Aplicação de Conceitos de Eletroquímica no Ensino Médio

Margarete Raitz*
Reinaldo Aparecido Bariccatti**

Resumo: A eletroquímica é a parte da química que estuda a relação entre a corrente elétrica e as reações químicas de transferência de elétrons (reações de óxido-redução), seis destas reações foram desenvolvidas em turmas de alunos oriundos de escolas públicas da cidade de Verê, PR. Uma das principais discussões, diz a respeito geração de corrente elétrica espontânea, pelo contato de dois metais diferentes separados por pedaços de papelão em meio ácido. A demonstração foi muito eficiente para o desenvolvimento dos conceitos de oxi-redução , corrente elétrica e eletrólise. O interesse e a compreensão dos tópicos abordados foram avaliados por meio de questionário o qual mostrou um alto nível de interesse e correlação com o cotidiano.

Palavras-chave: eletroquímica, pilha, baterias, corrente elétrica e eletrólise.

Abstract: The electrochemistry is the part of chemistry that studies the relationship between electrical current from chemical reactions and the transfer of electrons (oxide-reduction reactions), six of these reactions were conducted in classes of pupils from public school in Vere, PR . One of the main discussions, says about spontaneous generation of electrical current, the contact of two different metals separated by pieces of cardboard in an acid medium. The demonstration was very efficient for the development of concepts of oxy-reduction, electric current and electrolysis. The interest and understanding of the topics addressed were evaluated by questionnaire which showed a high level of interest and correlation with the daily.

Key-words: electrochemistry, batteries, electrical current, electrolysis.

1 * Professora graduada em química e matemática pela FACEPAL – Palmas. Especialização em química pela UNICENTRO. Professora de química e matemática no Colégio Estadual Arnaldo Busato.
** Professor graduado em química pela UNICAMP. Mestrado e doutorado em físico-química. Professor da Universidade do Oeste do Paraná (UNIOSTE).

Introdução:

Hoje se fala muito da economia energética, cuidado ambiental e reciclagem, dentro destas preocupações temos as pilhas e baterias, praticamente ela enfoca todas as preocupações energética e ambiental da atualidade. As pilhas e baterias possuem em sua constituição elementos economicamente viáveis sendo de interesse seu reaproveitamento, estas baterias quando descartadas a céu aberto podem ser liberar metais pesados ao meio ambiente que de uma forma ou de outra pode afetar os seres vivos. Além, da preocupação ambiental a crise energética leva o Homem a procurar novas fontes de energia e como armazená-la; por esta ótica as baterias possuem uma posição privilegiada para acumulo de energia elétrica não só a proveniente do sol mas também a de células de combustíveis, assim, a utilização destas devem aumentar nos próximos anos. Para colocar o aluno frente à problemática do tema é necessário, entender as reações de óxido-redução que permitem aproveitar o fluxo de elétrons para a realização de trabalhos como acender uma lâmpada, acionar o alarme de um carro ou fazer funcionar um motor.

Atualmente existe uma diversidade de pilhas e baterias muito grande. Elas podem variar em diferentes aspectos: forma, tamanho, sistemas de oxidação e redução e capacidade de carga, etc.

As pilhas eletroquímicas são sistemas químicos freqüentemente denominados células eletroquímicas, estas consistem de dois eletrodos, ou seja, de duas placas condutoras: um denominado cátodo e outro ânodo. No cátodo, ocorre a redução dos cátions: no ânodo, a oxidação do metal.

O ânodo e o cátodo são separados por membrana semipermeável que permitem a passagem de íons entre eles. Essas membranas variam de acordo com o módulo da pilha. O funcionamento de qualquer pilha é determinado pelo fluxo de elétrons entre os eletrodos. Os elétrons são liberados no ânodo, a

partir da semi-reação de oxidação, e percorrem o circuito externo até o cátodo, sendo transferidos para a semi-reação de redução. A quantidade de elétrons produzida no ânodo deve ser igual à quantidade consumida no cátodo, conservando a energia e massa no processo.

Cada metal possui capacidade própria de doar ou receber elétrons, por isso, para saber se um metal será oxidado ou se seus íons serão reduzidos, em uma pilha, é necessária a visualização e compreensão de cada semi-reação que envolve as reações eletroquímicas.

