

CÉLULA DE HIDROGÊNIO: ESTUDO E CONSTRUÇÃO DE UMA CÉLULA ELETROLÍTICA PARA PRODUÇÃO DE HIDROGÊNIO GASOSO

Frederico Thomas Leludak¹

Tiago Luis Haus²

RESUMO

As células eletrolíticas são dispositivos que quebram ligações químicas entre hidrogênio e oxigênio por meio da eletrólise. A estrutura da célula é composta por placas paralelas de inox, material que pouco sofre oxidação, e por anéis de borracha para vedação. Os anéis são montados entre as placas de inox para evitar que a água contida em seu interior saia do sistema. As placas possuem furações que permitem a comunicação das galerias de água. Para que a célula possa inicializar a reação de separação das moléculas de água em hidrogênio e oxigênio, é necessário utilizar uma fonte de eletricidade no caso em questão, uma boa fonte de energia elétrica de corrente contínua é a bateria automotiva de 12 volts e 40 Ampères. Depois de montada a célula, é instalado o reservatório e a bateria, e em seguida é adicionada ao reservatório a solução básica composta por água e hidróxido de potássio (KOH). Assim que a bateria é conectada à célula, é iniciada a reação química de quebra das moléculas de água por eletricidade (eletrólise), e os resultados são muito bons. A produção de gás HHO, resultante da reação, é satisfatória, visto que é capaz de produzir 500 mililitros de gás em 30 segundos. Com estes resultados, já se pode pensar em aplicações para o gás, como em motores de combustão interna, afinal, o gás HHO é um ótimo combustível para a explosão e principalmente uma incrível fonte de energia limpa e renovável.

Palavras-chave: Célula de Hidrogênio. Água. Reação Química. Quebra de Moléculas.

¹ Aluno do 5º ano de Engenharia Mecânica da FAE Centro Universitário. Bolsista do Programa de Apoio à Iniciação Científica da Fundação Araucária. *E-mail:* fred8091@onda.com.br.

² Mestre em Engenharia Ambiental (UFPR). Professor da FAE Centro Universitário. *E-mail:* tiago.haus@onda.com.br.

INTRODUÇÃO

No meio científico, é constante a busca por soluções para os problemas enfrentados pela humanidade. Na atualidade, a busca por fontes de energias alternativas aos combustíveis fósseis vem motivando estudos e pesquisas por parte dos cientistas. Entre as soluções propostas, destaca-se o uso do hidrogênio como energia abundante e limpa. O hidrogênio é o nono elemento mais abundante no planeta, porém não é encontrado em sua forma pura, apenas ligado a outros elementos. Uma das formas em que ele é encontrado é na forma de molécula de água (H_2O). Para obter o hidrogênio na forma gasosa, como nos é útil, faremos uma célula de combustível, especificamente uma célula de hidrogênio. A célula de hidrogênio tem por princípio quebrar a ligação entre as moléculas de hidrogênio e oxigênio, separando os dois elementos e resultando em gás conhecido como HHO. Para tal quebra, a célula faz uso de energia elétrica (de corrente elétrica contínua), no caso, proveniente de uma bateria automotiva (12 v e 40 A), à água é adicionada uma porcentagem de KOH (hidróxido de potássio) com o fim único de melhorar a condutividade elétrica e facilitar a quebra molecular.

Conforme o Centro de Gestão e Estudo Estratégico há uma necessidade urgente de reestruturação na matriz energética mundial, devido às perspectivas de um prazo bem curto para o esgotamento das reservas de petróleo. Um dos combustíveis mais promissores a longa prazo é o hidrogênio, porém não é uma fonte primária de energia, e para ser produzido necessita da utilização de outras formas de energia em processos artificiais.

1 OBJETIVOS

1.1 OBJETIVO GERAL

- Gerar gás HHO a partir de eletrólise da água.

1.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Realizar uma revisão da literatura sobre o tema.
- Determinar os materiais para a construção de uma célula eletrolítica.
- Dimensionar a célula eletrolítica para a aplicação.
- Testar e avaliar o funcionamento da célula eletrolítica.
- Propor aplicações para o uso da célula eletrolítica.

