

## REAPROVEITAMENTO DE PILHAS E BATERIAS PARA O DESENVOLVIMENTO DE NOVAS PRÁTICAS PARA O ENSINO MÉDIO.

Marcus Vinicius Braz de Proença (IC), Sonia Regina Giancoli Barreto (PQ), Luiz Henrique Dall'Agnia (PQ)\*

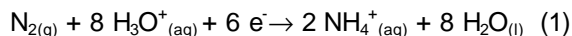
Depto. De Química/CCE/Uel, CP 6001, 86051-990 Londrina (PR) Brasil - \*[luizh@uel.br](mailto:luizh@uel.br)

Palavras Chave: reaproveitamento, pilhas, ensino médio.

### Introdução

As reações de oxidação-redução ocorrem por toda parte e constituem parte de nossa vida cotidiana. Como por exemplo, o ferro e o aço dos carros, pontes e edificações sofrem oxidação e formam a ferrugem. E ainda, muitos processos biológicos dependem de reações de transferência de elétrons. Por exemplo, o oxigênio que se respira é convertido em água e dióxido de carbono, o número de oxidação do oxigênio nas moléculas dos produtos ( $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ ) é -2, e, portanto ocorreu a transferência de elétrons para as moléculas de  $\text{O}_2$ . Esses elétrons são provenientes de uma etapa final, onde são transferidos da hemoglobina para o oxigênio.

Outros processos biológicos de transferência de elétrons são: a conversão da água em  $\text{O}_2$  nos vegetais através da fotossíntese e a conversão do gás nitrogênio a uma forma assimilável de nitrogênio, como o  $\text{NH}_4^+$ , através das bactérias nitrificantes (Kotz, 1991):



O método mais comum de se gerar eletricidade, é o calor da combustão proveniente de um combustível que é convertido em trabalho mecânico e depois em eletricidade. Porém a segunda lei da termodinâmica impõe uma restrição sobre a conversão do calor em trabalho: tal conversão deve ser acompanhada pela perda de calor. Em uma típica usina termelétrica, menos da metade do calor produzido é convertido em eletricidade. Nos motores de combustão interna dos automóveis, a conversão de calor é ainda menos eficiente.

O método mais eficiente para gerar eletricidade é evitar a conversão de calor em trabalho, convertendo assim, diretamente a energia química em energia elétrica.

A Eletroquímica é a área da Química que relaciona as reações de oxidação-redução e a física de fluxo de cargas, sustentando um importante método de utilização da energia livre disponível nas reações químicas espontâneas para executar trabalho útil, e também utilizar essa energia para realizar reações que de outras maneiras seriam impossíveis. Portanto está diretamente direcionada a problemas práticos como a estocagem de energia em baterias e a

conversão eficiente de energia a partir de fontes facilmente disponíveis (como a energia solar e química) em formas úteis para aplicações tecnológicas (Hill, 1996).

As pilhas e baterias são sistemas eletroquímicos e podem ser classificados de acordo com seus modos de funcionamento, podendo ser classificados como células primárias, células secundárias e células de combustível.

### Células Primárias

São células cuja energia não pode ser recarregada. A célula primária mais familiar é a célula de Leclanché (também conhecida como célula seca de zinco-carvão) usada em lanternas e rádios portáteis. Essa pilha não é realmente seca, porque o seu eletrólito é uma pasta úmida de cloreto de amônio e cloreto de zinco.

A Figura 1 mostra o esquema dessa célula, a sua parede é feita de zinco, que constitui o ânodo (pólo negativo), no centro há um bastão de grafite que funciona como cátodo (pólo positivo), ou melhor, como coletor de "corrente catódica", esse bastão é envolvido por uma densa camada de grafite e dióxido de manganês que é realmente o verdadeiro cátodo.

