

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

Autor: Gabriel Augusto Ginja

Série: Primeira do Ensino Médio

Prof. : Rubens Conilho Junior

Colégio: Etapa

Cidade: São Paulo, SP

Pilha ou Bateria: um quase eterno dilema

Desde carros e programas espaciais até controles remotos e rádios, pilhas e baterias estão fortemente presentes em nossas vidas. Mas qual a diferença entre esses dois? A Química é fundamental para responder essa pergunta.

Para entendermos essa diferença, é de suma importância entender o funcionamento desses dispositivos. E para tal, é necessário apresentar o conceito de reações de oxidorredução, geralmente chamadas de reações redox. Quando dizemos que uma substância oxida, ela perde elétrons. Esses elétrons “perdidos” vão para outra substância, que os recebe, ou seja, é reduzida. É fácil perceber que uma redução vem acompanhada de uma oxidação, e vice-versa. Com esse conceito, é possível entender o funcionamento de pilhas e baterias, estudado pela Eletroquímica.

Vamos analisar uma pilha comum, utilizada em rádios e controles remotos, a de Leclanché. Essa célula eletroquímica (outro nome para denominar pilha) possui duas estruturas principais, chamadas de eletrodos. O ânodo (parte que oxida) é formado por uma “capa” de zinco e um cátodo (parte que reduz) de um tubo de grafite em contato com óxido de magnésio. Há também um meio para que íons circulem, chamado eletrólito, para que as reações não ocorram muito rapidamente. No caso, o eletrólito é uma pasta de cloreto de amônio (NH_4Cl) misturado com cloreto de zinco (ZnCl_2). Todas essas estruturas estão separadas por materiais especiais (um papel poroso, no caso do zinco, por exemplo) para que não haja problemas de auto – descarga caso o pólo positivo (cátodo) entre em contato com o negativo (ânodo). Estes elementos estão organizados em forma cilíndrica, recobertos por um metal.

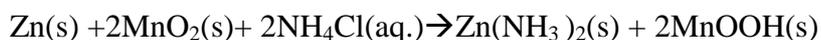
Agora imagine que fosse possível visualizar o que ocorre quando essa pilha está em funcionamento. Poderíamos ver os elétrons passando do ânodo para o cátodo. É importante lembrar que o sentido da corrente, devido a questões históricas, é definido como contrário ao sentido dos elétrons. Esse fluxo de elétrons só é possível devido a uma diferença no potencial de redução das substâncias presentes nos eletrodos (o quanto uma substância consegue “puxar” os elétrons) e ocorre

em todas as pilhas e baterias. Essa diferença pode ser chamada de força eletromotriz e sua medição é chamada de voltagem. A voltagem da pilha de Leclanché é aproximadamente de 1,5 volts.

Apesar de seu baixo custo, nessa pilha ocorre a formação de gases (NH_3 e H_2), o que aumenta a pressão da célula, podendo rompê-la. Para evitar isso, ocorrem outras reações para que a amônia e o hidrogênio produzidos virem líquidos. Essas reações estão presentes abaixo:



Essa pilha só pode ser utilizada em aparelhos que necessitem de uma baixa corrente elétrica, caso contrário, os gases não reagirão totalmente e podem vazar da pilha, causando acidentes. A reação completa da pilha pode ser observada abaixo:



As pilhas alcalinas não possuem esse problema, pois não formam gases e têm funcionamento semelhante à de Leclanché. A única diferença é a utilização de hidróxido de sódio (NaOH) ou de potássio (KOH) em vez de cloreto de amônio. Essas pilhas duram até 50% a mais que as comuns, podendo ser utilizadas em máquinas fotográficas, por exemplo; no entanto, são mais caras que as comuns. Outra pilha alcalina bastante comum é a de mercúrio: o óxido de mercúrio II (HgO) é o cátodo em formato de botão, que permite um uso mais variado, em relógios, por exemplo, além da voltagem menor (1,3 volts) e do mercúrio tóxico, o que dificulta o descarte após seu uso.

Mesmo levando em conta suas diferenças, essas três pilhas possuem uma semelhança relevante: não podem ser recarregadas. Todas as células eletroquímicas com essa característica pertencem ao grupo de células primárias; já as recarregáveis pertencem ao grupo de células secundárias.

A princípio, as células secundárias utilizam uma reação de oxidorredução para gerar uma corrente elétrica. Até aqui, nenhuma novidade. A novidade é que essa reação pode ser revertida com uma corrente elétrica.

