de pilhas usadas) que estão colocados na água. Se tudo estiver corretamente montado, origina-se hidrogênio no cátodo (o eletrodo ligado ao terminal negativo da fonte de energia) e oxigênio no ânodo (o eletrodo ligado ao terminal positivo da fonte de energia). É necessária uma quantidade de energia para fazer a eletrólise da água pura uma vez que esta não é boa condutora. Sem o excesso de energia a eletrólise da água pura ocorre muito lentamente. Isto se deve a limitada auto ionização da água: a cada 555 milhões de moléculas, somente uma se ioniza. A condutividade elétrica da água pura é cerca de um milhão de vezes menor que a da água do mar. A eficácia da eletrólise da água pode ser aumentada adicionando um eletrólito (como sal, um ácido ou uma base) e/ou utilizando eletro catalisadores.

Disputa de Íons

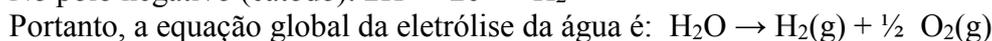
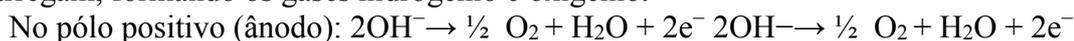
Para causar uma eletrólise do cátion e do ânion da água, tem-se que dissolver algum soluto que contenha íons solúveis mais reativos que os da água, que não participem das reações envolvidas. Através da lista de prioridade de descarga dos íons em solução aquosa, que está apresentada na Tabela 1, é possível prever quais são os cátions mais reativos que o hidrônio (H_3O^+) e que ânions são mais reativos que a hidroxila (OH^-):

Tabela 1: Lista de cátion e ânion e sua prioridade de descarga eletrolítica em soluções aquosas com corrente contínua.

Ordem decrescente de facilidade de descarga de cátions	Ordem decrescente de facilidade de descarga de ânions
<ul style="list-style-type: none"> •Au³⁺ •Pt²⁺ •Hg²⁺ •Ag¹⁺ •Cu²⁺ •Ni²⁺ •Cd²⁺ •Pb²⁺ •Fe²⁺ •Zn •Mn²⁺ •H₃O⁺ ou H⁺ •Al³⁺ Aluminio •Mg²⁺ •Na⁺ •Ca²⁺ Metais alcalinoterrosos •Ba²⁺ •K⁺ Metais alcalinos •Li⁺ •Cs⁺ 	<ul style="list-style-type: none"> •Cl⁻ •Br⁻ •I⁻ Ânions não oxigenados e o hidrogenossulfato •HSO₄⁻ •OH⁻ •NO₃⁻ •SO₄²⁻ Ânions oxigenados e o fluoreto •ClO₃⁻ •F⁻

Quando existirem na solução dois tipos de ânions e cátions, ocorre uma “disputa de íons”. O que define a ordem da descarga são os potenciais de oxidação/redução de íons envolvidos. Como a descarga de ânions é uma oxidação, descarrega primeiro o ânion com maior potencial de oxidação. Como a descarga dos cátions é uma redução, descarrega o ânion com maior potencial de redução (menor potencial de oxidação).

Assim, se desejar-se realizar a eletrólise da água, deve-se levar em consideração que os íons do eletrólito estarão competindo com os íons da água (H⁺ e OH⁻). Os íons da substância eletrolítica ajudam a separar a molécula de água em íons. A solução eletrolítica permite a passagem de corrente elétrica e os íons H⁺ e OH⁻ são atraídos para os eletrodos, onde descarregam, formando os gases hidrogênio e oxigênio.



A proporção estequiométrica entre a quantidade de gás hidrogênio e oxigênio formados (que pode ser observada nas equações acima) explica por que, na eletrólise, os níveis de solução em cada um dos tubos, após algum tempo de eletrólise, serão diferentes. É formado o dobro de hidrogênio em relação ao oxigênio, portanto no tubo do cátodo será formado mais gás. O maior volume de gás "empurra" a solução para fora do tubo com mais força, fazendo com que o nível seja menor.

As leis da eletrólise foram estabelecidas por Michael Faraday. Elas demonstram que a quantidade de produto formado ou reagente consumido pela eletrólise deve ser diretamente proporcional à corrente que flui pela célula eletrolítica (Masterton et al., 1990).

A eletrólise do cloreto de sódio e do ácido clorídrico aquosos produzem gás cloro e gás hidrogênio, já a eletrólise em meio aquoso de soda cáustica (NaOH) produz os gases oxigênio e hidrogênio. Esta última é a Hidrólise/eletrólise clássica da água, executada com corrente contínua, gera dois gases, um em cada pólo da montagem experimental.

3 METODOLOGIA

3.1 Materiais

Fonte de tensão contínua: é necessário fornecer uma diferença de potencial elétrico (ddp) de 9 a 12 V ao sistema. Recomenda-se utilizar uma fonte de tensão contínua em substituição às pilhas e baterias, pois elas têm um custo maior, além do problema de descarte deste material no meio ambiente. A fonte de tensão contínua irá fornecer corrente elétrica contínua, necessária para este experimento. As Figuras 1, 2, 3 e 4 mostram os materiais e a forma de montagem.

