

INOVAÇÃO NO ENSINO DE FÍSICO-QUÍMICA:

experimentos com materiais
alternativos



ORGANIZADORAS:

MARIA CÉLIA PIRES COSTA

JANE RAQUEL SILVA DE OLIVEIRA

MARIA CÉLIA PIRES COSTA

Doutora em Química pela Universidade Estadual de Campinas (UNICAMP).
Docente da Universidade Estadual do Maranhão (UEMA)

JANE RAQUEL SILVA DE OLIVEIRA

Doutora em Química pela Universidade Federal de São Carlos (UFSCar).
Docente da Universidade Federal de Itajubá (UNIFEI)

Organizadoras

INOVAÇÃO NO ENSINO DE FÍSICO-QUÍMICA: Experimentos com
Materiais Alternativos

EDUEMA
2019

copyright 2019 by UNIVERSIDADE ESTADUAL DO MARANHÃO
Qualquer parte desta publicação pode ser reproduzida, desde que citada a fonte.
Todos os direitos desta edição reservados à EDITORA UEMA.

INOVAÇÃO NO ENSINO DE FÍSICO-QUÍMICA:

Experimentos com Materiais Alternativos

EDITOR RESPONSÁVEL

Claudio Eduardo de Castro

CONSELHO EDITORIAL

Alan Kardec Gomes Pachêco Filho
Ana Lucia Abreu Silva
Ana Lúcia Cunha Duarte
Cynthia Carvalho Martins
Eduardo Aurélio Barros Aguiar
Emanoel Gomes de Moura
Fabiola Oliveira Aguiar
Helciane de Fátima Abreu Araújo
Helidacy Maria Muniz Corrêa
Jackson Ronie Sá da Silva

José Roberto Pereira de Sousa
José Sampaio de Mattos Jr
Luiz Carlos Araújo dos Santos
Marcelo Cheche Galves
Marcos Aurélio Saquet
Maria Medianeira de Souza
Maria Claudene Barros
Maria Sílvia Antunes Furtado
Rosa Elizabeth Acevedo Marin
Wilma Peres Costa

Editoração: Flávia Martins Silva

Raquel Pires Costa - Revisora

Capa: Régis Costa de Oliveira

COSTA, Maria Célia Pires; OLIVEIRA, Jane Raquel Silva De .
INOVAÇÃO NO ENSINO DE FÍSICO-QUÍMICA:
Experimentos com Materiais Alternativos. São Luís: Eduema,
2019.

p.134

ISBN 978-85-8227-229-9

I. Maria Célia Pires Costa; II. Jane Raquel Silva De Oliveira.
1. Inovação no Ensino; 2. Físico-Química; 3. Experimentos com
Materiais Alternativos. INOVAÇÃO NO ENSINO DE FÍSICO-
QUÍMICA: Experimentos com Materiais Alternativos .

CDU: 544:37



Cidade Universitária Paulo VI – C.P. 09
CEP: 65055-970 – São Luís/MA
www.uema.br – editorauema@gmail.com

SUMÁRIO

DESENVOLVIMENTO DE APARATO EXPERIMENTAL PARA A OBTENÇÃO DE DADOS DE PRESSÃO E TEMPERATURA PARA SISTEMAS GASOSOS - LEI DE CHARLES	11
Francinaldo dos Santos Leite Joedilza Sena Maia Rafael Florêncio Correia	
CONSTRUÇÃO DE APARATO EXPERIMENTAL PARA ESTUDOS DE DIFUSÃO DE GASES	22
Giovanni Melo de Melo Paulicélia Pereira Gualter	
CONSTRUÇÃO DE PROTÓTIPO UTILIZANDO O PRINCÍPIO DO SUBMARINO PARA ANÁLISE DA EQUAÇÃO $pV = nRT$	36
Elvis Presley Teixeira Silva Francielton Santos Galvão Elizângela Mota Silva Fernandes	
O “POK” DAS PIPOCAS - MODELO QUALITATIVO EXPERIMENTAL PARA O ESTUDO DA TEORIA CINÉTICA DOS GASES	41
Amanda Fernandes Praseres	
CRIAÇÃO DE PROTÓTIPO PARA AVALIAÇÃO DA OBTENÇÃO DO GÁS HIDROGÊNIO (H₂), A PARTIR DA REATIVIDADE DOS METAIS: Mg, Al, e Zn com ácido clorídrico	60
Eduardo Rodrigues Ericeira Jocielton Campos Teixeira Cristiane da Luz Costa	
CONSTRUÇÃO DE APARATO EXPERIMENTAL PARA SIMULAÇÃO DE EMBOLIA TRAUMÁTICA E SUA RELAÇÃO COM A LEI DE BOYLE	74

SELEÇÃO E ADAPTAÇÃO DE EXPERIMENTOS PARA O ESTUDO DA TERMOQUÍMICA NO ENSINO MÉDIO 86

Washington Luis Praseres Morais Junior

Cristiane da Luz Costa

DIAGRAMAÇÃO DO CIRCUITO DE PILHAS E BATERIAS COM A UTILIZAÇÃO DE MATERIAIS DESCARTÁVEIS 105

Débora Silva Santos

SELEÇÃO E ADAPTAÇÃO DE EXPERIMENTOS DE ELETROQUÍMICA COM MATERIAIS DO COTIDIANO APLICÁVEIS NO ENSINO MÉDIO 112

Fabiano Ramos

Antonio Fernandes dos Santos Junior

Débora Silva Santos

RECICLAGEM DE POLÍMERO PÓS CONSUMO 126

Thacyane Reis Mendes

Paulicélia Pereira Gualter Teixeira

PREFÁCIO

Cotidianamente, os professores de Química encontram uma série de desafios na escola. Um deles é envolver efetivamente os alunos no processo de aprendizagem dessa ciência. As tradicionais metodologias de ensino parecem já não dar conta, sozinhas, de tal desafio. Dessa forma, a experimentação tem sido apontada como uma das soluções para essa problemática.

No entanto, ao resolver adotá-la, o professor depara-se com um novo desafio: a carência de laboratórios bem equipados para desenvolver atividades experimentais capazes de auxiliar os estudantes na apropriação de conhecimentos químicos. Nesse contexto, alguns trabalhos presentes na literatura em ensino de ciências têm colocado à disposição dos professores propostas de experimentos com materiais alternativos e/ou de baixo custo.

Porém, os desafios ainda continuam.

Os trabalhos sobre experimentos com materiais alternativos estão, em sua maioria, dispersos em diferentes fontes bibliográficas, sejam nos recursos impressos ou digitais. No entanto, nem sempre o professor tem tempo disponível para localizar e organizar tais trabalhos. Além disso, há, ainda, a carência de materiais com experimentos específicos para algumas áreas da Química, como é o caso da Físico-Química.

Assim, o livro **“Inovação no ensino de Físico-Química: experimentos com materiais alternativos”** aqui apresentado foi desenvolvido na perspectiva de auxiliar o professor diante de tais cenários.

Em linhas gerais, essa obra está organizada em 10 capítulos, nos quais são descritos diferentes experimentos, realizados com materiais alternativos e/ou de baixo custo, que abordam conteúdos de Físico-Química. Em cada capítulo apresenta-se um resumo do experimento desenvolvido, possibilitando ao professor identificar rapidamente os procedimentos necessários e conteúdos abordados no capítulo. Em seguida, descreve-se uma Introdução ao tema, bem como os Materiais e Procedimentos Experimentais utilizados. Por fim, apresentam-se os resultados obtidos com a realização do experimento proposto, de tal

forma que o professor possa conhecer previamente alguns dados que poderão ser produzidos na prática a ser realizada junto com seus alunos, bem como algumas maneiras de organizar os dados e discuti-los.

Vários temas relacionados à Físico-Química são abordados nos seguintes capítulos que compõem a obra: (1) Desenvolvimento de aparato experimental para a obtenção de dados de pressão, Volume e Temperatura (pVT) para sistemas gasosos – Lei de Charles; (2) Construção de aparato experimental para estudos de difusão dos gases; (3) Construção de protótipo utilizando o princípio do submarino para análise da equação $pV = nRT$; (4) O “pok” das pipocas - um modelo qualitativo experimental para o ensino da teoria cinética dos gases; (5) Criação de protótipo para a avaliação da obtenção do gás hidrogênio (H_2), a partir da reatividade dos metais: Mg, Al e Zn com ácido clorídrico; (6) Construção de aparato experimental para a simulação de embolia traumática e sua relação com a Lei de Boyle; (7) Seleção e adaptação de experimentos rápidos e simples para o estudo da termoquímica; (8) Diagramação do circuito de pilhas e baterias com a utilização de materiais descartáveis; (9) Seleção e adaptação de experimentos de eletroquímica; e (10) Reciclagem de polímero pós-consumo.

Espera-se que esse material possa suprir algumas carências e desafios do ensino de química, em especial o de Físico-Química.

Profa. Dra. Jane Raquel Silva de Oliveira

*Doutora em Química pela Universidade
Federal de São Carlos (UFSCar)*

APRESENTAÇÃO

Duas foram as motivações para publicação do livro **“Inovação no ensino de Físico-Química: experimentos com materiais alternativos”**: a primeira, registrar trabalhos inovadores, todos produzidos pelos alunos de Química Licenciatura da Universidade Estadual do Maranhão (UEMA). A segunda foi prestar uma homenagem ao maior Físico-Químico teórico do Brasil, Ricardo Ferreira (*in memoriam*), a quem muito devo da minha formação profissional.

Ministrar disciplinas na área de Físico-Química, seja no ensino superior ou no ensino médio, nem sempre é animador, pois os alunos trazem para a sala de aula alguns traumas do ensino fundamental e médio. De modo geral, a grande dificuldade dos discentes reside no fato dessa disciplina assentar-se sobre um tripé: Física, Química e Matemática. Por outro lado, em qualquer área da Química, seja Orgânica, Inorgânica ou Analítica, ali está presente a FísicoQuímica.

A beleza da Físico-Química consiste em trabalhar com o concreto, aspectos macroscópicos, e o abstrato, em seus aspectos microscópicos de processos físicos e químicos, como é mostrado em alguns capítulos deste livro.

Todas essas características transformam a Físico-Química em uma matéria fascinante. Mas como fazer com que os alunos associem os fenômenos da natureza, os processos do cotidiano, aos conhecimentos dessa disciplina? Enfim, como fazer de uma disciplina difícil uma disciplina apaixonante, que os alunos tenham prazer em estudar?

Nos capítulos deste livro, os alunos manifestam suas habilidades por meio de propostas inovadoras de experimentos, que traduzem criativamente os anseios da disciplina enquanto ciência e fornecem subsídios para aprimorar o processo ensino-aprendizagem de Físico-Química.

Outro desafio quase intransponível no ensino da Físico-Química consiste na falta de laboratórios tanto nas escolas públicas como nas escolas privadas, pois a química é uma ciência experimental na qual se

trabalham aspectos qualitativos e principalmente quantitativos. Assim, um professor de química e, mesmo de Físico-Química, não pode prescindir de ministrar aulas práticas.

Do ponto de vista da legislação do nosso país, é recomendado, pelos Parâmetros Curriculares Nacionais, um ensino de ciências que organize o conhecimento a partir não exclusivamente da lógica, mas também de situações de aprendizagem que tenham sentido para o aluno.

Além disso, a Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (nº. 9394/96) no Art. 35 atribui como uma das finalidades do ensino médio o desenvolvimento da autonomia intelectual do aluno. E, nas ciências naturais, existe uma necessidade intrínseca de associar teoria à prática, assim é desejável que o conteúdo esteja aliado à experimentação para melhor assimilação e compreensão da respectiva teoria.

No caso de Físico-Química, por vezes, as equações que fazem parte dos conceitos e definições dificultam seu aprendizado tanto no ensino básico quanto no ensino superior, por falta de habilidade em matemática. Assim, as práticas experimentais, além de serem inerentes ao conteúdo, são instrumentos facilitadores do processo ensino-aprendizagem.