Uma pilha recarregável bastante utilizada, devido ao seu formato semelhante à de Leclanché, é a de Níquel-Cádmio. Nela durante a descarga, o Cádmio oxida e o Níquel, presente no hidróxido (óxido) de níquel, reduz. As reações de oxidação, de redução e global podem ser visualizadas abaixo:

Oxidação: $\text{Cd(s)} + 2\text{OH}^{\text{(aq.)}} \rightarrow \text{Cd(OH)}_2\text{(s)} + 2\text{e}^-$

Redução: $2\text{NiOOH(s)} + 4\text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ni(OH)}_2\text{H}_2\text{O(s)} + 2\text{OH}^{\text{(aq.)}}$

Global: $\text{Cd(s)} + 2\text{NiOOH(s)} + 4\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Cd(OH)}_2\text{(s)} + 2\text{Ni(OH)}_2\text{H}_2\text{O(s)}$

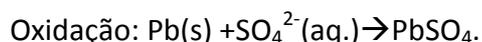
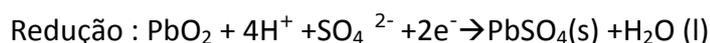
Na recarga, ocorre a reação inversa, renovando os reagentes e possibilitando novamente o seu uso. Esses ciclos de recarga e descarga podem ser limitados pelo efeito de memória (ou vício de bateria). O efeito memória é causado por alterações químicas dentro da pilha, como a formação de cristais de cádmio. Diferente de como muitas pessoas pensam, descarregar totalmente a pilha não evita esse problema, apenas causa mais danos a ela. Para aumentar sua durabilidade, a sua diferença de potencial deve chegar até o valor indicado na embalagem do produto antes de recarregar. Sua voltagem é aproximadamente de 1,25V. Assim como a pilha de mercúrio, o descarte das pilhas Ni-Cd são um problema: o Cádmio é um material tóxico. Mas existe um tipo de pilha alternativa que utiliza um hidreto metálico como ânodo, no lugar do Cádmio (portanto, não há componentes tóxicos). Quanto ao funcionamento, ela é similar à pilha de Ni-Cd. Há também algumas diferenças quanto ao rendimento das pilhas de Ni-Cd: maior densidade de energia (quantidade de energia por massa ou volume), maior durabilidade, maior retenção de carga, porém possui uma descarga de menor desempenho e seu efeito de memória é levemente maior.

Células eletroquímicas não são utilizadas apenas em pequenos dispositivos como controles remotos, câmeras, rádios, etc. São também utilizadas em coisas maiores, como por exemplo, carros e até no programa espacial americano. As chamadas células a combustível são normalmente utilizadas em carros elétricos. Tiveram o seu primeiro uso em 1960, no programa espacial americano, pois produziam eletricidade e água potável. Essa célula tem uma característica bem particular: seus reagentes (Hidrogênio e oxigênio) são continuamente repostos. Há uma membrana que permite a passagem de H^+ (membrana eletrolítica polimérica) para que ocorram as duas reações. O formato dessa célula é parecido com uma caixa, com entradas para os reagentes nos lados e a membrana no meio. O resultado dessas duas equações é hidrogênio e oxigênio formando água, eletricidade e calor. Nota-se que nenhum poluente é produzido por essa célula. Mesmo assim, há problemas nos custos de produção e na obtenção de hidrogênio, visto que esse é proveniente da eletrólise da água (separação das moléculas de água utilizando energia elétrica). A voltagem é de 0.7V

Pilhas, pilhas, pilhas... Poderíamos falar de pilhas o dia todo, mas deixaríamos de lado o mundo das baterias. Voltemos à pergunta inicial do texto: Qual a diferença entre pilha e bateria? Resposta: a pilha é constituída de uma célula eletroquímica e bateria de um conjunto de células, de modo a gerar maior voltagem. Agora surge outra pergunta: Como funciona uma bateria? Seria possível apenas

descrever como funciona cada bateria, as células que as formam... Mas, um jeito melhor de falar de baterias é falar de sua utilidade prática, e uma das mais importantes utilidades das baterias é em carros. Aqui vamos explorar o uso de duas baterias: a bateria de chumbo - ácido (utilizada em veículos convencionais a combustíveis fósseis) e a bateria de íons lítio.