O potencial elétrico produzido em uma célula eletroquímica depende dos metais que formam os eletrodos, já a intensidade de corrente depende da área superficial dos eletrodos e da concentração de cada íon ativo em solução. Como exemplo maior, comumente cita-se a pilha de $Cu°/Cu^{2+}$ // $Zn^{2+}/Zn°$, conhecida como a pilha de Daniell. Este dispositivo é constituído basicamente por uma semi-células de $Cu°/CuSO_4$ 1,0mol/L e $Zn°/ZnSO_4$ 1,0 mol/L, em compartimentos separados, e unidos por meio de ponto de salina, esta última é feita com um tubo de vidro, em forma de U invertido, contendo soluções aquosa saturada de eletrólito, tapada nas extremidades por chumaços de algodão.

Ao se conectar os dois eletrodos metálicos com um fio externo contendo uma lâmpada de voltagem adequada, tem-se uma pilha funcionando como fonte de corrente, isto é, realizando um trabalho: acendendo uma lâmpada o fio externo e a ponte salina permite que o circuito elétrico entre os dois eletrodos seja fechado. No caso, a reação em cada uma das semi-células é:

$Cu^2 + 2e^- \rightarrow Cu°$ (ganho de massa na placa ou Cu) E°= 0,34v.

$Zn° \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (perda de massa da placa de Zn) E°= 1,10 V.

Conforme o ilustrado o zinco metálico sofre oxidação enquanto o cobre sofre redução, permitindo vislumbrar que o fluxo de elétrons no fio externo vai do eletrodo de zinco para o de cobre. Conseqüentemente, na solução, íons negativos migram para o

compartimento de zinco (neutralizando o excesso de íons Zn^{2+} formados) e, ao mesmo tempo, íons positivos migram para o de cobre (suprindo o consumo de íons Cu^{2+}). Neste caso, mantém-se a eletro neutralidade do sistema fechando o circuito. Tanto o fio como a ponte salina são condutores (um eletrÙnico e outro iÙnico) que permitem a passagem de corrente entre os eletrodos metálicos: dos dois condutores, o que tiver maior resistência elétrica (usualmente a ponte salina) praticamente determinará o valor da corrente elétrica que poderá circular pela pilha. Daí a importância de que a resistência elétrica da ponte salina seja a menor possível.

Outro exemplo de pilha é a de duas lâminas de zinco, duas de cobre e quatro tiras de papel-filtro, sendo duas embebidas em solução de sulfato de cobre e duas em solução de sulfato de zinco. A montagem da pilha é feita por empilhamento, seguindo a seqüência: placa de cobre, papel com sulfato de cobre, papel com sulfato de zinco, placa de zinco; a seguir, repete-se a mesma seqüência. Conectando-se uma lâmpada às placas de zinco e de cobre, a mesma acende, porém mantém-se acesa por pouco tempo. Quando em funcionamento, o fechamento do circuito ocorre de forma similar à da outra pilha, isto é, íons Zn^{2+} e íons Cu^{2+} migram na direção dos eletrodos de cobre, enquanto íons sulfatos migram na direção dos eletrodos de zinco.

O potencial elétrico (potência) de uma pilha é a sua capacidade de deslocar elétrons através de um circuito fechado externo, fornecendo uma diferença de potencial (ddp), entre pólos que é medida em volts (V).

Existem vários tipos de pilhas no mercado: pilha seca de zinco-carbono, pilhas alcalinas, pilhas de níquel-cádmio, pilhas miniaturas, baterias de chumbo-ácido e células de combustível.

A deposição de metais sobre o eletrodo pode alterar o aspecto de uma peça metálica qualquer, tornando-a mais nobre e aumentando seu valor. Para que este metal seja revestido por uma fina película de metais nobres, ouro ou prata basta que o eletrodo

tenha afinidade estrutural com o metal nobre e que seja aplicado um potencial adequado para que a reação de interesse ocorra. Peças metálicas decorativas de automóveis, motos ou bicicletas, para se tornarem mais brilhantes e atrativas, são revestidas com cromo (cromadas), e muitas peças de aço recebem uma película de zinco para protegê-las da corrosão. Essa técnica de revestimento de uma peça metálica por outro metal é a eletrodeposição metálica ou galvanoplastia, que é uma aplicação industrial da eletrólise.

O processo de deposição de finas camadas de metais sobre objetos ocorre pela passagem de corrente elétrica em solução eletrolítica. O objeto a ser revestido constitui o cátodo numa solução cujo eletrólito tem como cátion o metal a ser depositado. Há casos nos quais o metal a revestir é colocado no ânodo, onde é oxidado para, posteriormente, ser depositado por redução no cátodo.