Mesmo no espaço acadêmico, são poucos os livros que trazem experimentos referentes ao ensino dos gases, dentre os quais, destacamos alguns, publicados um a cada década: Daniels (1992), Bueno e Degreve (1980) e Rangel (2003).

Foi para suprir essa lacuna que, ao ministrar a disciplina “Estudo dos Gases e Termodinâmica” do Curso de Química Licenciatura da UEMA, em São Luís, lancei um desafio aos alunos, para que procurassem criar, expandir ou reproduzir práticas sobre o estudo dos gases. Para tanto, orientei-os a realizarem pesquisas bibliográficas e a buscarem inspiração no seu cotidiano, nas suas comunidades, na internet etc.

Com o sucesso da aprendizagem em Físico-Química, essa iniciativa foi expandida para outras duas disciplinas: “Equilíbrio Químico e Cinética Química” e “Química dos Polímeros”.

Diferentes experiências em uma série de países e universidades têm sido relatadas na literatura, visando superar as deficiências do sistema tradicional de educação, ao introduzirem novos modelos pedagógicos: "aprendizagem pela descoberta", "aprender fazendo", "aprender pela experimentação" e "ensino centrado no aluno", o que sugere claramente a exploração de características como a curiosidade e autodeterminação, entre outras.

Todas as dificuldades na docência de Físico-Química nunca me desanimaram e o prazer de ministrar aulas de Físico-Química tem se tornado muito maior com o passar do tempo, principalmente com a introdução em sala de aula da metodologia "*aprender fazendo*", objeto deste livro, quando os alunos são incentivados a produzirem conhecimento ao longo das disciplinas, por meio de experimentos utilizando principalmente materiais alternativos.

E, assim, surgiu este livro, destinado principalmente para professores de cursos de licenciatura de ciências e química; para que, juntamente com seus alunos, obtenham melhorias no ensino de Físico-Química por meio de experimentos criativos, de fácil execução e utilizando materiais alternativos, em laboratórios de escolas do ensino fundamental, médio e também superior e até mesmo em escolas que não possuam laboratórios.

Essas foram as nossas motivações.

Profª. Dra. Maria Célia Pires Costa

Professora do Departamento de Química e Biologia da Universidade
Estadual do Maranhão (UEMA)

DESENVOLVIMENTO DE APARATO EXPERIMENTAL PARA A OBTENÇÃO DE DADOS DE PRESSÃO E TEMPERATURA PARA SISTEMAS GASOSOS

LEI DE CHARLES

Francinaldo dos Santos Leite

Graduado em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão (UEMA) e Graduando em Engenharia de Produção pela Universidade Estadual do Maranhão (UEMA).

Joedilza Sena Maia

Graduada em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão – UEMA e Mestranda em Engenharia de Materiais do Instituto Federal de Educação, Ciências e Tecnologia - MA (IFMA)

Rafael Florêncio Correia

Graduado em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão (UEMA) e Professor do Educandário Ágape e da Universidade Infantil Rivanda Berenice.

O quadro que as escolas do ensino médio apresentam em relação às aulas ministradas principalmente pelo professor de Físico-Química é em sua maioria desanimador. Reconhece-se que é preciso reformular o ensino de química nas escolas, visto que a experimentação ocupou um papel essencial na consolidação das ciências a partir do século XVIII (QUEIROZ, 2004).

A química é uma ciência experimental. Fica, por isso, muito difícil aprendê-la sem a realização de atividades práticas de laboratório. Essas atividades podem incluir, por exemplo, demonstrações feitas pelo professor, experimentos para confirmação de informações já ministradas, cuja interpretação conduza à elaboração de conceitos, dentre outros (MALDANER, 1999). O seu objetivo compreende o estudo da natureza, e os experimentos propiciam ao aluno uma compreensão das

transformações que nela ocorrem. Saber um punhado de nomes e de fórmulas, decorar reações e propriedades, sem conseguir relacioná-los cientificamente com a natureza, não é conhecer a Química. Essa não é uma ciência petrificada, seus conceitos, leis e teorias não foram estabelecidos, mas têm a sua dinâmica própria (SAVIANI, 2000).

Na natureza, por exemplo, tem-se o ar atmosférico, sistema gasoso que pode ser descrito especificando-se os valores de quatro propriedades: temperatura (t), pressão (p), massa (m) e volume (V). Considerando-se que nenhuma perturbação externa altera o sistema em estudo, diz-se que o sistema está em equilíbrio, portanto o valor de suas propriedades não se altera com o passar do tempo. Dentre essas propriedades, podem-se medir, experimentalmente, três, sendo que a quarta poderá ser calculada por uma equação de estado (SMITH; VAN NESS; ABBOTT, 2000), que é uma relação matemática entre as propriedades do gás ou do líquido (BRUNETTO; OLIVEIRA; FRANCO JR., 2005).

Em 1787, o físico francês Jacques Alexandre César Charles estudou as variações de volume de amostras de alguns gases e de ar, causadas por variações de temperatura. Segundo Atkins e Paula (2003), a lei de Charles, que expressa o estudo das variações de volume ou de pressão, causadas por variações de temperatura, possui duas representações matemáticas, equações 1a e 1b.

$$V = kT \text{ (1a)}$$

$$p = kT \text{ (1b)}$$

A temperatura deve ser expressa na escala de temperatura absoluta ou escala Kelvin, admitindo que um grau desta corresponda ao intervalo de um grau na escala Celsius. Para obter um valor de temperatura na escala Kelvin, a partir de um valor de temperatura medido na escala Celsius, basta somar 273,15, onde TK é a temperatura em Kelvin e T°C é a temperatura em Celsius, conforme a equação 2.

$$TK = T^{\circ}C + 273,15 \text{ (2)}$$

Robert Boyle (*apud* ATKINS, 1997) realizou, em 1662, as primeiras medidas quantitativas de pressão (p) e volume (V) com sistemas gasosos. Seus resultados indicaram que o volume é inversamente proporcional à pressão, em experimentos isotérmicos, como podemos observar na equação 3.

$$pV = C \quad (3)$$

Charles (*apud* CASTELLAN, 2001) mostrou que a constante C, é uma função da temperatura. As equações de Charles e Boyle, combinadas, originam a lei dos gases ideais, equação 4, em que 'n' é o número de moles de gás dentro do recipiente de volume V, e (R) é a constante dos gases perfeitos que pode ser verificada experimentalmente e vale em unidades internacionais 8, 31447 J K⁻¹ mol⁻¹.

$$pV=nRT \quad (4)$$

O valor de R pode ser verificado caso se conheça o número de moles de gás dentro do recipiente, ao se realizarem medidas p -V-T, em laboratório (BRUNETTO; OLIVEIRA; FRANCO JR., 2005).

Este trabalho tem como objetivo determinar a Lei de Charles na representação da equação 1b, utilizando um sistema experimental desenvolvido pelos alunos no decorrer da disciplina Estudo dos Gases e Termodinâmica, ministrada no Curso de Química Licenciatura da Universidade Estadual do Maranhão (UEMA), visando a suprir a carência de práticas de Físico-Química com sistemas gasosos.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Inicialmente, foram levantados materiais já publicados acerca do referido tema, em livros, revistas, artigos, teses, e também por meio de consultas com professores do ensino médio e da UEMA. Realizada esta etapa preliminar, selecionou-se uma prática muito popular em feiras de

ciências do ensino médio no Brasil e relacionada ao estudo dos gases, de acordo com o livro de Alvarenga e Máximo (2000), a partir do qual, foi concebido um sistema construído pelos alunos, que permitisse a construção de gráficos visando a verificar o comportamento de um gás ideal, que é predito pela literatura, a baixas pressões.

Materiais utilizados

Ovo cozido e descascado, kitassato, chapa de aquecimento, termômetro, tubo de plástico, tubo de vidro em forma de U, papel milimetrado, suporte de isopor, e água destilada.

Descrição da prática de Alvarenga e Máximo (2000)

A prática selecionada consistia em colocar um pedaço de algodão com álcool, dentro de um recipiente de vidro para que em seguida com o auxílio de um fósforo, o algodão entrasse em combustão. Assim, haveria um aumento na temperatura, e a consequente expulsão do ar quente do recipiente e a diminuição da pressão interna do recipiente (denominada pelos autores de “vácuo”). Posteriormente, era colocado um ovo cozido sobre o gargalo do vidro (neste momento o algodão já teria completado a combustão e já estaria sofrendo diminuição de temperatura e consequente diminuição de pressão). E, assim, seria verificado que o ovo estaria descendo pelo gargalo, fazendo assim uma relação qualitativa entre as variáveis pressão e temperatura.

Sistema desenvolvido pelos alunos para a obtenção de dados de sistema gasoso e para a comprovação da Lei de Charles

Para a obtenção de dados quantitativos da Lei de Charles, foi construído o sistema apresentado na Figura 1, e montado da seguinte maneira: em um suporte de isopor (a) foi colocado um papel milimetrado (b), na frente do qual, foi colocado um manômetro de água (c), construído pelos alunos, com o objetivo de medir as pressões, ao longo do

experimento. Este manômetro é formado de um tubo de vidro em forma de U, de aproximadamente 70 cm de comprimento, contendo água destilada. Em uma das entradas desse tubo de vidro, foi conectado um tubo de plástico de aproximadamente 100 cm (d). A outra saída do tubo de plástico foi conectada na entrada lateral de um kitassato de 500 ml (e). Todas as conexões foram vedadas com silicone apropriado para vidrarias (f). O kitassato foi colocado na chapa de aquecimento de um equipamento de Banho Maria, o qual possui internamente um termômetro acoplado (g). Na abertura superior do kitassato é mostrado o ovo cozido e descascado (h).



Figura 1. Sistema experimental: (a) suporte de isopor; (b) papel milimetrado; (c) tubo de vidro em U; (d) tubo de plástico; (e) conexão tubo de plástico/kitassato; (f) conexão tubo de vidro/ tubo de plástico; (g) termômetro; (h) ovo.

Leite e Maia (2009), em experimentos anteriores, utilizaram outras montagens alternativas: (i) um bico de Bunsen acoplado a uma tela de amianto, como fonte de calor e um termômetro para controle de temperatura; (ii) um kitassato modificado com a inclusão de um

termômetro, para controle de temperatura, e uma chapa quente como fonte de calor.

Descrição do Experimento

Inicialmente, foi ligada a chapa de aquecimento do banho, colocandose, então, o kitassato, contendo ar atmosférico (sistema gasoso do experimento), conforme é mostrado na Figura 1. Como o diâmetro da abertura superior do kitassato é maior do que o da sua abertura lateral, as moléculas do gás saem preferencialmente pela parte superior de maior diâmetro, à pressão ambiente de 1 atm, pois inicialmente o sistema estava aberto. Neste experimento, a pressão foi medida no manômetro de água e o ponto de calibração do manômetro foi considerado de 1 atm, isto é, quando as duas colunas de água, mostradas no tubo de vidro em U, estavam à mesma altura. O manômetro de água é uma adaptação de um barômetro, cujo princípio de funcionamento foi descoberto por Evangelista Torricelli (1608-1647).

No segundo momento do experimento, para impedir que as moléculas do gás saíssem pela abertura superior do kitassato, foi colocado um ovo cozido sem casca, vedando-se assim o sistema, que, desse modo, passou a ser um “sistema fechado”, de “volume constante”, o qual troca calor, mas não troca matéria, com o meio. Leite e Maia (2009) mostraram que, a partir da temperatura de 90°C, era possível registrar variações na altura da coluna de água do manômetro. Assim, esperou-se que o termômetro indicasse essa temperatura.

Em seguida, foram feitos registros de temperatura, a cada 5°C, tendo como temperatura inicial 90°C. No intervalo de temperatura de 90 – 140°C, o gás (ar atmosférico) deslocado pela saída lateral do kitassato, exerce uma pressão na coluna de água. Essa pressão foi, então, registrada pela observação de que a água contida no tubo de vidro em forma de U mostra mudanças de nível (Figura 1). Esta variação de nível possibilitou a leitura das mudanças de altura, dentro do tubo, sendo elas registradas pela visualização na escala do papel milimetrado.