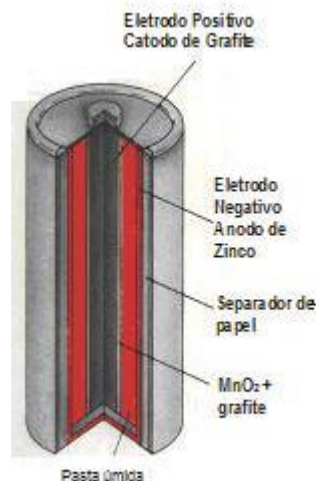
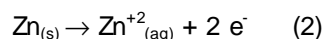
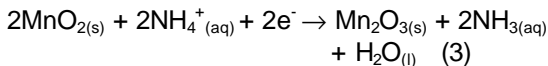


Figura 1- Esquema da pilha de Leclanché.

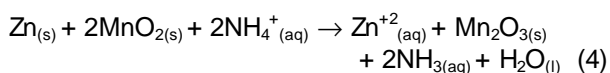
Quando a célula inicia o seu funcionamento, a semi-reação que ocorre no ânodo é:



Os elétrons migram do ânodo (zinco) através do circuito para o bastão de grafite. O dióxido de manganês ( $\text{MnO}_2$ ) é o receptor de elétrons, e é reduzido para  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  (tríóxido de manganês) através dos elétrons que passam para ele através das partículas de grafite do bastão. A semi-reação que ocorre no cátodo é:

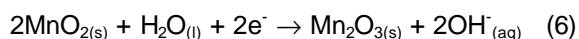
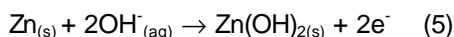


O instrumento engenhoso de misturar pó de grafite e dióxido de manganês, aumentando consideravelmente a área superficial efetiva do cátodo, reduz a resistência interna da célula e possibilita um maior fluxo de elétrons. A reação global da célula galvânica é:

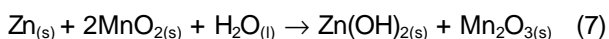


A célula de Leclanché gera uma diferença de potencial (ddp) de 1,50V, a desvantagem deste tipo de pilha são a variação da concentração com o tempo e a diminuição da voltagem quando está em funcionamento.

Nas pilhas alcalinas, o ânodo é fabricado com zinco altamente poroso, o que torna a oxidação mais rápida em relação ao zinco usado na pilha de zinco-carvão, e no anodo, o cloreto de amônio é substituído pelo hidróxido de potássio, as semi-reações que ocorrem no anodo e no catodo respectivamente são:



Portanto, a reação global da célula galvânica é:



Neste caso, as espécies dissolvidas não participam da reação global, produzindo uma ddp mais estável.

#### Células secundárias

São baterias cujos seus eletrólitos podem ser restaurados após serem consumidos, através da aplicação de um potencial inverso à direção do fluxo da corrente que passa pela célula. Para recarregar uma célula secundária que é necessário que a polaridade da fonte externa seja invertida e sua voltagem maior que da célula.

E as baterias mais comuns são a níquel-cádmio utilizada em calculadoras eletrônicas e aparelhos sem fio como barbeadores elétricos, e a bateria de chumbo-ácido que está presente nos motores de automóveis, caminhões e motocicletas.

Um fato interessante observado em nosso cotidiano é que fazemos o uso indeterminado dos

termos pilha e bateria. Enquanto que a Pilha é um dispositivo constituído unicamente de dois eletrodos e um eletrólito, arranjados de maneira a produzir energia elétrica e a Bateria é um conjunto de pilhas agrupadas em série ou em paralelo, dependendo da exigência por maior potencial ou corrente.

Bocchi (2000) descreve que a compreensão dos princípios de funcionamento dessa grande variedade de pilhas e baterias é uma tarefa árdua e requer, muitas vezes, um conhecimento profundo e multidisciplinar, já que vários destes sistemas eletroquímicos empregam tecnologia avançada.