Prata e ouro são muito utilizados para revestir jóias feitas com metais mais baratos. A prata é também utilizada no revestimento de talheres. Níquel e cromo são muito utilizados em revestimentos de peças industriais e automotivas devido ao custo relativamente baixo, à grande resistência à corrosão e à beleza estética.

Processo de eletrólise bem controlado pode ser utilizado para a obtenção de metais puros. Alguns exemplos são a recuperação de prata de filmes fotográficos e de radiografias e a obtenção de alumínio através de seu minério.

Outro conceito estudado que tem relação com a eletroquímica é o processo de corrosão. ... um fenÙmeno natural que ataca as estruturas de metal e suas ligas. Uma das formas de evitar ou diminuir a corrosão é revestir o material de metal com uma camada protetora que evite seu contato com o oxigênio e a água.

Isso pode ser feito aplicando-se uma camada de polímero (tinta a base de solvente orgânico) ou de outro metal mais resistente (eletrodeposição). O primeiro é o que se faz, por exemplo, como os eletrodomésticos de metal e carros, o segundo é muito utilizado em torneiras e acessórios metálicos para banheiro.

Em grandes estruturas sujeitas à corrosão utiliza-se a técnica de proteção catódica que consiste em colocar em contato com o metal que se quer proteger um pedaço de metal que se oxida mais facilmente que ele. Dessa maneira constitui-se uma pilha na qual o metal a ser protegido é o cátodo e outro metal, o ânodo. Em situações que favoreçam a transferência de elétrons, este segundo metal irá se oxidar evitando a corrosão do metal a ser protegido, por isso, chamado de ânodo de sacrifício.

Estruturas e materiais metálicos em contato com a terra e com a água também necessitam de proteção catódica. Esses são casos de torres de transmissão de corrente elétrica, tanques de combustível enterrados sob postos, tubulações subterrâneas de água e combustíveis.

Vários trabalhos foram apresentados com propostas de aplicação didática, apesar de contribuírem significativamente para o aumento de experimentos alternativos, relatos de sua aplicação efetiva como forma de comprovar a real eficácia dessas estratégias de ensino, são escassos na literatura. Este trabalho tem como objetivo, aproveitar as características, de pilhas, baterias e eletrólise apresentadas em sala de aula, para alunos do ensino Médio, que prima pela utilização de recursos do cotidiano.

As principais vantagens de tal atividade residem no fato do aluno aprender a utilizar recursos do cotidiano e a importância dos mesmos, alertando-o para a presença de materiais com características próprias no seu cotidiano. Em adição, o baixo custo de tais experimentos, propicia a sua difusão em escolas de qualquer nível econÙmico-social, contribuindo para a formação de cidadãos mais críticos e conscientes de um conceito químico presente em sua vida diária. Uma avaliação do uso de tal recurso foi avaliada pelos próprios alunos através de questionário sobre o aproveitamento e a metodologia empregada.

MATERIAIS E M…TODOS

- Material utilizado

Utilizaram-se os seguintes materiais: sulfato de zinco, sulfato de cobre, fios de cobre e zinco, tripa seca bovina, garrafas pet, sal de cozinha, feltro, grafite, cabo elétrico, pilha, bateria de 9V, iodeto de potássio,esponja de aço, clipes, açúcar,pedaços de arame.

Condições e local de aplicação

A prática foi desenvolvida no laboratório da escola parcamente instalado, para alunos de nível médio do Colégio Estadual Arnaldo Busato de Verê. O universo de alunos atingidos foi de 80 alunos, distribuídos em duas turmas. A aplicação foi feita em maio de 2008. Os estudantes efetuaram os experimentos no laboratório, divididos em grupos de 5 alunos.

- Procedimento utilizado

Os vários materiais citados foram distribuídos nas 6 atividades propostas: A aula foi dividida em fases, para facilitar a aplicação:

Fase 1 – Primeiramente introduz-se o conceito de eletroquímica, bem como as principais características.

Fase 2 – Discute-se a utilidade destes materiais no dia a dia e a necessidade do conhecimento do conceito de eletroquímica, para tornar o cidadão mais ciente do tipo de materiais com os quais tem contato diário.

Fase 3 – Apresenta-se o conceito de pilhas, baterias e eletrólise. Os conceitos apresentados nesta fase, deverão estar relacionados com o conceito de eletroquímica apresentados na fase 1.

Fase 4 – Apresentam-se os materiais a serem utilizados.