Após a variação da temperatura de 90 - 140°C, a fonte de calor foi desligada, e o aquecimento foi interrompido bruscamente, tendo a temperatura, rapidamente caído. A partir da queda de temperatura, foi observado que o ovo começou a ser sugado para dentro do kitassato, em consequência da queda de pressão dentro desse recipiente. Posteriormente, se aqueceu novamente o kitassato, quando se pôde verificar que houve a expulsão do ovo, causada pela subida de temperatura e consequente aumento de pressão dentro do kitassato.

Tratamento estatístico

Após a experimentação e a coleta de dados, foi efetuada a análise das informações obtidas, utilizando o software Excel e a transcrição dos dados coletados por meio de tabelas e gráficos, tendo em consideração o referencial teórico que fundamenta e orienta este trabalho.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

O sistema criado permitiu: observar o movimento de entrada e saída de um ovo em um recipiente (kitassato), como forma de: atrair a atenção e a curiosidade de alunos de química do ensino médio, e estimular a sua criatividade; relacionar o movimento observado com a variação de altura do líquido no tubo U; observar o tempo em que ocorrem as mudanças tanto de temperatura quanto de pressão; analisar se houve relação da diminuição ou acréscimo da temperatura com a variação de pressão obtida a partir do nível de água no tubo U.

Além dessas observações, foram coletados dados, da pressão a partir das variações de nível de água no tubo de vidro, e das temperaturas registradas no termômetro, além de comprovar a relação de proporcionalidade de temperatura e pressão, segundo a Lei de Charles, equação 1b. A obtenção desses dados foi possível na faixa de 90° C a 140°C, pois, quanto maior a temperatura, maior será a pressão exercida pelo gás (ar atmosférico).

Os resultados obtidos neste experimento foram tratados estatisticamente da seguinte maneira: primeiramente as temperaturas em graus Celsius foram transformadas para Kelvin (Tabela 1), escala de temperatura termodinâmica de um gás ideal. Para o cálculo da pressão foi utilizada a equação 5.

$$p = p_{\text{atm}} + h \cdot g \cdot \mu \quad (5)$$

onde:

p_{atm} é a pressão da atmosfera e equivale a 1atm; h é a altura mostrada pela coluna de água, durante a variação de temperatura. Esta medida foi dada após leitura no papel milimetrado contido no protótipo. O nível da água foi medido em milímetros, transformado em seguida para metros. A 90° C, o nível atingido foi de 0,08 m; g é o valor da aceleração da gravidade que vale 10 m/s², e μ representa a densidade da água, ou seja, 1 g/ml. Todos os dados obtidos foram registrados na Tabela 1.

Por meio desses dados obtidos experimentalmente, procurou-se fazer um estudo, a exemplo de Castellan (2001), com a construção do gráfico do tipo: pressão em função da temperatura, a volume constante. Foi, então, construído o gráfico da Figura 2, a partir dos dados da Tabela 1. Este gráfico comprova o que consta da literatura, isto é, que, por meio de experimentos, descobriu-se que, sob um determinado volume e com quantidade de gás constante, a pressão é diretamente proporcional à temperatura, confirmando a linearidade das isocóricas para um gás em baixa pressão, com um coeficiente de correlação $R = 0,99613$, portanto aproximadamente 1, comprovando assim a Lei de Charles.

O sistema experimental apresentado na Figura 1 é útil para obtenção de dados, numa faixa de pressão de 1,0 a 4,0 atm, sendo preferível de 1,8 a 3,9 atm; e temperatura na faixa de 25°C (temperatura ambiente), até 140°C, sendo também preferível na faixa de 90° a 140°C, mantendo o volume constante. Os dados obtidos encontram-se registrados na Tabela 1, a partir dos quais foi construído o gráfico da Figura 2, que mostra a linearidade da relação entre as duas variáveis, pressão e temperatura com um coeficiente de correlação de $R = 0,99613$,

aproximadamente 1. A Figura 2, portanto, confirma “aproximadamente o comportamento de sistemas gasosos ideais”. Por outro lado, a Lei de Charles, representada pela equação $p = \text{constante } T$, é exata apenas para um gás puro, a baixas pressões, segundo as teorias publicadas na literatura referente a essa lei. Essa, então, é uma limitação do experimento aqui apresentado, que usa um sistema gasoso: ar atmosférico, e não um gás puro.

Tabela 1. Dados obtidos a partir do sistema experimental desenvolvido pelos alunos para a comprovação da Lei de Charles.

Temperatura (°C)	Temperatura (K) $T_K = T_{°C} + 273,15$	Variação do nível da água (m)	Cálculo da pressão $p = p_{\text{atm}} + h \cdot g \cdot d$	Pressão (atm)
90	363,15	0,08	$P = 1 + 0,08 \cdot 10.1$	1,8
95	368,15	0,09	$P = 1 + 0,09 \cdot 10.1$	1,9
100	373,15	0,12	$P = 1 + 0,12 \cdot 10.1$	2,2
105	378,15	0,15	$P = 1 + 0,15 \cdot 10.1$	2,5
110	383,15	0,17	$P = 1 + 0,17 \cdot 10.1$	2,7
115	388,15	0,18	$P = 1 + 0,18 \cdot 10.1$	2,8
120	393,15	0,20	$P = 1 + 0,20 \cdot 10.1$	3,0
125	398,15	0,23	$P = 1 + 0,23 \cdot 10.1$	3,3
130	403,15	0,26	$P = 1 + 0,26 \cdot 10.1$	3,6
135	408,15	0,28	$P = 1 + 0,28 \cdot 10.1$	3,8
140	413,15	0,29	$P = 1 + 0,29 \cdot 10.1$	3,9

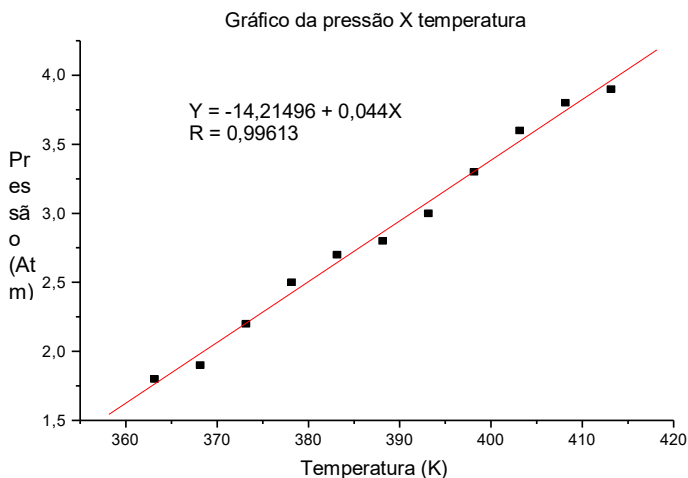


Figura 2. Diagrama pT representando a lei de Charles, mostrando que a pressão do sistema gasoso estudado (ar atmosférico) varia linearmente com a temperatura, a volume constante.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Quando este experimento for realizado em escolas de ensino médio, os (as) professores (as) podem desenvolver junto com seus (suas) alunos (as) vários conceitos importantes e realizar interessantes cálculos. Iniciando com o conceito de “pressão” exercida por um sistema gasoso, neste experimento o ar atmosférico, sobre a coluna d’água, que causa o deslocamento dessa coluna. Conceitos de “sistema”: sistema aberto, sistema fechado. Conceitos de fronteira e meio que permitem a troca de calor. O fantástico movimento do ovo cozido, ora sugado no kitassato, causado pela diminuição de pressão, ora expulso, pelo aumento da pressão exercida pelo sistema gasoso, a partir do qual podem ser desenvolvidos os conceitos e cálculos de “força” e “trabalho”, necessários para sugar ou expulsar o ovo. Além desses, e principalmente, a discussão das leis dos gases. E muitos outros conceitos, cálculos e discussões que juntos, certamente poderão desenvolver.

REFERÊNCIAS

ALVARENGA, B.; MÁXIMO, A. **Curso de física**. 3. ed. São Paulo: Scipione, 2000.

ATKINS, P.W. **Physical Chemistry**. 6th ed. Oxford: Oxford University Press, 1997.

ATKINS, P. W.; PAULA, J. **Físico-química**. 7. ed. Rio de Janeiro: Ed. Livros Técnicos e Científicos, 2003.

BRUNETTO, R. S.; OLIVEIRA, A. C.; FRANCO JR., M. R. Equipamento experimental para determinação de dados pVT para sistemas gasosos. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 27, n. 3, p. 363, 2005.

CASTELLAN, G. **Fundamentos de físico-química**. 12. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2001.

LEITE, F. S.; MAIA, J. S. Criação de um protótipo para a determinação da Lei de

Charles para alunos de ciências do ensino médio. **Relatório Interno do Laboratório de Macromoléculas e Produtos Naturais da UEMA**. São Luís, 2009.

MALDANER, O. A. A pesquisa como perspectiva da formação continuada do professor de química. **Quím. Nova**, v. 22, p. 289, 1999.

QUEIROZ, S. L. Do fazer ao compreender ciências: reflexões sobre o aprendizado de alunos de iniciação científica em química. **Ciência & Educação**, v. 10, n. 1, 2004.

SAVIANI, O. **Pedagogia histórico crítica: primeiras aproximações**. 7. ed. Campinas: Autores Associados, 2000.

SMITH, J. M.; VAN NESS, H. C.; ABBOTT, M. M. **Introdução à Termodinâmica da Engenharia Química**. 5. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2000.

CONSTRUÇÃO DE APARATO EXPERIMENTAL PARA ESTUDOS DE DIFUSÃO DE GASES

Giovanni Melo de Melo

Graduado em Química pela Universidade Regional do Cariri

Paulicélia Pereira Gualter

Graduada em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão

Professora do Centro de Ensino Jerusa da Silva Rabelo e do Centro de Ensino

Professor João Cardoso Campos da Rede de Ensino do Estado do Maranhão

A compreensão de docentes de Química acerca do papel da experimentação no ensino superior tem sido apontada na literatura. A visão empirista-indutivista das atividades experimentais é um dos aspectos identificados juntamente com a crença de que os experimentos são promotores incondicionais da aprendizagem e da motivação (GONÇALVES; MARQUES, 2011; GALIAZZI; GONÇALVES, 2004).

O art. 35º, inciso IV, da Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional - Lei 9394/96 diz que é fundamental a compreensão dos fundamentos científico-tecnológicos dos processos produtivos, relacionando a teoria com a prática, no ensino de cada disciplina (BRASIL, 1996). Diante deste quadro existe um grande esforço por parte da comunidade científico acadêmica de todas as áreas, particularmente das linhas ligadas ao ensino de ciências, em criar modelos de baixo custo e/ou modelos em microescala.

Os experimentos desenvolvidos nas aulas práticas de química propiciam ao aluno uma compreensão mais científica das transformações que nela ocorrem. Toda e qualquer forma de relacionar a teoria e a prática implica em uma melhor absorção do conhecimento advindo das aulas de química (SAVIANI, 2000).

A importância da experimentação na química e em outras áreas da ciência e da engenharia tem sido relacionada a modelos pedagógicos que também visam superar as deficiências do sistema tradicional de educação, em uma série de países e universidades, relatados na literatura. Baseados na utilização de processos cognitivos inerentes ao ser humano, em favor do processo de aprendizagem ativa para o aluno; Entre estes estão alguns conceitos educacionais como "aprendizagem pela descoberta", "aprender fazendo", "aprender pela experimentação" e "ensino centrado no aluno", o que sugere claramente a exploração de características como a curiosidade e autodeterminação, entre outras. Entre os promotores desta ideia destaca-se Dewey, com sua teoria do "aprender fazendo" e Killpatrick, que é considerado o pai da pedagogia baseada em projetos PBL - *Problem Based Learning* (SABÍN-DIAZ, 2010).