2 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

2.1 HIDROGÊNIO

O hidrogênio, que vem da palavra grega *hidro* e *genes*, significa “gerador de água”. O hidrogênio é o elemento químico com estrutura atômica mais simples da tabela periódica, possui apenas um elétron orbitando um núcleo de apenas um próton. Esta estrutura atômica coloca o hidrogênio no ponto mais alto da tabela periódica, encabeçando a família dos metais alcalinos ferrosos (1A), mesmo não sendo considerado um metal. Por possuir apenas um próton em seu núcleo, seu número atômico é $Z=1$.

O ponto de fusão, ou seja, a temperatura em que o hidrogênio passa do estado sólido para o estado líquido, é de baixíssimos $259,2\text{ °C}$ negativos. E seu ponto de ebulição, temperatura em que passa de seu estado líquido para o estado gasoso, é de $-252,8\text{ °C}$. A massa molar do hidrogênio é $1,00747\text{ g/mol}$.

Todo combustível, quando reage com o oxigênio (comburente), para formar água, pode liberar uma porção fixa de energia. Experimentalmente esta quantidade de energia pode ser medida e quantificada pelo poder calorífico superior e inferior. A diferença entre esses calores específicos (superior HHV e inferior LHV) é o “calor de vaporização”, que representa a quantidade de energia necessária para vaporizar o combustível, ou seja, para converter água (líquido) em vapor de água (gasoso) (MAMEDE DOS SANTOS, 2003).

TABELA 1 – Poder calorífico de diferentes combustíveis

Combustível:	Valor do Poder Calorífico Superior (a 25 °C e 1 atm)	Valor do Poder Calorífico Inferior (a 25 °C e 1 atm)
Hidrogênio	141,86 KJ/g	119,93 KJ/g
Metano	55,53 KJ/g	50,02 KJ/g
Propano	50,36 KJ/g	45,6 KJ/g
Gasolina	47,5 KJ/g	44,5 KJ/g
Gasóleo	44,8 KJ/g	42,5 KJ/g
Metanol	19,96 KJ/g	18,05 KJ/g

FONTE: Mamede dos Santos (2003)

O hidrogênio foi alvo de pesquisas por parte dos programas espaciais, e o peso é crucial, pois tem a mais alta energia por unidade de peso entre os combustíveis, além disto, ele é mais leve por não ter os pesados átomos de carbono. Especificamente a quantidade de energia liberada durante a reação do hidrogênio é 2,5 vezes maior do que a combustão de um hidrocarboneto (MAMEDE DOS SANTOS, 2003).

A principal vantagem do hidrogênio é que reações químicas necessárias para reconvertê-lo em energia produzem somente água como produto final, ou seja, não há emissão de gases poluentes ou gases de efeito estufa (NETO; MOREIRA, 2007).

O combustível hidrogênio deve ser usado para gerar energia por meio das células a combustível. O sistema hidrogênio-célula combustível é silencioso, não poluente, não causa quedas de energia, tem longa vida útil e pode servir como sistemas de *backup* (PINTO; SICHIERI, 2010).

O hidrogênio pode ser obtido a partir de energia elétrica (via eletrólise da água), pelas fontes: hidroelétricas, geotérmicas; eólica; e solar fotovoltaica, todas geológicas, e também da eletricidade de usinas nucleares. As fontes de hidrogênio mais viáveis economicamente são, entretanto, os combustíveis fósseis (via reforma catalítica ou gaseificação, seguido de purificação), como: petróleo, carvão e gás natural (SALIBA-SILVA; LINARDI, 2009).

Há, basicamente, três métodos de produção industrial de hidrogênio por eletrólise a frio, dois envolvem uma solução aquosa de KOH, o qual confere grande condutividade à água, e são referidos como eletrolisadores alcalinos. De forma geral, são unipolares ou bipolares. O eletrolisador unipolar consiste em um tanque com eletrodos conectados em paralelo. Um terceiro método utiliza uma membrana, colocada entre os eletrodos de forma a separar o hidrogênio do oxigênio produzido, mas que permite a transferência dos íons. Nos eletrolisadores bipolares, os eletrodos são conectados em série, o hidrogênio é produzido em um lado da célula e o oxigênio é produzido em outro lado, uma membrana separa os eletrodos.