Fase 5 – Desenvolvem-se as atividades em grupos, conforme segue:

Atividade 1:

- coloque em um béquer solução aquosa de sulfato de zinco, mergulhe um pedaço de fio de cobre lixado com uma palha de aço.

- Observe e anote as mudanças ocorridas.

- Em outro béquer, coloque solução de sulfato de cobre e mergulhe um prego zincado ou um pedaço de calha zincada, lixe os objetos com palha de aço.

- Observe e note as mudanças ocorridas.

O que significa a mudança de cor na solução e na superfície do metal?

Por que ocorreu um leve aquecimento em um dos béqueres?

Você montou dois sistemas separados: um formado pelo metal (fase sólida) cobre mergulhado na solução aquosa de zinco (fase líquida) e outro pelo metal zinco (fase sólida) mergulhado na solução aquosa (fase líquida) de sulfato de cobre.

- De onde veio a cor “avermelhada” que aparece na superfície da placa de zinco?

- Por que “desapareceu” a cor azul da solução aquosa de sulfato de cobre?

- Será que este experimento tem alguma relação com uma pilha?

Atividade 2:

- Lave bem a casca de uma lingüiça (tripa seca bovina) de 13 cm de comprimento, com água e detergente.

- Corte uma garrafa plástica de refrigerante (2L) a uma altura de 15 cm da base (formando um recipiente) e corte o bocal, encaixando uma das extremidades da tripa seca de boi no bocal.

- Faça um suporte com um pedaço de madeira ou isopor, com dois orifícios (3,5 cm de diâmetro) separados por 1,5 cm (essa peça serve somente para suporte).

- Neste suporte apóie o bocal da garrafa já com a tripa de boi presa.

- Amarre com elástico a outra ponta da tripa.

- Coloque pelo bocal solução aquosa de sulfato de cobre e reserve.

- Na outra parte da garrafa com formato de recipiente adicione solução aquosa saturada de sal de cozinha.

- Mergulhe o sistema que você montou com a tripa seca no recipiente plástico, em seguida mergulhe uma placa de cobre (fio de cobre) na solução aquosa de sulfato de cobre, contida na tripa de boi, e a placa de zinco (prego ou calha), usando o outro orifício do suporte, na solução aquosa de sal de cozinha, contida no recipiente plástico.

Ligue os fios da lâmpada de 1,5 V (farolete pequeno) aos metais, zinco e cobre, com fita adesiva, a montagem deste experimento é representada na Figura 1.

Quais as mudanças que se observou?

De onde veio a corrente elétrica que acendeu a lâmpada?

O que aconteceu com a placa de zinco? E com a placa de cobre?

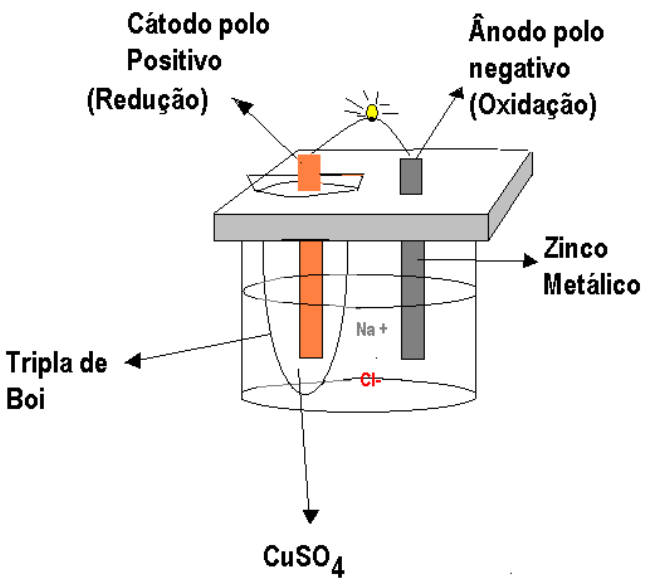


Figura 1 Representação da montagem experimental.

Atividade 3:

- Monte a pilha de Volta seguindo a seqüência: uma placa de cobre, feltro (tecido, medindo 10 cm x 2 cm) encharcado com a

solução de sulfato de cobre; papelão medindo 10 cm x 2 cm encharcado com a solução saturada de sal de cozinha, feltro encharcado com a solução sal de cozinha, uma placa de zinco.

- Repetindo a seqüência duas vezes. Ligue os fios a uma lâmpada a as placas (de cobre e de zinco). Observe, anote e compare o efeito obtido com os outros experimentos.