A professora da disciplina Estudo dos gases e Termodinâmica no curso de Química Licenciatura da Universidade Estadual do Maranhão (UEMA) e organizadora desta obra, usando uma sistemática de aprendizagem similar, propôs aos alunos da disciplina o desafio da elaboração e execução de um mini-projeto. Nesta nova experiência, os alunos individualmente ou em equipe criariam, elaborariam e executariam experimentos que envolvessem o estudo dos gases, visando suprir a carência de práticas de Físico-Química com sistemas gasosos.

Dentre as propostas dos alunos, uma delas, concebida pelo autor deste trabalho resultou na elaboração deste trabalho ao propor a criação de um protótipo útil e de baixo custo, aperfeiçoando um experimento básico de “difusão dos gases”, o qual possui baixa eficiência, contribuindo assim para o ensino da Físico-Química.

Em 1829, Thomas Graham, contribuiu no estudo dos gases, no qual estudou as propriedades de difusão e efusão dos gases. A partir destes estudos, propôs a lei que leva o seu nome: a Lei de Graham. A difusão é o termo dado à passagem de uma substância através de outra. Nos sólidos, o processo de difusão é muito lento, tão lento que são necessários métodos especiais para detectar e medir a velocidade de difusão; nos líquidos, a difusão ocorre mais rapidamente (JAFELICCI JUNIOR; VARANDA, 1999).

Já para os gases, a difusão é muito rápida, e, além disso, é frequentemente auxiliada pelas correntes de convecção no ar, que faz com que seja ainda mais veloz. Por sua vez, a efusão é à saída de um gás através de um orifício na parede de um recipiente (RUSSEL, 1994).

Em 1738, Daniel Bernoulli publicou um esboço da teoria cinética dos gases. Para ele, os gases são fluidos compostos "de minúsculas partículas que se deslocam de cá para lá, numa movimentação rápida". A ideia básica de sua teoria cinética é a de que a pressão de um fluido sobre a parede do recipiente que o contém é devida aos inúmeros choques (contra a parede) das pequenas partículas (moléculas) que compõem o fluido (HOFFMANN, 2000).

As teorias cinéticas dos gases, como são chamadas as obras de Ludwig Boltzman e James C. Maxwell, mostram que as propriedades físicas dos gases podiam ser explicadas com base nos movimentos das moléculas individuais. Tais teorias fundamentam-se em quatro grandes pilares base: 1) os gases são formados de moléculas tão pequenas e tão distantes umas das outras que o volume real das moléculas é desprezível quando comparado com o espaço vazio que existe entre elas; 2) num gás perfeito, não existem forças de atração entre as moléculas, isto é, as moléculas são completamente independentes umas das outras; 3) as moléculas de um gás tem movimento retilíneo, rápido, constante e desordenado, colidem umas com as outras e com as paredes do recipiente que as contém; 4) considera-se também, que mesmo havendo gradientes de concentração, energia e velocidade entre as moléculas de um sistema gasoso, a energia cinética de todas as moléculas, de qualquer gás, tem a mesma energia cinética média, estando na mesma temperatura (ATKINS, 2001; CHANG, 2006). Onde esta energia é dada por:

$$\overline{EC} = \frac{1}{2} m \overline{v^2} \quad (1)$$

Onde m é a massa do gás e v , a sua velocidade. $\overline{EC}$, representa um valor médio de energia cinética. $\overline{v^2}$ é chamada de velocidade quadrática média.

$$\overline{v^2} = \frac{v_1^2 + v_2^2 + v_3^2 \dots + v_N^2}{N} \quad (2)$$

Sendo N o número de moléculas presentes.

Robert Boyle (*apud* ATKINS, 1997) realizou, em 1662, as primeiras medidas quantitativas de pressão (p), volume (V) com sistemas gasosos. Seus resultados indicaram que o volume é inversamente proporcional à pressão, em experimentos isotérmicos, como observado na equação (3):

$$pV = C \quad (3)$$

A lei de Avogadro mostra que: uma vez que a massa do gás é diretamente proporcional ao número de mols (n), podemos representar a densidade por n/V .

$$p \propto \frac{n}{V} T \quad (4)$$

Para dois gases escrevemos:

$$p_1 \propto \frac{n_1 T_1}{V_1} = C \frac{n_1 T_1}{V_1} \quad (5)$$

$$p_2 \propto \frac{n_2 T_2}{V_2} = C \frac{n_2 T_2}{V_2} \quad (6)$$

Sendo assim:

Onde C é a constante de proporcionalidade. Assim, para dois gases nas mesmas condições de pressão, volume e temperatura (isto é, quando $p_1 = p_2$, $T_1 = T_2$ e $V_1 = V_2$), $n_1 = n_2$, que é a expressão matemática da lei de Avogadro (CHANG, 2006).

Charles (*apud* CATELLAN, 2001) mostrou que a constante, C , é uma função da temperatura. As equações de Charles, Boyle e Avogadro, combinadas, originaram a lei dos gases ideais (equação 7) em que “ n ” é o

número de moles de gás dentro do recipiente de volume (V) e (R) é a constante dos gases perfeitos que pode ser verificada experimentalmente e corresponde em unidades internacionais $8,3144 \text{ J K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$pV = nRT \quad (7)$$

Utilizando a equação 1, pode-se descrever que:

$$\overline{EC} \propto T \quad (8)$$

$$\frac{1}{2} m \overline{v^2} \propto T \quad (9)$$

$$\frac{1}{2} m \overline{v^2} = CT \quad (10)$$

A teoria cinética dos gases nos permite estudar o movimento molecular com mais detalhes. Uma forma de estimar a velocidade molecular é calcular a raiz quadrada da velocidade quadrática média que é uma velocidade molecular média. A raiz quadrada da velocidade quadrática média de um gás é proporcional a raiz quadrada da sua temperatura (CHANG, 2006). Sabendo que a energia cinética total de 1

mol de qualquer gás é igual a $\frac{3}{2} RT$ e combinado-a com a constante de Avogadro (N_A) obtemos a equação 10:

$$N_A \left(\frac{1}{2} m \overline{v^2} \right) = \frac{3}{2} RT \quad (11)$$

Como $N_A m = M$, onde M é a massa molar, obtemos a equação:

$$\overline{v^2} = \frac{3RT}{M} \quad (12)$$

Aplicando a raiz quadrada nos dois membros da equação (12), obtemos:

$$\sqrt{v^2} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad (13)$$

O enunciado da Lei de Graham diz que “A velocidade de difusão de um gás através de outro é inversamente proporcional à raiz quadrada das suas massas molares” e tal enunciado é expresso por Barrow (1982) matematicamente pela equação 14.

$$\frac{v_1(HCl)}{v_2(NH_3)} = \sqrt{\frac{M_2(NH_3)}{M_1(HCl)}} \quad (14)$$

Para medir a velocidade com que determinado gás se movimenta, Thomas Graham realizou alguns experimentos e relatou os resultados observados para as velocidades de difusão de vários gases (CREMASCO, 2002).

Graham relatou também uma segunda observação: “Efusão de um gás é sua passagem através de um orifício.” A lei da efusão de Graham é análoga à sua lei da difusão.

Assim, desenvolveu-se um aparato experimental para estudo da difusão dos gases, proposto neste trabalho visando à utilização de material alternativo, de baixo custo e aerodinamicamente eficaz, a fim de minimizar perdas por efusão e contribuir para a determinação de dados em experimentos da Lei de Graham.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Inicialmente, foi feito o levantamento bibliográfico buscando materiais já publicados acerca do referido tema em forma de livros, revistas, artigos, teses, dissertações, entre outros. Foi possível então

idealizar a construção de um aparato mais bem elaborado (difusor de gases) que os encontrados nos “ambientes acadêmicos” (KEITH, 2003; CHANG, 2006; STEVEN, 2008).

Materiais utilizados

Dois tubos PET com tampa; Suporte Universal; Mangueira transparente; Duas torneiras de plástico; Reagente p. a. de hidróxido de amônio concentrado (ISO FAR, $\sim 0,91 \text{ g/cm}^3$ e 24%); Reagente p. a. de ácido clorídrico concentrado (ISO FAR, $\sim 1,19 \text{ g/cm}^3$ e 37%); Garra para o suporte; Cronômetro; Caneta hidrográfica; Régua; Estilete; Duas micropipetas; Algodão; Veda rosca; Ferro de solda; Pistola de cola quente com silicone em bastão e soprador térmico.

Descrição do Experimento

Com ajuda de um ferro de solda, furaram-se duas tampas para os tubos de PET (politereftalato de etileno), para que se acoplassem as torneiras de PVC (cloreto de polivinila). Foram coladas as tampas com cola de silicone e envolvidas em fita veda rosca, a fim de fechar ao máximo possível o sistema com intuito de minimizar o escape dos gases a serem difundidos.

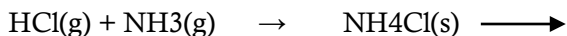
Adicionou-se a cada tubo de PET, uma pequena quantidade de algodão a fim de reter os reagentes. Na capela, colocou-se 1 mL de ácido clorídrico concentrado em um tubo e 1 mL de hidróxido de amônio concentrado em um outro tubo e fecharam-se os tubos em seguida (por cinco minutos aguardando que os gases tomassem por inteiro o volume dos PETs).

Com o estilete cortou-se 28 cm de mangueira transparente de PVC, ainda com os tubos devidamente fechados, acoplou-se a mangueira de 28 cm as saídas das duas torneiras; com o auxílio de um soprador térmico os terminais das mangueiras foram fixados as extremidades das torneiras com a finalidade de evitar vazamento e ampliar a precisão das medições dos resultados.

Em seguida, colocou-se o aparelho construído (Figura 1) em um suporte universal, abriram-se as torneiras, simultaneamente, e ligou-se o cronômetro (tal ação foi repetida três vezes).

Observou-se a formação de anel branco, e imediatamente parou-se o cronômetro e mediram-se as distâncias entre o anel branco formado, o ácido clorídrico e a amônia.

Reação ocorrida no experimento:



Anotaram-se os dados recolhidos para a quantificação do experimento.



Figura 2. Sistema desenvolvido para estudo de difusão dos gases.

Tratamento dos Dados

Após a experimentação e coleta de dados, foi efetuada a análise das informações obtidas e a transcrição dos dados coletados por meio de tabelas e gráficos, tendo o referencial teórico (BARROW, 1982; ATKINS, 2001; CHANG, 2006) que fundamenta e orienta este trabalho.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

O sistema criado permitiu observar com clareza a formação do anel branco no interior da mangueira, como forma de atrair a atenção, despertar a curiosidade de alunos de química e estimular a criatividade científica; acompanhar o momento em que as torneiras são abertas até a formação do anel branco; cronometrar o tempo e aferir a distância entre os pontos de partida; avaliar qual gás se difundiu mais rapidamente.

Além dessas implicações, foram coletados dados de velocidade, a partir da relação entre a distância e o tempo percorrido pelos gases. Foi possível verificar a mistura de gases quando colocados uns na presença de outros, tudo com base na Lei de Graham.

O sistema mostrado na Figura 1 foi projetado para ser hermeticamente vedado e conferir ao protótipo maior concordância dos resultados obtidos e minimizar erros analíticos, o qual se constitui de dois tubos de PET acoplados a duas torneiras que por possuírem válvulas reguladoras de fluxo, permite maior controle de sincronismo de execução do experimento, reduzindo erro operacional. Os dois tubos com torneiras acoplados foram ligados por uma mangueira de 28 cm, a qual tem a função de trajeto para os gases e devido sua transparência permitiu a observação e do ponto final do experimento, ou seja, do aparecimento do anel de cloreto de amônia (momento que evidencia o ponto ápice do experimento).