Eletrodos: para a eletrólise da água devem ser utilizados eletrodos de grafite, conectados às extremidades dos condutores elétricos vindos de cada terminal da fonte. Se forem usados eletrodos de algum metal, o próprio eletrodo pode sofrer eletrólise antes da água. Eletrodos de grafite podem ser obtidos em pilhas alcalinas ou pilhas secas. Basta abrir a pilha e remover o bastão interno. A Figura 3 mostra a posição dos eletrodos.

Eletrólito: a escolha do eletrólito é um ponto delicado para obter o hidrogênio, uma que vez que é necessário considerar a disputa com outros íons. Os íons em que o eletrólito se dissocia/ioniza não devem descarregar antes do H^+ e OH^- . Recomendamos usar uma solução aquosa de bicarbonato de sódio ou diluir algumas gotas de ácido sulfúrico em água.

Além destes: Pote de sorvete de 1,5 kg.; quatro seringas de 20 mL com torneiras de equipamento de soro para coletar os gases; condutores elétricos; fita veda-rosca e cola para fixar os condutores aos eletrodos e ao pote de sorvete.

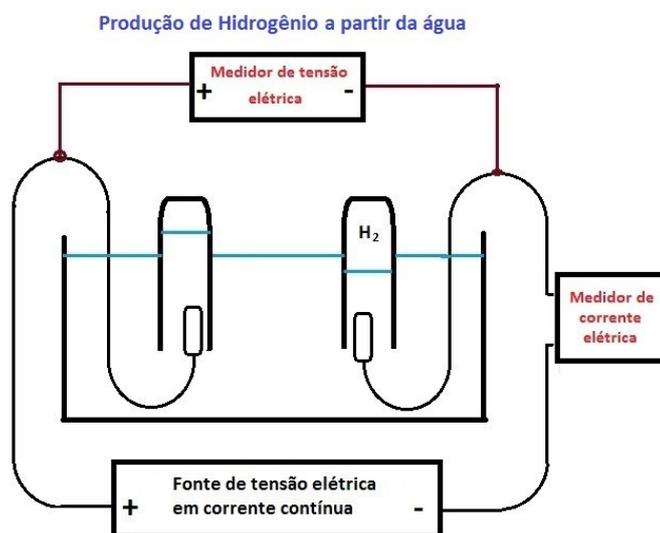


Figura 1: Representação do conjunto de materiais utilizados e como foram interligados para obter o hidrogênio e medir as grandezas elétricas envolvidas. No experimento realizado em sala de aula, os medidores elétricos não são necessários.



Figura 2: Foto do conjunto utilizado para produzir hidrogênio e medir as grandezas elétricas envolvidas. No experimento realizado em sala de aula, os medidores elétricos não são necessários.

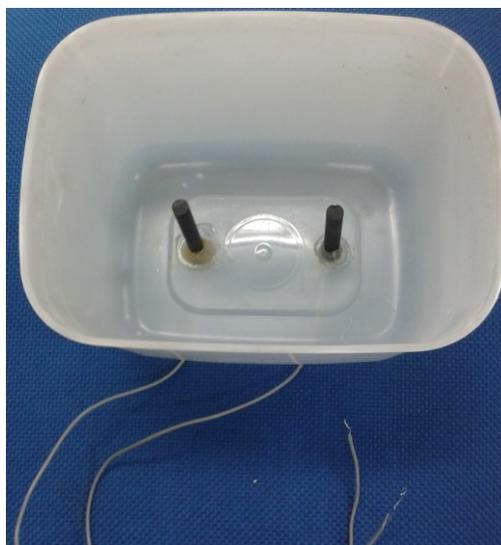


Figura 3: Recipiente reutilizado demonstrando a colocação dos eletrodos de grafite e os condutores elétricos utilizados para conexão com a fonte de alimentação da corrente contínua.

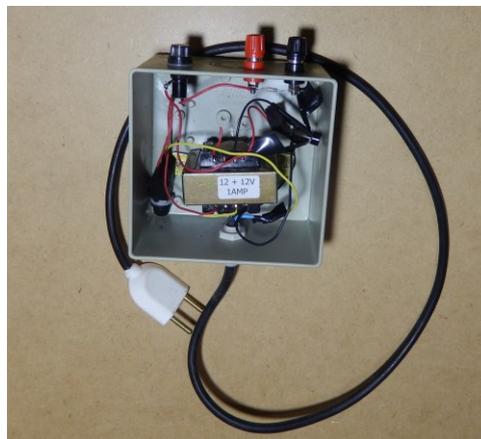


Figura 4: Interior da caixa onde foi montado a fonte de alimentação com tensão contínua.