Arroio *et al* (2000), relata que durante a realização desses experimentos demonstrativos, o conhecimento do professor sobre comportamento e propriedades do sistema químico, e a forma como o professor manipula os sistemas químicos funcionam como um modelo não somente de técnica, mas também de atitude. Experimentos demonstrativos envolvem geralmente maior participação dos estudantes e maior confiança em questões e sugestões tais como "O que acontecerá se você adicionar mais de...?". Em princípio, e na prática, todo experimento demonstrativo é uma situação em que os professores podem transportar suas atitudes sobre a base experimental de química e podem, deste modo, motivar os estudantes a realizarem experimentações adicionais, além de induzi-los a relacionar teoria e experimentação.

Onde se os experimentos se forem bem explorados, ilustraram conceitos de indiscutível importância química no campo da termodinâmica (variação da energia de Gibbs, espontaneidade, e constante de equilíbrio de reações redox), da migração de íons em solução (papel da ponte salina, difusão e migração nas semi-celas). As pilhas ilustram também aspectos importantes do conteúdo do curso de física, tais como potencial e corrente elétricos, evidenciando de modo claro ao aluno que a química tem profunda ligação com a física (Hioka *et al*, 2000).

O objetivo desse trabalho é desenvolver experiências aplicadas ao ensino médio utilizando pilhas e baterias já usadas e que seriam descartadas como lixo doméstico e serão usadas como fontes de materiais e reagentes alternativos para o professor do ensino médio em três práticas apresentadas neste trabalho.

## Resultados e Discussão

### Desmontagem das pilhas e baterias.

O processo de desmontagem da pilha e da bateria é semelhante, tanto na pilha como na bateria é necessário retirar o invólucro de metal que as revestem. Na sequência, a cápsula que contém os eletrólitos, é cordada ao meio com uma serra fita e com o cuidado para não desperdiçar os eletrólitos e quebrar os eletrodos de grafite, porque ambos serão usados nas experiências que serão desenvolvidas.

Devido à principal composição das pilhas e baterias ser de metais pesados é necessário o uso de luvas, para evitar a contaminação.

#### *Materiais utilizados nos experimentos*

- Fios com conector tipo “jacaré”;
- Limões;
- Multímetro;
- Relógio despertador;
- Fio de cobre de 20cm;
- Barra de magnésio de 20cm (liga) ;
- Eletrodos de grafite;
- Bateria 9V;
- Recipiente plástico transparente de 100 mL.

#### *Soluções Utilizadas nos experimentos*

- Solução de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0.5 Mol.L<sup>-1</sup>: Em um balão volumétrico de 500mL foi pesado 35,5068g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  e em seguida completou-se o volume.
- Solução de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  0.5 Mol.L<sup>-1</sup>: Em um balão volumétrico de 50mL foi pesado 6,2408g de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  e em seguida completou-se o volume.
- Solução de  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  0.5 Mol.L<sup>-1</sup>: Em um balão volumétrico de 50mL foi pesado 8,2409g  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  e em seguida completou-se o volume.

#### *Realização dos experimentos*

##### **1. Pilha de limão**

Antes de construir as pilhas e medir suas tensões seria interessante fazer uma análise do circuito (pilha e relógio), envolvendo o seguinte raciocínio:

A tensão elétrica útil (U) entre os terminais de cada pilha primária, pode ser expressa em termos de sua f.e.m, força eletromotriz (E), de sua resistência interna (r) e da corrente de intensidade(i) que por ela circula, sendo expressada pela seguinte fórmula:  $U = E - r \cdot i$ , o demonstrando claramente que a tensão útil depende da intensidade da corrente elétrica solicitada.

Em circuito um aberto, um bom voltímetro conectado aos eletrodos fornece uma tensão ( $U_{\text{aberto}}$ ) que é igual a força eletromotriz (E),  $U_{\text{aberto}} = E$ , pois a corrente do circuito ( $i_{\text{aberto}} = 0$ ).

Com um amperímetro conectado diretamente entre os eletrodos (curto-circuitando a pilha), fornece uma corrente curto-circuitando ( $I_{\text{cc}} = E/r$ , uma vez que  $U_{\text{cc}} = 0$ ). Da leitura da f.e.m. (E) (via voltímetro) e da corrente de curto circuito  $i_{\text{cc}}$  (via amperímetro) obtemos a seguinte expressão:  $r = E/i_{\text{cc}}$ .