Os resultados obtidos neste experimento foram tratados da seguinte maneira - A Lei de Graham pode ser aplicada de modo a se comparar as razões entre velocidades de difusão e pesos moleculares de dois gases distintos; onde v_1 e v_2 são as velocidades de difusão dos gases, e M_1 e M_2 suas respectivas massas moleculares.

A Tabela 1 mostra os dados coletados nos três experimentos realizados. A Tabela 2 apresenta a média aritmética das velocidades de difusão encontradas bem como as massas moleculares dos gases, calculados com base nos valores da tabela periódica (massa molecular).

Tabela 1. Dados coletados no experimento

	Experimento					
	1		2		3	
	HCl	NH ₃	HCl	NH ₃	HCl	NH ₃
Tempo Cronometrado (segundo)	68'		66'		76'	
Distância percorrida (cm)	12,0	16,0	11,5	16,5	10,5	17,5
Velocidade (cm/s)	0,176	0,2353	0,1742	0,25	0,1382	0,2303

Tabela 2. Velocidade Média e Massa Molecular

	HCl	NH ₃
Velocidade Média Experimental (cm/s)	0,1629	0,2385
Massa Molecular (Tabela Periódica)	36,5	17,0

Usando os valores para calcular a razão entre as velocidades de difusão no ar atmosférico e os pesos moleculares respectivos dos gases:

V_1 = velocidade de difusão do HCl

V_2 = velocidade de difusão do NH₃

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{0,1629}{0,2385} = 0,6830$$

M_1 = Massa molecular de HCl

M_2 = Massa molecular NH_3

$$\frac{\sqrt{M_{1_{HCL}}}}{\sqrt{M_{2_{NH_3}}}} = \frac{\sqrt{17}}{\sqrt{36,5}} = 0,6825$$

Utilizando a equação 11, podemos igualar o resultado obtido experimentalmente com o resultado obtido teoricamente (CHANG, 2006 e BARROW, 1982), assim teremos uma razão experimental entre as velocidades de 0,6830, e o inverso das raízes das massas moleculares de 0,6825. Fazendo a diferença entre o valor experimental e o valor teórico, a fim de verificar a consonância dos resultados obtidos pelo difusor, temos:

$$\left(\frac{v_1}{v_2} = \frac{0,1629}{0,2385} = 0,6830 \right) - \left(\frac{\sqrt{M_{2_{NH_3}}}}{\sqrt{M_{1_{HCL}}}} = \frac{\sqrt{17}}{\sqrt{36,5}} = 0,6825 \right) = 0,0005$$

Um erro de 0,0005, correspondente a:

$$\frac{0,6830}{0,6825} = \frac{100\%}{x} = 0,07$$

A partir desta relação, pode-se observar que os valores encontrados estão próximos dos valores reais (BARROW, 1982; CHANG, 2006), pois a diferença de resultados na relação entre velocidades de difusão e as massas moleculares é pequena. Os valores encontrados também estão de acordo com a Lei de Graham, pois o gás de menor massa molecular, a amônia, com massa molecular 17u, foi o gás com maior velocidade de difusão.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Um dos problemas em montar o sistema a partir de materiais de baixo custo para estudos dos gases consiste no vazamento e perda por efusão, o que acarreta em erro analítico. O sistema produzido na Figura 01 foi projetado para minimizar erros por perdas, tanto por difusão quanto por vazamento, e sua reprodutibilidade foi observada quanto à relação diretamente proporcional entre os dados obtidos e a Lei de Graham, demonstrando que o sistema proposto é eficaz para quantificação das velocidades de difusão dos gases.

A Lei de Graham defende que é possível misturar gases quando colocados uns na presença de outros.

Quando há junção desses gases de maneira uniforme e espontânea, denomina-se esse fenômeno de difusão. A velocidade dessa reação é proporcional à velocidade molecular média das substâncias. Graham encontrou ainda a velocidade de difusão de um gás através de outro é inversamente proporcional à raiz quadrada da densidade do gás.

A partir deste experimento, pode-se chegar à conclusão de que a lei de Graham se aplica perfeitamente aos gases, ou seja, a velocidade de difusão de um gás teórica é experimentalmente maior quanto menor for a sua massa molecular.

Tal experimento representa uma inovação que pode ser utilizado para o melhoramento no ensino-aprendizagem de química, tendo em vista que o aparato pode ser montado com o auxílio de materiais de baixo custo e fácil acessibilidade e aborda assuntos que perpassam por vários conteúdos que embasam a teoria cinética de química.

Pode-se inferir ainda que o equipamento experimental é útil para a obtenção de dados que comprovam a Lei de Graham e permite o desenvolvimento e a demonstração de conceitos importantes em FísicoQuímica, entrando em consonância com a Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (LDB) - Lei 9394/96 - que institui a promoção da associação entre teoria e prática (BRASIL, 1996).

REFERÊNCIAS

ATKINS, P. W. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2001.

ATKINS, P. W. **Physical Chemistry**. 6th ed. Oxford: Oxford University Press, 1997.

BARROW, G. M. **Físico-química**. Rio de Janeiro: Ed. Reverté, 1982.

BRASIL. **Lei nº 9394, de 20 de novembro de 1996**. Estabelece as diretrizes e bases da educação nacional. Brasília, DF, 1996.

CASTELLAN, G. **Fundamentos de físico-química**. 12. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2001.

CHANG, R. **Química geral – conceitos essenciais**. 4. ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

CREMASCO, M. A. **Fundamentos de transferência de massa**. 2. ed. São Paulo: UNICAMP, 2002.

GALIAZZI, M. C.; GONÇALVES, F. P. A natureza pedagógica da experimentação: uma pesquisa na Licenciatura em Química. **Quím. Nova**, v. 27, p.326, 2004.

GONÇALVES, F. P.; MARQUES, C. A. A problematização das atividades experimentais na educação superior em Química: uma pesquisa com produções textuais docentes. **Quím. Nova**, v. 34, n. 05, pp. 899-904, 2011.

HOFFMANM, R. **O mesmo e o não-mesmo**. São Paulo: Ed. UNESP, 2000.

JAFELICCI JUNIOR, M.; VARANDA, L. C. O mundo dos colóides. **Quím. Nova**, esc., n. 9, 1999.

KEITH, J. L. **Physical Chemistry**. 4. ed. [S.l.:s.n]: 2003. v. 13.

RUSSEL, J. B. **Química geral**. Trad. Márcia Guekezian. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

SABÍN-DÍAZ, D. La enseñanza por proyecto en el proceso de enseñanza y aprendizaje de ingenieros automáticos. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 32, n. 2, p. 2309, 2010.

SAVIANI, O. **Pedagogia histórico-crítica**: primeiras aproximações. 7. ed. Campinas: Autores Associados, 2000.

STEVEN, S. Z. **Chemical Principles**. Boston: Houghton Mifflin Harcourt Publishing Company, 2008.

CONSTRUÇÃO DE PROTÓTIPO UTILIZANDO O PRINCÍPIO DO SUBMARINO PARA ANÁLISE DA EQUAÇÃO $pV = nRT$

Elvis Presley Teixeira Silva

Graduado em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão
Professor de ensino médio da Rede de Ensino do Maranhão

Francielton Santos Galvão

Graduado em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão
Professor do ensino básico, médio, da Rede de Ensino do Piauí

Elizângela Mota Silva Fernandes

Graduada em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão
Especialista em Educação Profissional Integrada com a Educação Básica na Modalidade de Educação de Jovens e Adultos, pelo Instituto Federal de Educação, Ciências e Tecnologia do Maranhão (IFMA). Professora da Rede Estadual de Educação do MA, no Centro de Educação Integral Maria Mônica Vale

O estudo de conceitos e fórmulas químicas torna-se facilitado com o uso de aparatos atrativos que agucem a imaginação dos alunos. Cardoso e Colinviaux (2000), ao abordarem o tema da motivação para estudar química, mencionam a seguinte citação de Piaget: o conhecimento realiza-se por meio de construções contínuas e renovadas a partir da interação com o real, e partindo desse raciocínio, acredita-se que o aprendizado se torne mais fácil quando associado à realidade, aplicando significados úteis para o conteúdo a ser transmitido.

Este trabalho fundamenta-se no princípio de funcionamento de um submarino baseado na variação do seu peso, por meio da admissão de água em seus compartimentos estanques (JESUS; MARLASCA; TENORIO, 2007). Este princípio foi utilizado na construção de um protótipo a partir de materiais de fácil obtenção, tornando possível aos alunos do ensino de ciências a aprendizagem prazerosa da lei dos gases ideais $pV=nRT$, por meio da obtenção de dados.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

A construção do protótipo (Figura 1) constou de: uma garrafa PET de 2L; uma garrafa PET de 200 mL; $\frac{1}{2}$ metro de linha de nylon; quatro peças de chumbo de 40g; seringa de 20 mL; mangueira de diâmetro compatível com a seringa. A garrafa PET de 2 litros foi reduzida para 25 cm de altura; a garrafa PET de 200 mL, foi reduzida para 6 cm de altura. Foram realizados quatro furos com igual distância e colocadas as peças de chumbo com pedaços de nylon na garrafa menor, em equilíbrio e imerso dentro da garrafa maior, que estavam com água até 3 quartos de sua capacidade. Tomou-se cuidado para que as peças de chumbo não tocassem o fundo da garrafa.

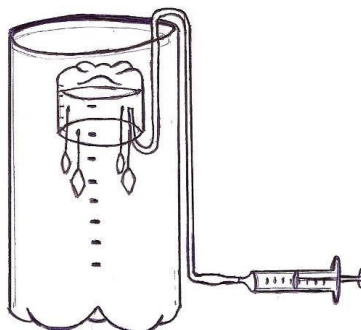


Figura 1. Esquema do equipamento experimental completo.

O raciocínio do funcionamento é simples: à temperatura ambiente, coloca-se o gás (ar atmosférico) com o auxílio da seringa que tem volume conhecido, e observa-se o volume de gás dentro da garrafa menor. Injetado esse volume, foi possível medir a pressão que o gás estava exercendo, de acordo com a variação de volume, obedecendo a equação $pV=nRT$.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

A Figura 2 mostra o esquema das forças que atuam sobre o sistema e/ou protótipo.

No equilíbrio, têm-se:

$$I) \quad F_D + F_E + F_C + F_B = 0;$$

$$II) \quad F_C = p_{ar} \cdot A_{ar}$$

Onde: p_{ar} = pressão do ar no interior do subsistema; A_{ar} = é a área onde p_{ar} atua.

$$III) \quad F_B = p_{atm} \cdot A_{atm} + p_{liq} + P$$

Onde: p_{atm} = p atmosférica; A_{atm} = área da pressão p_{atm} ; p_{liq} = pressão do líquido sobre o subsistema; P = peso do subsistema.

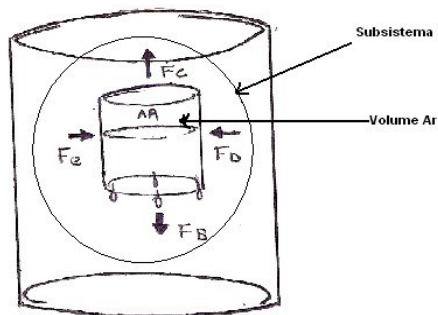


Figura 2. Esquema das forças que agem sobre o subsistema.

Neste trabalho, considera-se com uma aproximação razoável: $A_{atm} = A_{ar}$, Combinando I, II e III, temos: IV) $p_{ar} \cdot A_{ar} = p_{atm} \cdot A_{atm} + p_{liq} + P$; V) $P = mg$; VI) $p_{liq} = \rho_{liq} \cdot g \cdot h_{liq}$. Onde: ρ_{liq} = densidade líquido; h_{liq} = altura do líquido sobre o subsistema; g = gravidade; m_{sub} = massa do subsistema. $p_{atm} = 1 \text{ atm} = 1,0125 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Equação de Clayperon: $p_{ar} = nRT / V_{ar}$ Onde: n = mol; $R = 8,314472 \text{ Pa.m}^3.\text{mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$; T = Kelvin; V_{ar} = volume de ar no sistema.