O terceiro tipo é produzido por uma unidade de eletrólise por meio de um eletrólito sólido polimérico, que também é conhecido como Pemec (*Proton Exchange Membrane Electrolytic Cell*). Nessas unidades, o eletrólito e uma membrana polimérica que conduz de íons hidrogênio (H_3O^+) do ânodo para o cátodo, onde ocorre a formação de H_2 .

2.2 GÁS HHO

O gás gerado a partir da água em uma célula eletrolítica (hidrogênio e oxigênio) é denominado gás HHO, gás hidróxi ou gás de Brown. Este gás foi desenvolvido e patenteado pelo professor Yull Brown em 1977 com a finalidade de demonstrar a possibilidade de produzir aquecimento por meio do gás proveniente da água. O nome “gás de Brown” foi dado por causa do nome de seu desenvolvedor, porém o nome HHO é mais utilizado e intuitivo (AL-ROUSAN, 2010).

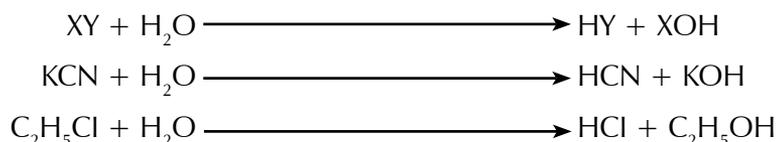
O gás hidróxi ou gás HHO é formado por H_2 e O_2 separados por moléculas distintas, em seu estado monoatômico (um único átomo por molécula), gerado pelo

processo de eletrólise da água, normalmente com eletrólitos como NaOH, KOH ou aditivos como o NaCl (YILMAZ; ULUDAMAR; AYDIN, 2010).

2.3 HIDRÓLISE

Hidrólise significa “quebra pela água”, e de acordo com a definição de Arrhenius (1903) de ácidos e bases, é uma reação entre ânion (ou um cátion) e a água, com o fornecimento de íons OH⁻ ou H⁺ para a reação.

Hidrólise é um termo aplicado a reações orgânicas e inorgânicas em que a água efetua uma dupla troca com outro composto:



Na química orgânica, a hidrólise inclui reações como a saponificação de ácidos graxos e outros ésteres, inversão de açúcares, quebra de proteínas (hidrólise enzimática). Reações em que são colocados ácidos minerais em água (em pequena ou em grande quantidade) também são consideradas reações de hidrólise. Esta adição invariavelmente ajuda a iniciar ou acelerar o processo. Hoje são conhecidos cinco tipos de hidrólise:

- I. Hidrólise pura, somente água é utilizada
- II. Hidrólise ácida, há o uso de ácido mineral em solução aquosa diluída ou concentrada
- III. Hidrólise básica, há o uso de álcali em solução aquosa diluída ou concentrada
- IV. Fusão alcalina a alta temperatura, há o uso de álcali com pouco ou sem nenhuma quantidade de água
- V. Hidrólise enzimática.

Na maioria dos processos industriais, utiliza-se o processo de hidrólise na fase líquida, mas o processo também pode ser realizado na fase de vapor, e neste processo existe um crescente interesse por parte das indústrias.

2.4 CÉLULAS ELETROLÍTICAS

Células eletrolíticas são os dispositivos nos quais ocorre a eletrólise, são formados por placas positivas e negativas mergulhadas em uma solução eletrolítica.

A natureza da água foi por muito tempo um enigma. Desde a Antiguidade, 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 e comprovando, enfim, que se tratava realmente de água. Coube ao químico francês Antoine Lavoisier (1743-1794) dar uma explicação teórica completamente satisfatória para o 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 denominados 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 consequências. 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. O dispositivo consistia simplesmente de uma pilha (daí o nome) de pequenos discos de dois metais diferentes (cobre e estanho, ou melhor, 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 punha 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 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 (visto 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 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 controladas, e pela primeira vez, a reação de decomposição Pilha de Volta: o dispositivo tornou possível decompor a água em seus gases constituintes: hidrogênio e oxigênio.

