

**Redação selecionada e publicada
pela Olimpíada de Química SP-2011**

Autora: Giovanna da Silva Rocha

Série: Primeira do Ensino Médio

Prof. : Carlos A. Pereira Domingues

Colégio: Equilibrium

Cidade: Conchas, SP

Célula a combustível: bateria aperfeiçoada ao meio ambiente

As baterias fazem parte do nosso cotidiano, estando presentes em inúmeros recursos utilizados com frequência, tais como brinquedos, automóveis, celulares, máquinas digitais, filmadoras, computadores portáteis, aparelhos médicos - enfim, numa série de objetos dos quais dependemos a todo momento.

Tiveram que ser aprimoradas conforme o desenvolvimento das sociedades, a fim de atender às novas necessidades que a cada dia surgem. Portanto, foram elaboradas baterias de vários tipos, os quais pode-se citar as de ácido/chumbo, níquel/cádmio, hidreto metálico, células a combustível e íons lítio.

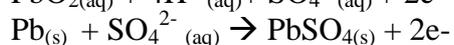
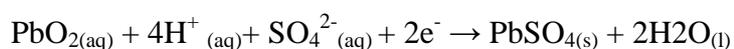
Além de adequá-las ao contexto social, precisou-se também fazê-la devido a questões ambientais, pois alguns materiais tóxicos presentes nas baterias, sendo estas descartadas de modo inadequado, acabaram por tornarem-se um problema que incute em sérios danos ambientais.

Desenvolvidas a fim de aumentar o potencial ou correntes exigidas a alguns produtos, as baterias constituem um conjunto de pilhas, que podem estar organizadas em paralelo ou série, de acordo com o que se pretende atingir. São classificadas também em *baterias primárias* e *baterias secundárias*, conforme seu modo de funcionamento. A primeira é caracterizada por não ser recarregável, abrangendo as alcalinas, Leclanché e lítio/dióxido de manganês; já a segunda caracteriza-se por poder ser recarregada inúmeras vezes, assim tendo um melhor aproveitamento, citando as de íons lítio, hidreto metálico, níquel/cádmio e chumbo/ácido.

Sendo o primeiro a desenvolver o conceito de bateria, Alessandro Volta construiu a primeira pilha elétrica, sem saber da existência de elétrons. Empilhou discos metálicos de cobre e zinco (eletrodos) sobre algodão embebido numa solução eletrolítica (salmoura), formando assim uma cela eletroquímica. Nesta, os elétrons fluem da lâmina de zinco para a de cobre, durando somente certo tempo sua capacidade de manter acesa uma lâmpada. Já Dr. Willian Cruickshank foi o responsável pela criação da bateria elétrica, tendo esta a capacidade de produzir elétrons continuamente.

Mas foi o físico Gaston Planté quem desenvolveu o sistema recarregável que serviu de suporte para as baterias secundárias desenvolvidas posteriormente, mais precisamente as de chumbo/ácido - porque até então as baterias eram primárias.

Fazendo parte da Eletroquímica, a transferência de elétrons nas reações de oxidorredução que ocorrem nos eletrodos é responsável pelo funcionamento das baterias, que são dispositivos nos quais uma reação espontânea de oxidorredução produz corrente elétrica. Toma-se como exemplo o que ocorre na bateria chumbo/ácido, classificada como secundária e subdividida entre industrial, selada e veicular (ou automotiva). Seus eletrodos são formados pelo chumbo, no qual o cátodo é o dióxido de chumbo (PbO_2) e o anodo, o próprio chumbo (Pb), reagindo aquele com ácido sulfúrico (H_2SO_4) e este, com íons sulfato (SO_4^{2-}), conforme as reações:



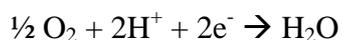
Dentre os diversos tipos de baterias existentes, estão inseridas também as células a combustível. Esta consiste numa bateria primária, cuja produção de corrente contínua é dada através da conversão de energia química dos combustíveis utilizados (como por exemplo, o hidrogênio gasoso – H_2), em energia elétrica, sendo isto feito através de uma oxirredução catalisada. Duráveis e sem necessitar de grandes manutenções, o diferencial que apresentam é utilizarem-se do oxigênio presente no ar (O_2) em seu cátodo, como reagente ativo, além de consumir combustível, funcionando como um aparato e não um meio em si. Existem vários tipos de células a combustível, tais como Alcalina (AFC), Óxido de Sódio (SOFC), Ácido Fosfórico (PAFC), Membrana de Troca de Próton (PEMFC), Carbonatos Fundidos (MCFC) e Combustíveis.