Atividade 4:

- Providencie um cabo elétrico, dois grafite e uma pilha ou bateria.

- Coloque solução aquosa de iodeto de potássio a 0,5 $mol.L^{-1}$ em um béquer (pode ser substituído pelo sal de cozinha).

- Mergulhe os grafite na solução aquosa de iodeto de potássio, ligando-os ao terminal das pilhas..

- Não se esqueça de anotar a cor dos materiais no início e no final do experimento e os pólos da pilha onde está sendo observada a(s) mudança(s).

- O que se observou?

Atividade 5:

Líquidos podem atacar metais?

1- Marcar os béqueres com os seguintes rótulos: 1a, 1b, 2a, 2b, 3a, 3b, 4a e 4b.

2- Colocar líquido em cada béquer, até a metade, de acordo com a numeração:

1- água destilada;
2- solução de sacarose;
3- solução de cloreto de sódio;
4- solução de sulfato de cobre;

3- Desenhar em seu caderno uma tabela como a seguinte.

	Palha de aço		Clipes	
Líquido	Antes	Depois	Antes	Depois
¡gua destilada				
Açúcar				
Cloreto de sódio				
Sulfato de cobre				

4- Em cada recipiente com a letra a colocar um pedaço da palha de aço e nos recipientes com a letra b um clipe. Observar e anotar características dos líquidos e dos sólidos nas colunas antes.

5- Observar por 20 minutos e anotar características dos líquidos e dos sólidos nas colunas depois.

Análise dos dados:
1- Em quais sistemas houve variação de características?
2- Como você pode explicar microscopicamente as alterações observadas?

3- Como você justifica as diferenças observadas entre os sistemas?
4- O que tem em comum os líquidos que se modificaram e os líquidos nos quais não se observaram modificações?

Atividade 6:

1- Dobre os pedaços de fio rígido e desencape suas pontas para fazer os eletrodos.

2- Conecte os fios flexíveis na fonte de corrente contínua e nos eletrodos.

3- Coloque água destilada até 2/3 do volume do béquer, pingue cinco gotas de fenolftaleína e cinco de amido e observe por cinco minutos.

4- Troque de béquer, colocando no segundo, a solução do KI. Depois pingue cinco gotas de fenolftaleína e cinco de amido e observe por 5 minutos.

Análise de dados

1- O que você observou ao passar corrente elétrica pelo béquer contendo água destilada?

2- Quais os íons presentes na solução? Quais serão atraídos para o pólo negativo e quais serão atraídos para o pólo positivo?

3- Quais o objetivo da fenolftaleína - indicador ácido-base - no experimento? O que podemos afirmar com base em seu efeito?

4- A solução de KI contém iguais quantidades de íons H^+ e OH^-. Como podemos relacionar o efeito da fenolftaleína com essa informação? Proponha uma semi-reação que justifique essa hipótese.

5- O amido indica a presença de iodo (I_2), conferindo coloração violeta à solução. De acordo com o experimento, de onde pode ter surgido o iodo? Proponha uma semi-reação que justifique essa hipótese.

Fase 6 – Discussão final com os alunos, comparando os resultados obtidos em cada experimento.

RESULTADOS

Os resultados obtidos pelos alunos, divididos em grupos de 5 alunos, foram representados através de dois esquemas básicos, que explicam o funcionamento de uma célula eletroquímica (pilha) e outro da eletrólise. As duas melhores representações são apresentadas nas Figura 2 e 3:

Figura 2 Representação de célula eletroquímica

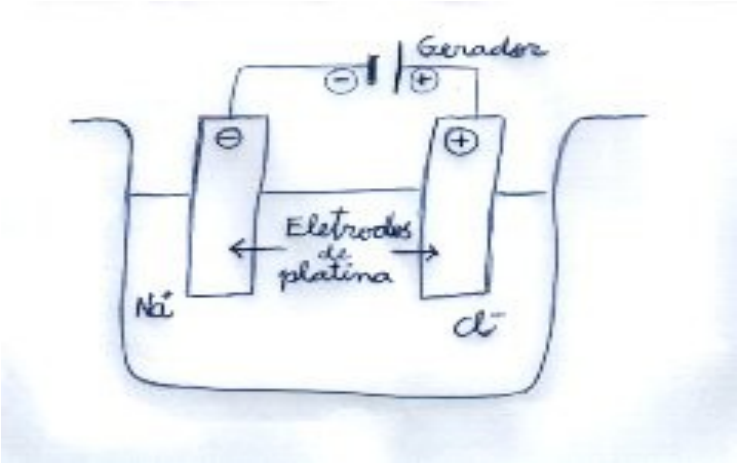
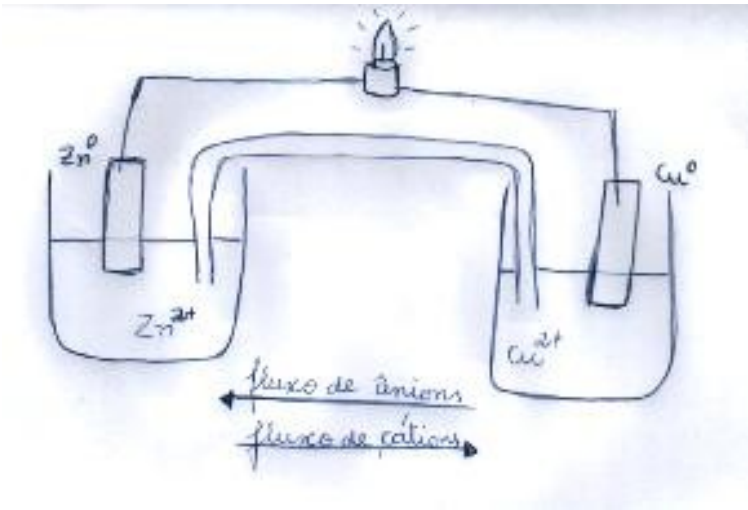


Figura 3 Representação de uma eletrólise



O que realmente mais impressionou os alunos foi o fato que em alguns experimentos a lâmpada acendeu e em outros não. A conclusão dos alunos foi em relação à ponte salina, que estava montada, em alguns experimentos, de maneira inadequada. Apresentava dificuldades para fluir a corrente necessária, limitando assim, a corrente resultante para o acendimento da lâmpada. Foi medida então, a tensão elétrica das pilhas resultando, em algumas experiências, em aproximadamente 0,9V. Foi nesses casos que a lâmpada acendeu e abaixo disso a lâmpada não acendeu.

Os alunos mostraram-se atentos e interessados nas explicações teóricas e assim puderam compreender e executar os experimentos.

A maior dificuldade encontrada para realizar os experimentos foi a busca pelos materiais e reagentes, mas a grande maioria deles a escola disponibilizou. O que não tinha na escola, os alunos compraram no comércio local.

Outros dados relevantes foram levantados na pesquisa que foi feita entre os alunos, o qual se transcreve abaixo:

1 – Avalie a prática de Ensino:

87% ”tima, 6% Boa, 3% Ruim, 4% Não opinaram

2 – Ela condiz com sua realidade cotidiana:

91% Sim, 7% As vezes, 2% Não

3 – Ela ilustra bem a parte teórica envolvida:

79% Sim, 17% Em parte, 4% Não

4 – Você consegue relacionar o que aprendeu pela prática com o que vive em seu cotidiano:

84% Sim, 15% Em parte, 1% Não

5 – Avalie a parceria Aula Teórica e Aula Prática, neste caso:

35% Excelente, 27% ”tima, 29% Satisfatória, 9% Ruim.

CONCLUSOES

Os experimentos tiveram boas repercussões entre os alunos e se mostraram muito eficientes na demonstração de conceitos de pilhas, baterias, eletrólise e reações de oxidação e redução. Foram

de rápida execução, com duração de aproximadamente 90 minutos. Os alunos entenderam de forma prática a teoria abordada.

O desenvolvimento destas experiências constitui um importante instrumento, uma vez que estabelece um espaço para a experimentação, trazendo para a vida do aluno experiências práticas sobre um material que faz parte do seu cotidiano. Proporcionou a associação entre diversos conteúdos programáticos do Ensino Médio, desta forma, um ensino mais crítico e participativo.

REFERNCIAS

BOFF, E. T. O, FRISON, M. D. *Química Nova na Escola*. n. 3, p. 11-14,maio 1996.

DORIN, H, GABEL,D, DEMMIN, P. *Chemistry: the study of matter*. Englewood Cliffs: Prentice Hall, 1998. p. 642-644.

FELTRE, R. *Química (2º Grau).* São Paulo: Moderna, 1988. v. 2, p.331-336.

FONSECA, M.R.M. *Química integral, 2º Grau*. São Paulo: FTD, 1993. p. 535-537.

NEHMI, V. A. *Química. São Paulo*: ıtica, 1993. v. 2, p. 208.