A primeira célula de combustível foi desenvolvida no século XIX por Sir William Grove. Um esboço foi publicado em 1843. Células de combustível não tiveram aplicação prática até 1960, quando então passaram a ser usadas no programa espacial americano para produzir eletricidade e água potável (hidrogênio e oxigênio fornecidos de tanques da aeronave), processo extremamente caro porque as células exigem hidrogênio e oxigênio puríssimos.

Em 1813, o físico-químico inglês Michael Faraday iniciou a sua brilhante carreira num mundo acadêmico rico em ideias e experiências. Faraday realizou pesquisas e elaborou teorias que constituíram os fundamentos da eletroquímica e do eletromagnetismo. Os estudos realizados sobre a eletrólise de soluções de sais, ácidos e bases serviram para obter as leis básicas da eletrólise (1834), relacionando a ação química produzida pela corrente e a quantidade de eletricidade.

2.5 ELETRÓLISE

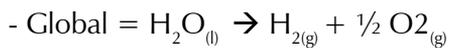
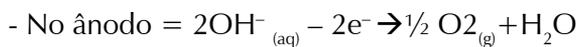
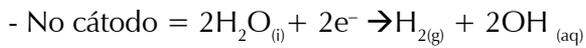
As leis que regem a eletrólise são as que relacionam as massas das substâncias produzidas nos eletrodos e as quantidades de energia gasta na eletrólise. Essas leis foram estabelecidas por Michael Faraday, em 1834. A primeira lei da eletrólise, ou Lei de Faraday, pode ser enunciada da seguinte forma: “A massa da substância eletrolisada em qualquer dos elementos é diretamente proporcional à quantidade de carga elétrica que atravessa a solução”. A segunda lei diz que, empregando-se a mesma quantidade de carga elétrica (Q), em diversos eletrólitos, a massa da substância eletrolisada, em qualquer dos eletrodos, é diretamente proporcional ao equivalente-grama da substância. Por definição, um Faraday é a carga elétrica que produz um equivalente-grama de qualquer elemento em uma eletrólise e equivale à carga de um mol ($6,02 \times 10^{23}$) de elétrons ou de prótons (PORTAL DE QUÍMICA, 2001).

O processo de eletrólise da água consiste basicamente na decomposição química da água em seus elementos constituintes, sendo eles o hidrogênio e o oxigênio, e com a utilização de corrente elétrica contínua e uma solução diluída, podendo ser ácida ou básica. Quando essa corrente elétrica atravessa a água, a ligação entre os elementos

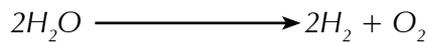
se rompe, gerando dois átomos de hidrogênio carregados positivamente e um átomo de oxigênio carregado negativamente. Os íons negativos do oxigênio migram para o eletrodo positivo (ânodo) e os íons positivos de hidrogênio migram para o eletrodo negativo (cátodo) (SOUZA, 1998).

A eletrólise é um método utilizado na obtenção de reações de oxirredução (SANTOS JÚNIOR, 2004).

Em outra definição, eletrólise é um processo eletroquímico de dissociação, e os produtos finais das reações desencadeadas são hidrogênio e oxigênio moleculares, o balanço mássico destas reações acusa somente a decomposição da água. Quando é aplicada uma força eletromotriz acima de determinado potencial mínimo, há passagem de corrente entre os eletrodos, desencadeando as reações eletrolíticas (SOUZA, 1998).