Das equações IV, V, VI e VII, temos: $n.R.T.A_{ar} / A_{ar} \cdot h_{ar} = p_{atm} \cdot A_{atm} + \rho_{liq}.g.h_{liq} + m.g$; $n.R.T/h_{ar} = p_{atm} \cdot A_{atm} + \rho_{liq}.g.h_{liq} + m.g$, Daí : $n = (p_{atm} \cdot A_{atm} + \rho_{liq}.g.h_{liq} + m.g) h_{ar} / RT h_{ar} = \text{Altura da coluna do ar no interior do subsistema.}$

Considerando-se: p_{atm} , A_{atm} , ρ_{liq} , g , m_{sub} , R e T constantes; pode-se conhecer, ou determinar n a partir dos valores de h_{liq} e h_{ar} e vice-versa, daí: prova-se que o sistema é eficiente (dentro de suas limitações) para verificar a equação $pV=nRT$.

A construção do protótipo, a partir de materiais alternativos, permitiu a obtenção dos dados na Tabela 1, bem como os resultados experimentais sobre a altura do liquido, conforme mostra a Figura 3, abaixo:

Tabela 1. Valores experimentais de n e h_{liq}

n	h_{liq}
0,0152	0,005
0,0164	0,028
0,0198	0,057
0,0227	
0,0232	0,094
	0,105

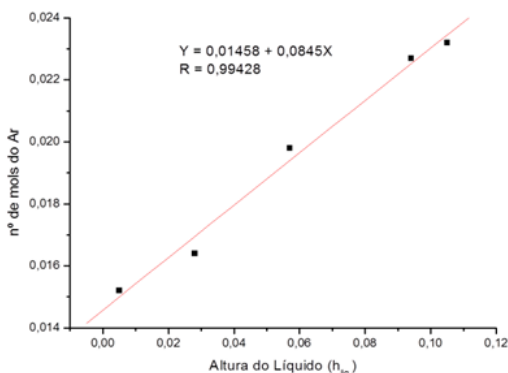


Figura 3. Gráfico de n x h_{liq}

CONSIDERAÇÕES FINAIS

A partir de um protótipo simples e engenhoso, desenvolvido e construído pelos então alunos autores deste trabalho, no decorrer da disciplina Estudo dos Gases e Termodinâmica do Curso de Química Licenciatura da UEMA, foi possível comprovar-se a relação de proporcionalidade entre volume, pressão e temperatura de sistemas gasosos, a partir da análise dos dados experimentais obtidos.

REFERÊNCIAS

CARDOSO, S. P.; COLINVAUX, D.. Explorando a motivação para estudar química. **Quím. Nova**, v. 23, n. 3, p. 401, 2000.

JESUS, V.L.B. de; MARLASCA, C.; TENORIO, A. Ludião versus princípio do submarino. **Rev. Bras. Ensino Fis.**, v. 29, n. 4, p. 599, 2007.

**O “POK” DAS PIPOCAS - MODELO QUALITATIVO
EXPERIMENTAL PARA O ESTUDO DA TEORIA CINÉTICA DOS
GASES**

Amanda Fernandes Praseres

Graduada em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão

No Brasil, é recomendado pelos Parâmetros Curriculares Nacionais um ensino de ciências que organize o conhecimento a partir não exclusivamente da lógica, mas também de situações de aprendizagem que tenham sentido para o aluno (RICARDO; CUSTÓDIO; REZENDE JUNIOR, 2007). Nesse contexto, os experimentos no ensino de ciências são uma necessidade. Isto é: as escolhas didáticas devem atender a objetivos sociais ampliados (MARTNAND, 1986).

Além disso, a Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (nº. 9394/96), no Art. 35, atribui como finalidades do ensino médio: o aprimoramento do educando como ser humano, a sua formação ética, o desenvolvimento de sua autonomia intelectual e de seu pensamento crítico, sua preparação para o mundo do trabalho e o desenvolvimento de competências para continuar seu aprendizado (BRASIL, 2006). Desse modo, a função do ensino de química deve ser a de desenvolver a capacidade de tomada de decisão, o que implica a necessidade de vinculação do conteúdo trabalhado com o contexto social em que o aluno está inserido (SANTOS, 1992).

Além disso, nas ciências naturais existe uma necessidade intrínseca de associar teoria à prática, sendo assim desejável que o conteúdo esteja aliado à experimentação, para melhor assimilação e compreensão da respectiva teoria.

No caso da Físico-Química, por vezes, as equações que fazem parte dos conceitos e definições dificultam seu aprendizado, tanto no ensino básico, quanto no meio acadêmico. Assim, as práticas experimentais, além de inerentes ao conteúdo, são instrumentos facilitadores do processo ensinoaprendizado.

Mesmo no espaço acadêmico, são poucos os livros que trazem experimentos referentes ao ensino dos gases. Para atender a esse objetivo, nasceu a proposta deste trabalho (PRASERES; VIANA; CORDEIRO, 2005), que surgiu da tentativa de responder à instigante pergunta feita por Castellan (2003), quando trata do estudo dos gases, “porque todas as moléculas de gás na atmosfera simplesmente não caem na terra?”.

Pretendeu-se então construir um modelo experimental, que buscasse relacionar a teoria cinética dos gases com o movimento e estouro, aqui denominado “pok”, do milho de pipoca, em um sistema fechado, indo além de uma simples ilustração de conteúdo, ao possibilitar ao aluno imaginar, criar, interpretar e propor respostas coerentes ao que instigou o professor.

É possível constatar que, mesmo no ensino de graduação, há uma carência de experimentos relacionados à teoria cinética dos gases (BUENO; DEGREVE, 1980; DANIELS *et al.*, 1992; RANGEL, 2003); uma teoria que fundamenta fenômenos macroscópicos em termo de comportamento molecular e que é de fundamental importância para a compreensão das leis que governam os gases (MAHAN; MEYRS, 1995).

Numa perspectiva mais ampla, ter-se-á como função primordial do ensino o desenvolvimento das habilidades e capacidades cognitivas do aluno, ponto fundamental para a formação de cidadãos, visto que, proporciona à associação de conhecimentos e realidade do cotidiano do aluno. Buscando assim propor um modelo explicativo para um sistema natural de difícil compreensão.

Para Einstein (2006), essencial é apenas a tentativa de representar uma variedade de conceitos e leis próximas da experiência como sendo deduzidas a partir de uma base de conceitos e relações fundamental, a mais reduzida possível.

Assim, o uso de situações cotidianas para a construção de modelos úteis na explicação de temas complexos em disciplinas que envolvam cálculos tem sido feito com bastante sucesso por alguns pesquisadores, ao utilizarem modelos, como: modelo das bolas de sinuca (COSTA, 2007); modelo da acústica do violino (DONOSO *et al.*, 2008); e modelo fantástico do monociclo (FIGUEIRA; DOFF, 2008). Tais representações

fazem do ensino de ciência algo muito mais interessante de ser ensinado e consequentemente absorvido pelos discentes, sejam eles acadêmicos ou alunos do ensino básico. E, também, mais prazeroso para os professores.

E se tivermos a ciência como um refinamento do senso comum, isto é, um tipo de conhecimento que transforma o que é apenas sensorial em algo teórico, ao mesmo tempo transformando o que é teórico em algo mais palpável, perceptível aos sentidos, logo esta seria mais próxima da realidade, daquilo que se vive no cotidiano. Tal afirmação segue a mesma linha de pensamento de Einstein (2006) quando retrata como objetivo da Ciência, em primeiro lugar, a mais completa compreensão conceitual de experiências sensíveis em toda sua variedade e sua interconexão lógica; o qual afirma que a Ciência necessita de toda a multiplicidade dos conceitos primários, ou seja, daqueles diretamente ligados às experiências sensíveis bem como as leis que os relacionam. Lidar com aspectos intangíveis aos nossos sentidos proporciona uma sensação de inépcia e vulnerabilidade do que é possível apreender frente à amplitude e complexidade do universo em que estamos inseridos (FERREIRA; JUST, 2008).

Cardoso e Colinviaux (2000), quando discutem a falta de motivação por parte dos alunos no que se refere à disciplina de Química, ressaltam que o desinteresse, na maioria dos casos, é devido ao fato de os alunos não perceberem a utilidade dos conteúdos que estudam, visto que estes não estão ligados à sua futura profissão. Assim, para atrair a atenção destes é necessário contextualizar tais conteúdos tornando-os mais próximos do dia a dia desses alunos. Contudo, a nosso ver, nem sempre é possível contextualizar o conhecimento, pois algumas das tecnologias mais avançadas, quando foram descobertas não se sabia a sua utilidade. Essa é a antiga discussão sobre ciência básica versus ciência aplicada, observando-se na história da ciência que ambas são indispensáveis para a humanidade.

Por meio de um pensamento crítico apurado haurido na capacidade de interpretar fenômenos naturais e sociais e os riscos que tais fenômenos, como a poluição industrial e doméstica que pode causar à sua qualidade de vida, a qualificação do ensino de química permitiria aos discentes a melhor compreensão do mundo que os cerca.

Outro ponto de fundamental importância é a linguagem adotada pelos docentes, pois, se faz necessário perceber a sua falta de plausibilidade para os estudantes, sem perder a cientificidade dos termos aplicados, para isso basta usar a literatura adequada. Afinal ainda é muito comum à prática pedagógica que dispensa essa literatura, lançando mão unicamente de apostilas, notas de aula, etc. Isto é particularmente comum no ensino médio, o que se constitui, a nosso ver, em importante falha na educação dos jovens (MORS, 2008).

E se a linguagem é concebida como meio de transmissão de significados em uma via de mão única, reforça-se então a concepção do processo de ensino aprendizagem como transmissão - recepção (MACHADO; MOURA, 1995). Assim a forma de transmissão deve atender aos questionamentos dos alunos e ao mesmo tempo permitir que tenham a possibilidade de tecer seus próprios conceitos favorecendo a capacidade de criação dos mesmos. Isto é, a linguagem é de fundamental importância na elaboração conceitual. Seu papel não é meramente o de comunicar ideias (MACHADO; MOURA, 1995).

A ideia de modelo didático permite abordar (de maneira simplificada, como qualquer modelo) a complexidade da realidade escolar, ao mesmo tempo em que ajuda a propor procedimentos de intervenção na mesma e a fundamentar, portanto, linhas de investigação educativa e de formação dos professores (PÉREZ, 2000 *apud* GUIMARÃES; ECHEVERRÍA; MORAES, 2006). Assemelha-se ao que é descrito como modelo pedagógico por Krapas *et al.* (1997), isto é, modelo construído com o propósito de promover a educação. No sentido amplo, um modelo pedagógico inclui os processos de mediação didática, isto é, os processos de transformação de conhecimento científico em conhecimento escolar (WELLER, 1995 *apud* KRAPAS *et al.*, 1997).

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

As investigações bibliográficas de modelos experimentais em Física e Química foram feitas por meio de consultas a periódicos e artigos, com foco em pesquisas e práticas experimentais no ensino de Química e Física, disponíveis para acesso em internet e em bibliotecas públicas,

dentre os quais: Revista Brasileira de Ensino de Física; Química Nova; Química nova na Escola; Livros técnicos de Química, de Física e de Físico-Química.

MATERIAIS E MÉTODOS

A pipoca

O nome científico do milho de pipoca é *Zea mays L.*, o qual apresenta grãos pequenos contendo amido duro ou cristalino, que possui a propriedade de estourar quando submetido ao aquecimento, originando a popular pipoca. O Brasil é um dos maiores consumidores de milho de pipoca do mundo, podendo-se estimar que o consumo atual esteja em torno de 80 mil toneladas de grãos (PEREIRA; AMARAL JÚNIOR, 2001). Essa estatística constitui forte indicador da popularidade da pipoca na cultura brasileira.