3.2 PROCEDIMENTOS

3.2.1 Preparar o pote de sorvete e os eletrodos: Conectar a extremidade do condutor vindo de cada terminal da fonte de tensão a um eletrodo de grafite. Isolar a conexão com fita vedadora e cola: o metal do condutor não deve ser exposto;

3.2.2 Preparar a solução eletrolítica dissolvendo o eletrólito escolhido em 1,5 Litros de água. Recomendamos a utilização de alguns eletrólitos: a) cloreto de sódio (10 g /L); b) ácido clorídrico (8 mol/L) e; c) hidróxido de sódio (2 g/L).

3.2.3 Inserir as seringas com o furo aberto para o ambiente para que a solução encha todo o volume da seringa. Após, usando a torneira e a outra seringa, feche a saída de ar da seringa submersa. A Figura 2 mostra uma foto para facilitar a montagem. Um detalhe importante neste experimento é que decidimos cobrir todo o eletrodo de carvão com a solução, de forma que ele fique submerso até obtermos os 10,0 mL desejados sem modificar a área de contato dos eletrodos com a solução.

3.2.4 Ligar a fonte de tensão elétrica e aguardar cerca de 20 minutos para obter os gases.

3.3 TESTES PARA PERCEBER OS GASES

A formação dos gases pode ser comprovada com simples testes que utilizam apenas palitos de fósforos. Ao aproximarmos um palito de fósforo em brasa do tubo onde se formou o oxigênio, percebe-se que a chama é mais viva (o oxigênio é o comburente na reação de combustão).

Ao aproximarmos um palito de fósforo do tubo onde se formou hidrogênio, ouve-se um pequeno ruído. Este se deve à explosão do hidrogênio, que é altamente inflamável.

4 RESULTADOS:

No início do experimento, foram feitas medidas para compreender como a tensão da fonte e a corrente se comportam com a água da torneira sem a aplicação do eletrólito e sem a colocação das seringas nos eletrodos. Também neste primeiro momento observamos que estas grandezas variavam com a inserção da seringa nos eletrodos.

A Tabela 2 mostra que a simples inserção da seringa faz com que a corrente diminua próximo de dez vezes.

Tabela 2: Medidas de tensão nos eletrodos e corrente circulante pelos eletrodos.

V (Volts)	I (mA)	
	s/seringa	c/seringa
9,66	2,24	0,24

Na sequência, realizamos medidas adicionando bicarbonato de sódio, nas concentrações crescentes de 10g/1,5L; 20g/1,5L e 40g/1,5 L, onde obtivemos os dados mostrados na Tabela 3

Tabela 3: Tensões e correntes com diferentes concentrações de bicarbonato de sódio

Água com solução de bicarbonato em diferentes concentrações

g/1,5L	V (Volts)	I (mA)	
		s/seringa	c/seringa
	9,66	2,24	0,24
10	9,28	105	
20	9,01	170	
40	8,63	308	
10	9,42		22,3
20	9,37		28,0
40	9,27		70,0

Na Tabela 4 estão os dados coletados para dois tipos de soluções x produção de hidrogênio

Tabela 4: Tabela com as medidas para calcular o valor da energia necessária para obter 10 mL de Hidrogênio

Água com bicarbonato de sódio (40 g/1,5L)

Tempo (min)	V (Volts)	I (mA)	Volume (mL)	Energia (Joules)
0	9,42	51,7	0,0	
5	9,40	53,3	3,0	
10	9,39	49,0	5,5	
15	9,39	45,2	7,5	
20	9,37	41,9	9,0	
25	9,36	44,5	11,2	
Média	9,39	47,6		670

Água com sal de cozinha (40 g/1,5L)

Tempo (min)	V (Volts)	I (mA)	Volume (mL)	Energia (Joules)
0	9,15	85,2	0,00	
5	9,15	80,0	4,50	
10	9,15	76,5	8,00	

15	9,22	78,8	11,10
Média	9,17	80,1	661

5 CONSIDERAÇÕES FINAIS

Os resultados da produção de cerca de 11,0 mL de gás hidrogênio, utilizando cerca de 665 Joules de energia elétrica aplicadas a uma solução aquosa são as informações iniciais para abrir uma discussão que envolve alguns conteúdos das disciplinas de Física e Química. Neste momento, o interesse dos autores é apresentar o protótipo educacional e os materiais para uma atividade experimental, ficando a critério dos professores de Física e Química a tarefa de trabalhar os conteúdos que entenderem adequados para cada turma de alunos. Entretanto, deixamos uma dica: A internet contém muitos vídeos que mostram automóveis produzindo hidrogênio para seu próprio consumo, utilizando a água como combustível. Verifique esta afirmação e discuta com seus colegas sobre como tratar este assunto em sala de aula.

6 REFERÊNCIAS

- ATKINS, P. e JONES, L. Princípios de química. 3. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.
 FATIBELLO-FILHO, O.; WOLF, L.D.; ASSUMPCÃO, M.H.M.T. e LEITE, O.D.
 Experimento simples e rápido ilustrando a hidrólise de sais. Química Nova na Escola, n. 24, p. 30-34, 2006.
 MASTERTON, W.L.; SLOWINSKI, E.J. e STANITSKI, C.L. Princípios de química. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1990.