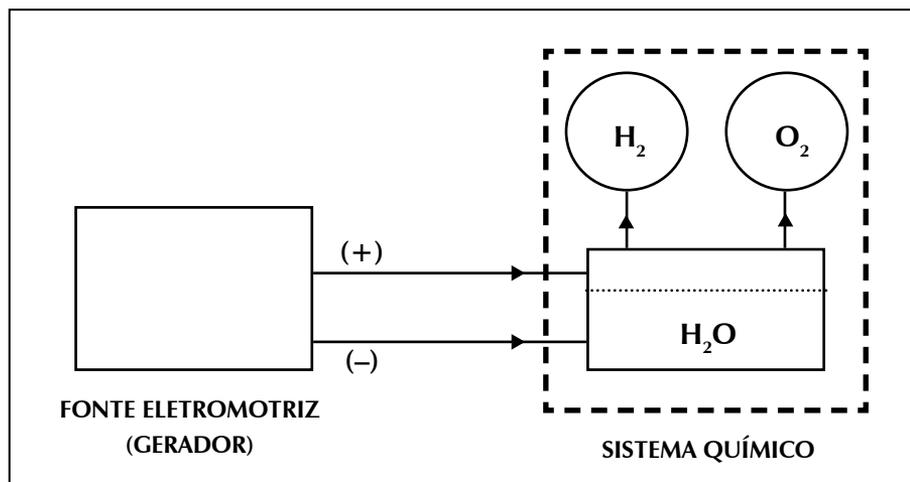


A corrente elétrica diretamente aplicada à água resulta na seguinte reação:



Ela produz duas vezes mais hidrogênio do que oxigênio.

FIGURA 1 – Diagrama do processo de eletrólise



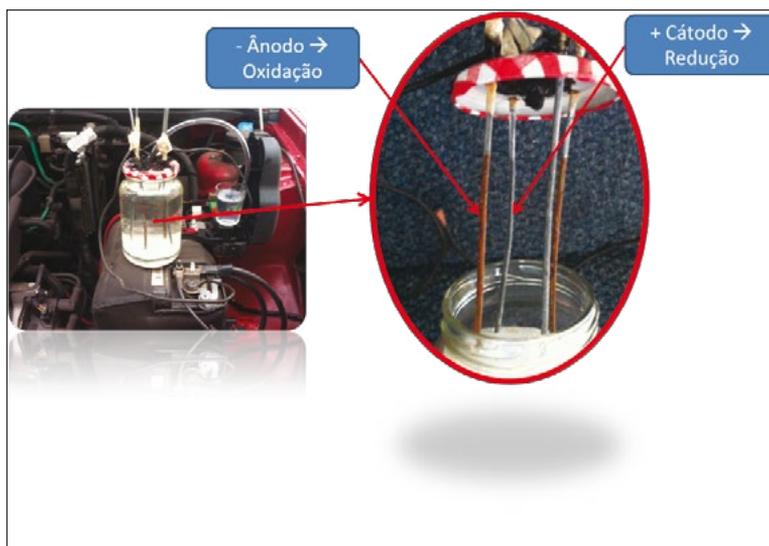
FONTE: Souza (1998)

3 METODOLOGIA

Após o vasto estudo das células já existentes, e de toda a teoria que envolve o processo realizado pela célula, deu-se início à construção de protótipos que reproduzem o descrito na teoria.

O primeiro protótipo foi confeccionado com quatro hastes de arame zincado e uma mistura de bicarbonato de sódio com água. Duas das hastes foram conectadas ao polo de uma bateria automotiva, enquanto as duas demais hastes foram conectadas ao polo negativo da bateria. Neste simplório protótipo, foi possível explicitar a teoria da eletrólise, com a notória oxidação do ânodo (polo negativo) e a redução do cátodo (polo positivo). Neste experimento, a corrente elétrica contínua proveniente da bateria é conduzida das hastes positivas para as negativas, isto porque a mistura de água com bicarbonato de sódio possui elétrons livres e, portanto, é condutora de energia. Com isso, os elétrons, quando se movem das hastes positivas para as negativas, carregam também minúsculas porções do arame zincado. Dessa forma, explica-se o fato de haver uma redução e uma oxidação, que não deixa de ser uma deposição de material.

FIGURA 2 – Primeiro protótipo



FONTE: Os autores (2013)

Em seguida, com o uso do *software* de computador *Solid Works*, foi projetado em 3D o modelo final da célula eletrolítica deste trabalho científico. O modelo final é uma célula eletrolítica denominada *dry cell*, que significa célula seca. Este nome é dado por tratar-se de um tipo de célula eletrolítica na qual as placas de aço inox não ficam totalmente submersas em solução aquosa, e sim separadas uma das outras por anéis que permitem o fluxo da água apenas no interior das placas.

Para que fosse possível obter de forma correta os dados e resultados, foi necessário fazer diversos testes, variando a tensão e a quantidade de material a ser utilizado para obter a produção máxima de hidrogênio/oxigênio.