O milho-pipoca deve ser comercializado com teor de umidade em torno de 12 a 13%. A pipoca, nome oriundo do tupi antigo: pira (pele) + pok (estourar), significa *pele estourada*. É um prato feito a partir de uma variedade especial de milho, que explode quando aquecido. Quando os grãos de milho são aquecidos de maneira rápida, a umidade interna é convertida em vapor. Em um determinado ponto, a pressão estoura a casca externa, transformando a parte interna em uma massa pouco consistente de amidos e fibras, maior do que o grão original.

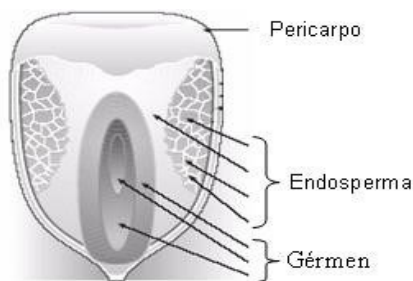


Figura 1. Estrutura do grão de milho. **Fonte:** Capobiango (2006).

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Todo o procedimento experimental e o sistema, aqui relatados, foram concebidos por Praseres, A. F., autora deste trabalho, e desenvolvido no laboratório de Físico-Química da Universidade Estadual do Maranhão (UEMA).

Produziu-se pipoca por meio de um sistema simples (Figura 2) com chapa de aquecimento QUIMIS, béquer de 1000 mL, e um cilindro de vidro sem graduação, presos ao suporte universal com garras metálicas, efetuaramse filmagens para observações posteriores. As temperaturas iniciais e finais foram medidas através de um termômetro de mercúrio contido no interior do béquer. Considerou-se como temperatura inicial o momento que o milho foi colocado dentro do béquer, Figura 3, isto é 70° C, e este foi fechado com o cilindro de vidro. E como temperatura final o momento em que a primeira pipoca estourou, a 148°C. Na Figura 4, são apresentadas as pipocas obtidas no experimento. Para descrever as observações, foram usados os critérios descritos na Teoria para a Resolução de Problemas Criativos (TRIZ), segundo López e Almeida (2005).



Figura 2. Sistema desenvolvido.

Considera-se como temperatura inicial o momento que o milho foi colocado dentro do béquer, Figura 3, isto é 70° C, e este foi fechado com o cilindro de vidro.



Figura 3. Milho no béquer, temperatura inicial.

E como temperatura final o momento em que a primeira pipoca estourou, a 148°C. Na Figura 4, são apresentadas as pipocas obtidas no experimento.



Figura 4. As pipocas obtidas após o "pok".

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Análise dos modelos como métodos facilitadores da aprendizagem

Neste caso, consideramos que desenvolver a participação do aluno é permitir que trabalhe de maneira colaborativa na construção de significados, conceitos e representações, além de permitir que eles aprendam sobre a construção da ciência (FERREIRA; JUST, 2008). Assim o uso de situações cotidianas para explicar disciplinas que envolvam cálculos é feito com bastante sucesso por Costa (2007, p. 225), quando estuda vários movimentos de um corpo rígido usando como modelo as bolas de sinuca. “A sinuca é um jogo familiar entre os estudantes, por isso é conveniente utilizá-la como exemplo no estudo do movimento de um corpo rígido”.

No nosso trabalho o milho de pipoca em seu famoso estouro, “pok”, contextualizou um modelo inovador a ser aplicado a uma teoria muito importante na Físico-Química: a Teoria Cinética dos Gases.

Em Donoso *et al.* (2008), é feita a análise de conceitos bastante complexos de oscilações e ondas considerando-se a acústica do violino, os autores afirmam que seu trabalho proporciona uma aplicação prática dos conceitos supracitados atraindo a atenção dos alunos e dinamizando as aulas do ensino médio.

A riqueza pedagógica dos assuntos cotidianos também foi explorada por Figueira e Doff (2008), quando apresentaram um modelo fantástico que discutia o movimento realizado por um monociclo. Dentro deste contexto, um espetáculo de circo pode ser transformado pelo professor numa aula extremamente rica.

Análise teórica da teoria cinética dos gases

A teoria cinética dos gases tem por objetivo descrever as propriedades macroscópicas de um gás através de grandezas

microscópicas que estão associadas às partículas que constituem o gás (KREMER, 1996).

Segundo Atkins *et al.* (1992) o ponto fundamental da Teoria Cinética dos Gases consiste em reputar o gás como um grupo de vários mols de moléculas, número que pode ser calculado a partir da proposta de mol descrita por Avogadro (1776-1856), sendo:

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad (1)$$

Portanto, a teoria cinética considera os gases constituídos por um número muito grande de partículas, que se movem independentemente através do volume que as contém (KREMER, 1996). De modo, leva-se em conta a abstração de que as moléculas desse gás se movimentam independentemente dos outros gases que o cercam, ou seja, desconsideram-se quaisquer interferências dos gases e substâncias presentes no meio.

Outra característica importante a respeito desse movimento, de acordo com Atkins *et al.* (1992), é que se apresenta de modo permanente e aleatório. O número de Avogadro foi estimado com grande precisão por Einstein, utilizando o movimento browniano como modelo (SILVA; LIMA, 2007).

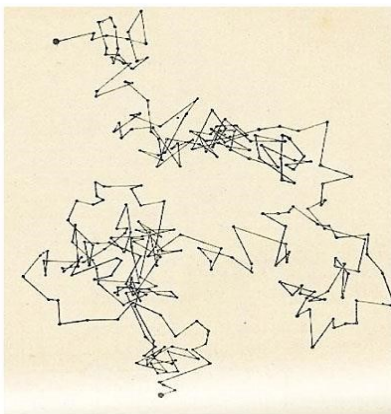


Figura 5. Representação do movimento browniano realizado por uma partícula. Fonte: Silva e Lima (2007).

Portanto, tais moléculas apresentam um movimento livre, e o caminho livre médio l é definido como sendo a distância média percorrida por uma partícula entre duas colisões, portanto:

$$l = \bar{v} \cdot \bar{t} \quad (2)$$

Onde: $\bar{v}$ é a velocidade média quadrática das partículas e $\bar{t}$ é o tempo entre duas colisões.

Outro ponto defendido pela teoria cinética é que as moléculas não interagem umas com as outras, exceto quando em contato, nas colisões perfeitamente elásticas. As colisões elásticas ocorrem quando não há perda nem ganho de energia, as partículas apresentam massas puntiformes, suas dimensões são pequenas comparadas com a distância que as separam umas das outras, ou com o volume do recipiente (WEDLER, 2001). E se movem em trajetórias que não são perturbadas por forças intermoleculares.

Outro fator importante na teoria cinética é o fluxo de partículas, definido como o número de partículas N que atravessam uma área unitária A por unidade de tempo t . Em equilíbrio, 1/6 das partículas de um gás se movem segundo um dos seis sentidos de um sistema cartesiano de coordenadas (KREMER, 1995). A quantidade de movimento total, dp_x transmitida à parede do recipiente de área A , no intervalo de tempo dt , é, então:

$$dp_x = 2m \langle v^2 \rangle \cdot 1/6 \cdot N \cdot A \cdot dt \quad (3)$$

Onde: $\langle v^2 \rangle$ é a velocidade média quadrática, N é a densidade de partículas do gás e m é massa da partícula.

A densidade das partículas pode ser calculada, relacionando-se (1) com o volume molar de uma partícula (V_{mol}).

$$N = N_A / V_{\text{mol}} \quad (4)$$

Além disso, vale observar que o quociente dp_x / dt , é a medida de força desse movimento, então:

$$dp_x / dt = F, \text{ logo temos: } F = 1/3 m \langle v^2 \rangle \cdot N \quad (5)$$

Relacionando as equações (3) e (4), teremos uma equação que pode nos dar a medida da pressão:

$$p = F/A \quad (6)$$

Substituindo (6) em (5), temos:

$$p = 1/3 m \langle v^2 \rangle \cdot N \quad (7)$$

Podemos ainda relacionar a temperatura com a energia cinética, seguindo a linha de Clausius, que em 1857 mostrou de maneira clara que a energia térmica de um gás nada mais era que a energia cinética das moléculas (DAHMEN, 2006).

A energia cinética é igual:

$$E = 1/2 m v^2 \quad (8)$$

Se relacionarmos (4) com (7), temos a seguinte expressão:

$$p \cdot V_{\text{mol}} = 1/3 N_A m v^2 \quad (9)$$

Substituindo em (9) o valor de E em (8) vamos encontrar uma equação muito importante que pode ser relacionada com a lei dos gases ideais:

$$p \cdot V_{\text{mol}} = nRT \quad (10)$$

$$p \cdot V_{\text{mol}} = \frac{2}{3} N_A E \quad (11)$$

$$N_A E = \frac{2}{3} RT \quad (12)$$

$$E = \frac{2}{3} \frac{R}{N_A} T \quad (13)$$

$$NA$$

O valor descrito por R / N_A é valor da famosa constante de Boltzmann:

$$k = \frac{R}{N_A} \quad (14)$$

$$NA$$

Pode-se ainda descrever a lei dos gases, separando em duas leis mais importantes: A primeira é a lei de Boyle, que faz uma relação matemática entre a pressão e o volume e estabeleceu que a uma dada temperatura, certa quantidade de gás, tem sua variação de volume inversamente proporcional à variação da pressão.

$$p = k_{n, T} / V \quad (15)$$

Dando continuidade a esses estudos, Charles e Gay Lussac, perceberam que a variação da temperatura é diretamente proporcional à variação do volume, a pressão constante.

$$T \cdot V = k_{p, n} \quad (16)$$

Já os fundamentos descritos pela teoria cinética moderna foram estabelecidos por Maxwell em 1866. Neste trabalho Maxwell derivou uma equação geral (4) de transporte para uma grandeza macroscópica qualquer, definida em função de uma média de uma grandeza microscópica associada às partículas do gás. Maxwell através dessa equação formulou a lei de distribuição de velocidades das moléculas de um gás.

$$f(v) = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{3/2} v^2 \exp \left(\frac{-mv^2}{2k_B T} \right) \quad (17)$$

Analogias da teoria cinética dos gases com o milho de pipoca em seu estouro, “pok”

Vimos, na análise teórica, que não se deve considerar o gás como uma simples molécula, mas um grupo de moléculas que chamaremos de partículas. Analogamente a vários grãos de milho dentro de um recipiente fechado. Assim não é possível imaginar o gás apenas em suas moléculas individuais. Porém para entender o comportamento desse gás é necessário que se compreenda como cada partícula se comporta. Teremos, assim, uma explicação satisfatória dos fenômenos macroscópicos em termo do comportamento molecular.

Análise e questionamentos das observações realizadas no decorrer e após os experimentos de laboratório

Em primeiro momento é preciso entender por que, a pipoca estoura e o que isso tem a ver com a teoria cinética dos gases.

Etapa de Preparação

Nesta etapa precisamos nos questionar a respeito do que acontece dentro do milho de pipoca, e agora formular vários questionamentos:

1. Como ocorrerá o “pok”, estouro do milho?
2. Por que acontecerá esse estouro?
3. Quais as influências da temperatura, volume e pressão?
4. Que equações podem descrever esse movimento?

5. Por que tem grãos de milho que não estouram, não se transformam em pipoca?
6. Outros questionamentos.

Etapa de incubação

Nesse momento, fizeram-se as abstrações, que permitiram a imaginação e a criatividade atuarem, na expectativa de responder às instigações propostas.

No milho de pipoca, 12% em massa do grão é constituída por água. Assim, essas moléculas de água são vaporizadas, passando do estado líquido para o estado de vapor. Neste ponto, faremos nossa primeira abstração.

Vamos considerar que as moléculas de vapor vão se comportar como um gás ideal, visto que: vapor é o estado que indica a passagem de uma substância na fase líquida para a fase gasosa, por meio do processo de vaporização. Já o gás é o estado permanente, ou melhor, o estado mais estável de uma substância. Essa abstração é bastante razoável, haja vista que, conforme a Figura 5, no momento em que a primeira pipoca estourou, a temperatura era de 148°C, portanto acima de 100° C, temperatura de vaporização da água, considerando-se o vapor d'água um gás perfeito que se comporta de acordo com a teoria descrita nos itens anteriores.