A bateria de chumbo é um conjunto de placas, alternadas, de chumbo (Pb) e chumbo revestido com óxido de chumbo IV (Pb e PbO₂), ambas mergulhadas em ácido sulfúrico (H₂SO₄) 1 molar (1 mol/litro). Em cada célula (par de placas alternadas), ocorre as seguintes reações:



Vale lembrar que o SO₄²⁻ e o H⁺ vem do ácido sulfúrico após ser ionizado na água. Cada célula gera a voltagem de 2V. Como são 6 células colocadas em série, a voltagem total da bateria é de 12 volts. A vida útil dessa bateria acaba, quando as placas de PbO₂ e PbSO₄ se destacam. Ela tem a desvantagem de ser grande e pesada e o chumbo é um material tóxico. Mesmo assim, ainda é muito utilizada.

Voltando à outra bateria, de íons lítio é uma das mais eficientes que existe. No ânodo é utilizado um eletrodo de grafite com “espaços” (estrutura lamelar) capaz de armazenar e liberar íons lítio. O cátodo pode ser feito de vários materiais diferentes, porém todos apresentam essa estrutura lamelar e, geralmente, são óxidos que possuem lítio. Independentemente do material do cátodo, as baterias de íons lítio funcionam do mesmo modo: na descarga, o carbono oxida, liberando íons lítio para o cátodo, e na carga, o contrário ocorre. Elas geram voltagem em torno de 3 e 3,5 volts, possuem baixa densidade, o que permite diminuição no custo e no tamanho, não possuem efeito de memória e não são prejudiciais ao meio ambiente.

Essa bateria já é utilizada em veículos normais, como alguns táxis que foram projetados para circularem no sul da China, na cidade de Shenzhen. Esses carros foram feitos por uma empresa de baterias de íons lítio, que nunca havia produzido carros antes. Eles conseguem percorrer uma distância entre 300 e 350 km com apenas uma carga. Um carro convencional gastaria muito mais em litros de gasolina para rodar o equivalente, e conseqüentemente poluiria muito mais. Essa é outra vantagem dos carros elétricos movidos à bateria de íons lítio: não geram poluentes. Mesmo com essas vantagens, a densidade de energia da bateria de íons lítio (de 0,23 a 0,28 Mega Joules /Kg) é bem menor do que a da Gasolina (46,9 Mega Joules / Kg). Além disso, os custos para a produção das baterias de lítio são altos.

Outro grande problema são as fontes de energia para essas baterias, embora não tão grave, pois pode ser solucionado com as usinas hidrelétricas e a energia eólica. Talvez o maior problema seja o transporte dessa energia e a aceitação desses veículos pelo público. O transporte de energia elétrica pode ser solucionado com postos de abastecimento de energia, já a aceitação do público não é tão simples: muitos duvidam da eficiência de um carro elétrico. Porém, existe um projeto no Japão, feito por um professor da universidade de Keio, de um carro elétrico que já é capaz de superar muitos carros movidos a gasolina. O nome desse carro é ELIICA (Electric Lithium –Ion Car) e chega à velocidades superiores a 300 km/h. Ele está sendo aprimorado para chegar até 400km/h. Com certeza, é um super carro elétrico.

O dilema inicial do texto pode ter sido resolvido, mas ainda há um imenso caminho para se desvendar o incrível mundo das pilhas e baterias. Como foi visto, há muito para ser pesquisado e estudado sobre pilhas e baterias. Assim como uma pequena pilha se mostra tão simples e, ao mesmo tempo, tão complexa, os mistérios desses mágicos dispositivos se revelam para nós: aparentemente são mistérios fáceis de resolver, porém, não são.

Bibliografia:

- 1-Livro: "Princípios de Química: questionando a vida moderna e o Meio Ambiente" – Peter Atkins e Loretta Jones;
- 2 – Revista Química Nova na escola: "Pilhas e Baterias: Funcionamento e impacto ambiental": <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a01.pdf>;
- 3 – Química Nova [online]. 2001 vol.24 n.2 – "Baterias de níquel-hidreto metálico, uma alternativa para as baterias de níquel-cádmio" - Renato Canha Ambrosio e Edson Antonio Ticianelli ;
- 4 - Química Nova [online]. 2002 Vol. 25, No. 2 – "Materiais para cátodos de baterias secundárias de lítio";
- 5 - Livro: Química Geral 2 e Reações Químicas - John C. Kotz e Paul M. Treichel Junior ;
- 6 – site e vídeos sobre o carro elétrico (Eliica): <http://theodorkonrad.blogspot.com/2007/03/eliica-o-super-carro-eltrico-japons.html>
- 7 – video sobre os taxis de shenzen (parte 5 de 6): <http://www.youtube.com/watch?v=v-kjNYe6g9I&feature=related>