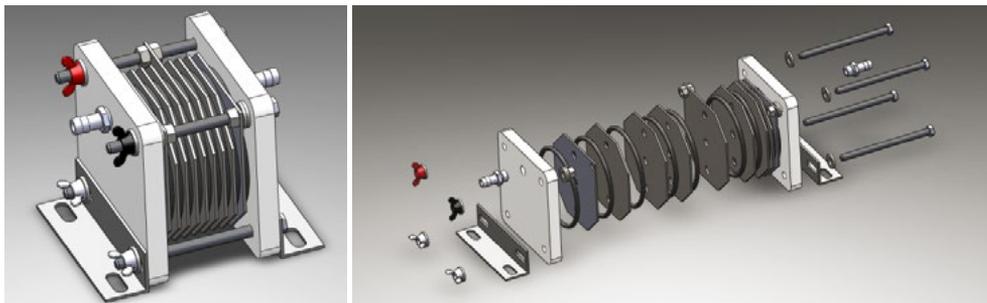
Para verificar se o gás produzido pela célula era mesmo uma mistura inflamável, realizou-se um pequeno teste utilizando um isqueiro para queimar pequenas bolhas formadas no topo do copo, constatando que se tratava mesmo de um gás inflamável.

A fim de determinar a produção de gás pela célula, foi elaborado um pequeno e simples dispositivo, pelo qual foi conectada a mangueira de saída de gás da célula em um reservatório cheio de água, e este reservatório foi submerso em água dentro de um reservatório maior. O dispositivo funciona da seguinte forma: o volume do reservatório menor é de 500 mililitros, inicialmente de água. Ao ligar a célula, o gás produzido por ela começa a vencer a pressão atmosférica e conseqüentemente expulsa a água contida no reservatório menor para o reservatório maior. Quando o gás expulsa toda a água do reservatório menor e expelle a primeira bolha (gás), pode-se afirmar que a célula produziu 500 mililitros de gás HHO. Medindo-se o tempo que a célula leva para isso, podemos determinar a produção da célula por unidade de tempo.

2 RESULTADOS E DISCUSSÕES

O primeiro resultado foi a montagem do modelo da célula eletrolítica em *software* 3D.

FIGURA 3 – Célula em 3D



FONTE: Os autores (2013)

O segundo resultado foi a montagem do modelo real.

FIGURA 4 – Modelo final da célula montado



FONTE: Os autores (2013)

O terceiro resultado foi a montagem da célula em conjunto com a bateria e o reservatório.

FIGURA 5 – Bateria 12 volts e reservatório para a solução



FONTE: Os autores (2013)

FIGURA 6 – Conjunto célula + bateria + reservatório



FONTE: Os autores (2013)

O quarto resultado foi a realização de testes para determinar a quantidade correta de KOH na solução. O teste foi feito com cinco quantidades diferentes de KOH, mantendo parametrizadas a rotação do motor e a quantidade de energia fornecida pela bateria. Os cinco valores foram avaliados tomando-se os tempos que cada quantidade precisava para expulsar os 500 mililitros de água do reservatório, como descrito na metodologia. Os resultados podem ser observados na TAB. 2 a seguir.

TABELA 2 – Dados do teste de quantidade ideal de KOH

LEVANTAMENTO DE DADOS - CÉLULA DE HIDORGÊNIO			
1 - Quantidade ideal da mistura			
RESULTADO	QTD KOH (g)	RPM	TEMPO
TESTE 1	10	420	00:00:28
TESTE 2	15	420	00:00:26
TESTE 3	20	420	00:00:27
TESTE 4	25	420	00:00:29
TESTE 5	30	420	00:00:28
MENOR			00:00:26

Portanto a mistura ideal é:

15,00	g/L
-------	-----

FONTE: Os autores (2013)

O quinto resultado foi a realização de testes para determinar a produção média de gás HHO da célula eletrolítica. Após a definição da quantidade de KOH na mistura proveniente do teste anterior, esta quantidade foi tomada como um novo parâmetro e em seguida foram tomados mais cinco tempos. Os tempos tomados são referentes aos 500 mililitros do volume do reservatório descrito, portanto, se o tempo médio é referente a 500 mililitros, para o tempo de uma hora teríamos uma produção de 6.923 mililitros (por regra de três simples). Ou seja, a produção média da célula é de 6,92 litros por hora.