Para nossa montagem esse valor resultou ao redor dos 3 000 ohms e  $E = 0,7 \text{ V}$ .

Para as duas pilhas em série, formando uma bateria teremos:

$E_{\text{bat.}} = 1,4 \text{ V}$  e a  $P_{\text{bat.}} = 6.000 \text{ W}$  e sob uma d.d.p. útil de 1,2 V; teremos:

$i = (E_{\text{bat.}} - U)/r = (1,4 - 1,2)/6000 = 3 \times 10^{-5} \text{ A}$ , que são suficientes para o funcionamento do relógio digital.

Na construção dessa pilha foram usados como eletrodos alternativos, o bastão de grafite, a cápsula que contém o eletrólito da pilha e uma liga de magnésio comumente usada em soldagem das chamadas “rodas de magnésio” de carros sendo uma liga de baixo custo.

Os eletrodos foram fixados em lados opostos do limão, e as seguintes combinações entre os eletrodos foram feitas:

- Grafite e liga de magnésio;
- Grafite e Cápsula;
- Liga de magnésio e Cápsula.

Em seguida foi medida a tensão produzida pelas pilhas por um multímetro.

Pela leitura no multímetro obteve-se as tensões produzidas nas células, a Tabela 1 indica as tensões medidas no multímetro.

**Tabela 1:** Tensões medidas no multímetro

<i>Pilha</i>	<i>Tensão (V)</i>
Grafite e liga de magnésio	<b>1,80</b>
Grafite e Cápsula	<b>0,693</b>
Liga de magnésio e Cápsula	<b>1,15</b>

Pelas tensões medidas experimentalmente é possível calcular quantas pilhas devem ser ligadas em série para funcionar o relógio despertador que opera com uma pilha de 1,5V.

O número de células necessárias para operar o relógio é calculado pela expressão:

$$h = \frac{1,5V}{E_{\text{célula}}^0} \quad (8)$$

Onde  $h$  é o número de células necessárias, 1,5V é a tensão da pilha usada no relógio e  $E_{\text{célula}}^0$  é a tensão obtida na célula construída.

A Tabela 2 indica o número de células necessárias para operar o relógio:

**Tabela 2:** Número de células necessárias para operar o relógio

<i>Células</i>	<i>Número de células</i>
Grafite e liga de magnésio	01
Grafite e Cápsula	03
Liga de magnésio e Cápsula	02

A análise desse sistema está baseada nos seguintes cálculos:

O limão pode ser substituído pela batata, laranja e maçã. É importante ressaltar que após essa

experiência **as frutas não devem ser comidas**, porque há metais dissolvidos em suas polpas.

## 2. Eletrolise I: Moléculas de água transformando-se em moléculas de oxigênio e hidrogênio

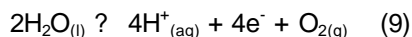
Em um recipiente de plástico de 100mL, foi colocado 80mL de água, em seguida foi adicionado 1.5g de  $Mn_2O_3$ , que ajudará na condução da condução da corrente elétrica.

Logo após, colocou-se dois eletrodos de grafite conectados a uma bateria de 9V em lados opostos em um bquer de 100mL, que instantaneamente, observou-se a formação de gases.

O mesmo experimento foi realizado com a substituição do  $Mn_2O_3$  por 1,5g sulfato de sódio.

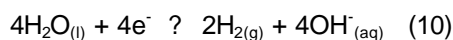
Logo após a conexão da bateria aos eletrodos de grafite, foi observada a evolução de gases.

Em um eletrodo ocorreu a formação de oxigênio e formação de  $H^+$ :



O elétron é proveniente da corrente externa que flui para solução e volta para a bateria

No outro eletrodo houve a formação de hidrogênio e formação de  $OH^-$ :



Esses elétrons estão vindo pela solução da bateria para esse eletrodo. Os gases produzidos podem ser coletados em uma seringa.