A célula a combustível constitui-se basicamente de dois eletrodos, que são separados por um eletrólito (sendo um polímero que conduza cátions ou um líquido), dos quais para um se insere o combustível e para outro, o oxigênio.

Para demonstrar o funcionamento dessa célula, utilizar-se-á o hidrogênio (H_2) como sendo o combustível e o oxigênio (O_2), oxidante. No anodo o H_2 oxida, liberando elétrons, conforme a reação:



No cátion, o O_2 se reduz:

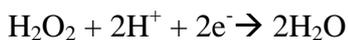
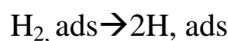
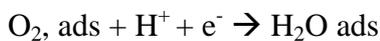
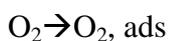


Portanto, a equação global será:

$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$, sendo que a reação é exotérmica e liberadora de água, e os elétrons liberados são os produtores da corrente elétrica, que ocorrerá durante o fornecimento de ambos os materiais, além de formar como produto água, portanto uma fonte de obtenção de corrente elétrica limpa.

O potencial atingido por essa célula pode variar de 0,5 a 0,7V, num circuito fechado, é de 1,1 e 1,2V, em circuito aberto, sendo o H_2 combustível. Por apresentar um potencial relativamente baixo, é necessário que sejam agrupadas em série, a fim de aumentá-lo.

Além disso, por serem células de combustão a frio, requerem baixas temperaturas, o que dificulta a separação das moléculas de O_2 e H_2 . Para resolver essa questão, a platina é utilizada como catalizador, pois promove a disjunção delas. No cátodo ocorre a debilitação da ligação do O_2 e no anodo, a quebra do H_2 , ambos por adsorção química, como demonstrado abaixo:



(Decomposição do Oxigênio, notando-se

(Decomposição do Hidrogênio)

a formação de peróxido de hidrogênio).

Essa bateria é uma das principais alternativas a serem usadas nos veículos híbridos, uma vez que é considerada fonte renovável por não emitir CO_2 , um dos principais poluentes da atmosfera, durante a produção de energia. Por possuir um elevado custo, a produção em massa dessa tecnologia nos produtos que visam a utilização desta, ainda não conseguiu ser efetuada. Em aplicações remotas, tem-se demonstrado mais viável, como em áreas rurais que apresentam dificuldades ou custos altos para obterem a transmissão de energia. Comparando a densidade de energia por massa do H_2 , usado para abastecer o sistema, percebe-se que supera a encontrada na gasolina e no etanol, sendo estes de 46,9MJ/Kg e 30MJ/Kg, respectivamente, e aquela de 143MJ/Kg. Porém, apresenta a densidade de energia por volume inferior ao que se encontra na gasolina e no etanol – 0,01079MJ/L, bem inferior ao desta (24MJ/L) e daquela (34,6MJ/L). Por enquanto, a utilização dessa célula é mais cara em relação aos combustíveis usados atualmente.

Por fim, as baterias com o passar do tempo foram evoluindo, desde a cela eletroquímica de Volta até as células a combustível. A busca por novos tipos de funcionamento e armazenamento, bem como praticidade, eficiência e qualidade, não está ligada somente ao que os produtos utilizados pela população requerem atualmente. Precisa-se também encontrar meios que não ofereçam riscos à saúde e ao ambiente, pois algumas baterias ainda são empregadas com substâncias tóxicas tanto aos homens quanto a natureza. Portanto, a pesquisa para o desenvolvimento de novas baterias é essencial

para que se possa cada vez mais aprender e compreender como funciona esse sistema tão importante, que conduz e introduz novas perspectivas ao nosso modo de viver.

Bibliografia:

Célula de Combustível,

Disponível em <demec.ufpr.br/laboratórios/lft/gect/.../14-9-2007-Elise-CelCombAlcalinas.pdf> .

Acesso em 04 de nov.2010.

Veículos Elétricos Híbridos E A Emissão De Poluentes,

Disponível em < cenbio.iee.usp.br/download/publicações/simea2009.pdf . Acesso em 05 de nov.2010.

GOMES NETO, E. H. Brasil H2 Fuel Cell Energy. In: Ambiente Brasil.

Disponível em <http://www.ambientebrasil.com.br/composer.php3?base=./energia/index.html&conteudo=./energia/celulacombustivel.html>>. Acesso em 07 nov. 2010.

Dossier Especial: Energias Alternativas - A Pilha de Combustível,

Disponível em < <http://www.negocios.pt/estatico/automovel2002energias.asp>>. Acesso em 08 nov. 2010

Combustíveis Alternativos,

Disponível em <www.abts.org.br/boletim/informativo/2009/boletim_unicamp.pdf>.

Acesso em 09 de nov.2010.