TABELA 3 – Dados do teste de produção horária

2 - Média de consumo utilizado a mistura ideal			
RESULTADO	QTD KOH (g)	RPM	TEMPO
TESTE 1	15	420	00:00:25
TESTE 2	15	420	00:00:26
TESTE 3	15	420	00:00:27
TESTE 4	15	420	00:00:26
TESTE 5	15	420	00:00:26
MÉDIA			00:00:26

Para:	0,05	Tempo:	00:00:26
Para:	6,9230769	Tempo:	01:00:00

Portanto a média de produção da célula é de:

6,92	L/H
------	-----

FONTE: Os autores (2013)

O sexto resultado foi aplicar o conjunto em um motor de combustão interna.

FIGURA 7 – Célula na aplicação de um motor a combustão interna



FONTE: Os autores (2013)

A resultante deste processo é uma célula eletrolítica capaz de gerar hidrogênio gasoso a partir da água, ou seja, uma fonte de energia limpa. A célula final reúne materiais capazes de realizar seus objetivos sem sofrer degradação precipitada, com funcionamento comprovado e dimensionamento suficientemente capaz de abastecer a aplicação proposta, que por sinal gerou um novo trabalho científico. O trabalho científico citado, considerado mais um dos resultados deste trabalho, consiste na aplicação da célula eletrolítica no abastecimento de um motor a combustão interna de 6,5 cv (cavalos a vapor) de potência.

CONCLUSÃO

Durante este um ano de trabalho científico, várias foram as etapas ultrapassadas com as mais diversas dificuldades. No início, a empolgação foi grande devido às diversas ideias e opções que a mente percorria em poucos segundos, e neste ritmo de empolgação, com pouco estudo e leitura bibliográfica, a montagem de protótipos foi iniciada para verificação de teoria. No primeiro protótipo foi possível notar alguns problemas e dificuldades, o que desencadeou uma série de ações corretivas.

Após as ações corretivas, começou-se a projetar a célula em *software* 3D, fase complexa e que demandou muito tempo, porém resultou em um ótimo projeto e

facilitou muito o andamento do restante do estudo, no fim, foi uma ótima hora para dedicar tempo e esforços.

A etapa seguinte, que foi a compra de materiais e montagem da célula final, foi uma parte facilitada pelo passo anterior, não gerou muitas dificuldades. Ao fim desta etapa, ainda houve a grata satisfação de observar o funcionamento do projeto.

A maior complicação enfrentada durante o processo todo foi a parte escrita. Afinal, foi dedicada grande porção do tempo na área prática do projeto, até por tratar-se de um projeto experimental. A escrita, então, acabou ficando para a etapa final, quando havia muita dificuldade em reunir todas as informações sem deixar nada passar. A busca por autores que pudessem embasar a nossa prática não foi uma tarefa muito fácil. Passar todo o conhecimento adquirido durante o trabalho para um relatório foi muito confuso, até para saber como organizar e onde alocar cada informação dentro do relatório.

O resultado foi muito satisfatório, o valor encontrado para a produção horária de gás HHO pela célula foi dentro do esperado e suficiente para a aplicação encontrada. O valor de um trabalho como este é muito grande para o desenvolvimento de um aluno de Engenharia Mecânica. A possibilidade de gerar um bom negócio comercial e o grande ganho ambiental são resultados expressivos que justificam o estudo e motivam o prosseguimento e/ou novos estudos.

Após todos estes protótipos e testes, e observando o resultado final, ou seja, a célula em pleno funcionamento, foi possível notar a pouca influência da quantidade de KOH na produção da célula, com uma variação de 20 gramas de KOH, a diferença de tempo na produção da célula foi de apenas 3 segundos. Comprovando o que foi visto na revisão bibliográfica, o KOH apenas auxilia na condutividade elétrica da solução.

Outro fator observado foi a influência da quantidade de carga elétrica fornecida à célula na produção de gás HHO, sendo clara a direta proporcionalidade entre as duas variáveis, ou seja, quanto maior a carga elétrica fornecida, maior a quantidade de gás HHO gerada pela célula.