Foi observado quando o  $Mn_2O_3$  foi substituído pelo sulfato de sódio, foi que a evolução dos gases formados foi mais intensa, isso é devido à solubilidade do  $Mn_2O_3$  ser menor que a do sulfato de sódio, tendo, portanto uma menor quantidade de íons para conduzir a corrente elétrica necessária para quebrar as moléculas de água.

## 3. Eletrolise II: Eletrolise em várias cores.

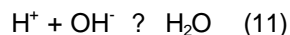
O procedimento realizado na experiência anterior é repetido aqui, mas adicionando o indicador ácido-base azul de bromotimol.

Logo após a conexão da bateria aos eletrodos de grafite, foi observado a evolução de gases, e a formação de três regiões coloridas: azul, amarelo e verde.

As regiões coloridas são resultados da oxidação e redução da água nos eletrodos de grafite, a região de cor amarela indica o anodo, onde está ocorrendo a oxidação e formação de íons  $H^+$ , de acordo com a reação (9).

Quando a água é reduzida no cátodo, há formação de  $OH^-$ , e a cor observada é azul, de acordo com a reação (10).

Devido à formação dos íons  $H^+$  e  $OH^-$ , ocorrerá a reação de neutralização e o aparecimento da cor verde:



A mesma experiência foi realizada, fazendo a substituição do  $Mn_2O_3$  pelo sulfato de sódio, a vantagem dessa substituição foi que a visualização das regiões coloridas formadas que foram mais nítidas.

O  $Mn_2O_3$  pode ser usado na experiência de decomposição do peróxido de hidrogênio em oxigênio e hidrogênio, onde ele aumentará a velocidade de decomposição, devido à sua superfície de contato, já que está finamente dividido.

## Conclusões

✓ Os experimentos realizados foram eficazes, se mostrando ferramentas úteis ao professor devido ao seu fácil acesso, sua simplicidade ao realizar os experimentos, a facilidade dos alunos ao assimilar os conceitos trabalhados, o que torna o aprendizado do aluno mais dinâmico e significativo.

✓ Esses experimentos permitem ao professor trabalhar com outros conceitos de química como concentrações de soluções, reatividade química e indicadores ácido-base, mas também com outras disciplinas por exemplo, a Física com a associação de pilhas de em série e o efeito Joule; a Biologia explicando os efeitos dos metais pesados no organismo humano e meio-ambiente.

✓ As experiências propostas permitem ainda ao professor demonstrar a conversão de energia química em energia elétrica mostrando a importância do princípio da eletroneutralidade e aplicar conceitos teóricos no cotidiano dos alunos.

✓ Devido a essas observações concluiu-se que as pilhas e baterias usadas são uma ótima alternativa para serem usadas na preparação de experiências para alunos do ensino médio, e também para os professores tornarem as suas aulas mais dinâmicas, significativas e prazerosas para os alunos.

## Agradecimentos

Os autores agradecem ao Departamento de Química da Universidade Estadual de Londrina, pelo apoio recebido durante a realização dos experimentos.

ARROIO, A., WEBER, K. C., HOMEM-DE-MELO, P., PRADO GAMBARDILLA, M. T., SILVA, A. B. F.. **O Show da Química: Motivando o interesse científico**. Química Nova, v.29, p. 173-178, 2006.

BOCCHI, N., FERRACIN, L. C., BIAGGIO, S. R.. **Pilhas e Baterias: Funcionamento e Impacto Ambiental.** Química Nova na Escola. n° 11, p. 3-9, Maio, 2000.

HILL, John W. – **General Chemistry: an integrated approach** – 2<sup>nd</sup> – Prentice-Hall- New Jersey -1996.

KOTZ, John C. – **Chemistry & Chemical Reacivity** – 2<sup>nd</sup> – Saunders College Publishing – Orlando – 1991.