REFERÊNCIAS

- AL-ROUSAN, Ammar A. Reduction of fuel consumption in gasoline engines by introducing H₂ Gas into intake manifold. **International Journal Of Hydrogen Energy**, Amsterdam, p. 12930-12935, ago. 2010.
- CENTRO DE GESTÃO E ESTUDO ESTRATÉGICO (CGEE). **Hidrogênio energético no Brasil: ciência, tecnologia e inovação**. Brasília, n. 68, p. 01-69, ago. 2010. Disponível em: <www.cgee.org.br/publicacoes/hidrogenio.php>. Acesso em: 21 mar. 2013.
- MAMEDE DOS SANTOS, Fernando Miguel Soares. **O combustível “hidrogênio”**. 2003. Disponível em: <<http://www.ipv.pt/millennium/millennium31/15.pdf>>. Acesso em: 21 mar. 2013.
- NETO R. L.; MOREIRA, J. R. S. Geração e combustão do hidrogênio obtido através do processo de eletrólise da água. **Portal de química**. Leis da Eletrólise. 2007. Disponível em: <<http://www.soq.com.br/conteudos/em/eletroquimica/p6.php>>. Acesso em: 10 fev. 2013.
- PINTO, C. F.; SICHIERI, P. **O hidrogênio na arquitetura: um modelo sustentável a seguir**. São Paulo: EESC/USP. Departamento de Arquitetura e Urbanismo, 2010.
- PORTAL DE QUÍMICA. **Leis da Eletrólise**. Disponível em: <<http://www.soq.com.br/conteudos/em/eletroquimica/p6.php>>. Acesso em: 4 fev. 2013.
- PORTAL EDUCAR. USP. **Eletrólise**. Disponível em: <<http://educar.sc.usp.br/quimapoio/celulaseletroliticas.html>>. Acesso em: 4 fev. 2013.
- SALIBA-SILVA, A. M.; LINARDI, A. **Hidrogênio nuclear: possibilidades para o Brasil**. Centro de Células a Combustível e Hidrogênio, Instituto de Pesquisas Energéticas e Nucleares (IPEN-CNEN/SP), São Paulo, SP, Brasil, 2009.
- SANTOS JÚNIOR, A. C. F. Análise da viabilidade econômica da produção de hidrogênio em usinas hidrelétricas: estudo de caso em Itaipu. 2004. 143 p. Dissertação (Mestrado em Engenharia Produção) – Programa de Pós-Graduação em Engenharia de Produção, Universidade Federal de Santa Catarina, Florianópolis, 2004.
- SARAVANAN, N.; NAGARAJAN, G. An experimental investigation of hydrogen-enriched air induction in a diesel engine system. **International Journal Of Hydrogen Energy**, Amsterdam, p. 1769-1775, fev. 2008.
- SILVA, J. M. P. da. **Produção de hidrogênio por electrólise da água do mar com benefícios de impacto ambiental**. Vila Nova de Gaia, PO: Colégio Internato dos Carvalhos.
- SOUZA, Samuel Nelson Melegari de. **Aproveitamento de energia hidroelétrica secundária para a produção de hidrogênio eletrolítico**. 1998. 211 f. Tese (Doutorado em Planejamento de Sistemas Energéticos) – Departamento de Engenharia Térmica e Fluidos, Universidade Estadual de Campinas, Campinas, 1998.
- SOUZA FILHO, João Sales de. **Caracterização de um eletrolisador bipolar para produção de hidrogênio visando o uso de painéis fotovoltaicos como fonte de energia**. 2008. 113 f. Dissertação (Mestrado em Engenharia Química) – Departamento de Centro de Ciências e Tecnologia, Universidade Federal de Campina Grande, Campina Grande, PB, 2008.
- VARGAS, R. A. et al. **Hidrogênio: o vetor energético do futuro?** São Paulo: Centro de Ciência e Tecnologia de Materiais (CCTM), Instituto de Pesquisas Energéticas e Nucleares (IPEN).
- YILMAZ, Ali Can; ULUDAMAR, Erinc; AYDIN, Kadir. Effect of hydroxy (HHO) gas addition on performance and exhaust emissions in compression ignition engines. **International Journal Of Hydrogen Energy**, Amsterdam, p. 11366-11372, 2010.