Outra abstração: próximo de ocorrer o estouro, a temperatura atinge como que seu ponto máximo, mantendo-se constante enquanto ocorre uma variação da pressão em função do volume, dentro do grão do milho.

Etapa de iluminação

Na figura abaixo, representamos as moléculas de vapor de água, nosso gás ideal, em movimento permanente e aleatório. Aos poucos o

nosso gás tomará todo o volume do milho, realizando o Movimento Browniano.

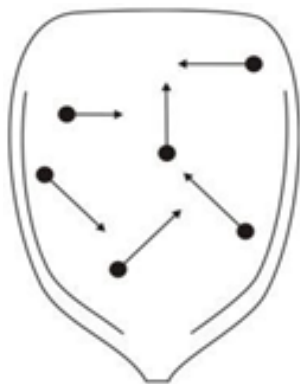


Figura 6. Descrição do movimento do “gás ideal” dentro do grão de milho de pipoca

Esse movimento permanente e aleatório permite às partículas do gás exercerem uma determinada pressão sobre as paredes do milho. Essa pressão aumenta de acordo com o aumento da temperatura, fato demonstrado pela equação geral dos gases (10), nesse caso, o volume e a quantidade de partículas serão constantes. O volume é o próprio grão de milho e a quantidade de matéria é a quantidade de água (umidade), presente no milho.

Fazendo-se uma analogia com a água em ebulição, isto é, quando a água atinge a temperatura de 100°C , à pressão de 1 atm, o grão de milho, próximo ao estouro, alcança sua máxima temperatura interna mantendo-se constante. Então, de acordo com a equação (15), teremos a variação da pressão em função do volume, a temperatura constante.

Etapa de verificação ou refinamento

A Figura 7 explica uma das equações bases da Teoria Cinética dos Gases relacionando a quantidade de movimento ou *momentum* que a

partícula transmite à parede do recipiente que a contém, em quantidade de pressão em um dado volume molar expresso na eq. (9).

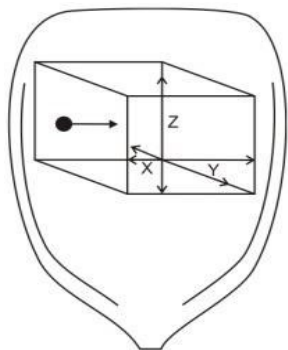


Figura 7. *Momentum* da partícula do “gás ideal”.

O milho estoura devido à alta pressão exercida pelo gás ideal sob as paredes do pericarpo. Essa pressão é característica da relação entre energia cinética e temperatura que nos permite saber o *momentum* de cada partícula.

Com relação aos grãos que não estouraram, isso acontece porque em seu pericarpo existem poros que permitem a saída das moléculas do gás, não havendo pressão suficiente no interior do milho para que ocorra o “pok”, o estouro, formando a pipoca.

CONSIDERAÇÕES EXPERIMENTAIS

Neste trabalho, apresentamos uma aula de Físico-Química criativa, utilizando uma linguagem científica dentro de um contexto particular que estimulará nos alunos a capacidade de abstração, critério fundamental para o entendimento das equações que serão abordadas neste estudo. A linguagem utilizada neste trabalho pode, então, ser vista como um instrumento facilitador para a transmissão de conceitos complexos de difícil entendimento. Vale ressaltar que o modelo didático aqui desenvolvido além de tornar as aulas de Físico-Química mais instigantes,

apresenta baixo custo, podendo ser aplicado com grande facilidade. Assim fazemos da ciência algo inerente ao cotidiano, visto que este nos faz capazes de perceber o meio além do que é aparente, do que é sensorial.

REFERÊNCIAS

ATKINS, P. et al. **Físico-química**. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1992.

BUENO, W. A.; DEGRÈVE, L. **Manual de laboratório de físico-química**. São Paulo: McGraw-Hill do Brasil, 1980.

BRASIL. **Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional, nº. 9394/96**. Brasília, 1996. Disponível em: <<http://portal.mec.gov.br/arquivos/pdf/ldb.pdf>>. Acesso em: 5 jun. 2008.

_____. Ministério da Educação. **Orientações curriculares para o ensino médio**. Brasília, 2006. v. 2 p. 135. Disponível em: http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/book_volume_02_internet.pdf>. Acesso em: 5 jun. 2008.

CAPOBIANGO, M. **Extração das proteínas do fubá de milho e obtenção de hidrolisados proteicos com baixo teor de fenilalanina**. 2006. Dissertação (Mestrado) – Universidade Federal de Minas Gerais, Belo Horizonte, 2006.

CARDOSO, S. P.; COLINVAUX, D. Explorando a motivação para estudar química. **Quím. Nova**, v. 23, n. 3, p. 401, 2000.

CASTELLAN, G. **Fundamentos de físico-química**. Rio de Janeiro: LTC, 2003.

COSTA, E. V. Bola, taco, sinuca e física. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, Niterói, v. 29, n. 2, p. 225-229, 2007.

DAHMEN, Silvio R. A obra de Boltzmann em Física. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 28, n. 3, p.281, 2006.

DANIELS, F. et al. **Experimental physical chemistry**. 8. ed. Int. Student Edition, 1992.

- DONOSO, J. P. et al. A física do violino. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 30, n. 2, p. 2305, 2008.
- EINSTEIN, A. Física e realidade. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 28, n. 1, p. 9 – 22, 2006.
- FERREIRA, P. F. M.; JUST, R. S. Modelagem e o “fazer ciência”. **Quím. nova esc.**, n. 28, p. 32, 2008.
- FIGUEIRA, J. S.; DOFF A. Uma simples análise do equilíbrio do monociclista. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 30, n. 1, 1305.1, 2008.
- GUIMARÃES, G. M. A.; ECHEVERRÍA, A. R.; MORAES, I. J. Modelos didáticos no discurso de professores de ciências. **Investigações em Ensino de Ciências**, v 113, p. 303, 2006.
- KRAPAS, S. et al. Modelos: uma análise de sentidos na literatura de pesquisa em ensino de ciências. **Investigações em Ensino de Ciências**, v. 2, n.3, p. 185, 1997.
- KREMER, G. M. Coeficientes de transporte segundo a teoria cinética dos gases. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 18, n. 3, p.164, 1996.
- LOPEZ, J. L; ALMEIDA, R. L de. TRIZ: criatividade como uma ciência exata? **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 27, n. 2, p. 205, 2005.
- MAHAN, B. M.; MEYRS, R. J. **Química um curso universitário**. São Paulo: Ed. Edgard Blücher, 1995.
- MARTINAND, J. L. **Connaître et Transformerla Matière: Dês Objecifs pour l’Initiation aux Sciences et Techniques**. Berne: Ed. Peter Lang, 1986.
- MACHADO, A. H.; MOURA, A. L. A. Concepções sobre o papel da linguagem no Processo de elaboração Conceitual em Química. **Quím. nova esc.**, n. 2, p. 27, 1995.
- MORS, P. M. Alguns comentários sobre a linguagem em livros de física básica. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 30, n. 2, 2101-1, 2008.
- PEREIRA, M. G.; AMARAL JÚNIOR, A. T. Estimation of Genetic Components in Popcorn Based on the Nested Design. **Rev. Crop Breeding and Applied Biotechnology**, Londrina, v. 1, n. 1, p. 3, 2001.

PRASERES, A. F.; VIANA, F. B.; CORDEIRO, C. I. **O “pok” das pipocas**. Relatório de Físico-Química. São Luís: Universidade Estadual do Maranhão, 2005.

RANGEL, R. N. **Práticas de físico-química**. 3. ed. São Paulo: Edgard Blucher, 2003.

RICARDO, E. C.; CUSTÓDIO, J. F.; REZENDE JUNIOR, M. F. R. A tecnologia como referência dos saberes escolares: perspectivas teóricas e concepções dos professores. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 29, n. 1, p. 135, 2007.

SANTOS, W. L. P. dos. **O ensino de química para formar o cidadão: principais características e condições para a sua implantação na escola secundária brasileira**. 1992. Dissertação (Mestrado) – Universidade Estadual de Campinas, Campinas, 1992.

SILVA, J. M.; LIMA, J. A. S. Quatro abordagens para o movimento browniano. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 29, n. 1, p. 25, 2007.

WEDLER, G. **Manual de físico-química**. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 2001.

**CRIAÇÃO DE PROTÓTIPO PARA AVALIAÇÃO DA
OBTENÇÃO DO GÁS HIDROGÊNIO (H₂), A PARTIR DA
REATIVIDADE DOS METAIS: Mg, Al, e Zn com ácido clorídrico**

Eduardo Rodrigues Ericeira

Graduado em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão – UEMA, Mestre em Química no Instituto Federal de Educação, Ciências e Tecnologia - MA (IFMA) e Professor do Programa Darcy Ribeiro da Universidade Estadual do Maranhão – UEMA

Jocielton Campos Teixeira

Graduado em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão (UEMA) e Professor dos Centros de Ensino Padre Chagas e Josué Montillo da Rede de Ensino do Estado do Maranhão

Cristiane da Luz Costa

Graduada em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão (UEMA). Mestra em Nanociência e Nanobiotecnologia na Universidade de Brasília (UnB)

A Química assim como outras ciências, tem papel de destaque no desenvolvimento das sociedades, alcançado ao longo de tantos anos. No entanto, ela não se limita às pesquisas de laboratório e à produção industrial. Ao contrário, a Química está presente em nosso dia-a-dia e é parte importante dele. A aplicação dos conhecimentos químicos tem reflexão direta sobre a qualidade de vida das populações e sobre o equilíbrio dos ambientes na Terra.

Uma reflexão que deve ser feita é que entre as escolas que possuem laboratórios, nem todos são equipados com os materiais mínimos para a realização da atividade prática, com isso, o risco envolvido nessas atividades durante a realização dos experimentos deve ser levado em consideração. Muitas vezes certos acidentes são decorrentes de pequenas adaptações feitas para contornar a falta de recursos. Cabem aos Centros Formadores de Professores, no caso as instituições de ensino superior, uma postura inovadora e articuladora para uma formação que estimule o lado criativo de futuros professores para que os mesmos sejam elementos criativos nas escolas de Educação Básica para a melhoria do ensino.

Os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM) mostram que a experimentação faz parte da vida, na escola ou no cotidiano de todos nós. Assim, a ideia de experimentação como atividade exclusiva das aulas de laboratório, onde os alunos recebem uma receita a ser seguida nos mínimos detalhes e cujos resultados já são previamente conhecidos, não condiz com o ensino atual. As atividades experimentais devem partir de um problema, de uma questão a ser respondida. Com isso, declara-se a importância da experimentação no contexto escolar, complementada pela tendência a adotar a resolução de problemas no lugar do antigo “roteiro”, onde o professor simplesmente passa a “receita” para o aluno fazer (BRASIL, 2006).

De acordo com Folmer (2007 *apud* SANTANA, 2011), essa técnica consiste em “uma das principais críticas aos trabalhos práticos no ensino de Ciências, posto que eles, geralmente, são dominados por atividades altamente estruturadas e propostas para levar a respostas certas e já previstas”.

Uma das ações propostas pelo Parâmetro Curricular Nacional do Ensino Médio tem como finalidade implantar e desenvolver laboratórios de química, inclusive constituído com materiais alternativos de baixo custo para superar as limitações de laboratórios existentes em nossas escolas, onde as mesmas estão localizadas em um pequeno espaço, de forma desorganizada e desequipada.

Os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino da Química (PCNs), também destacam que a química é tão importante para a pesquisa científica ou o trabalho em laboratório, quanto para o cidadão que trabalha no comércio, na agricultura ou na política. Esse aprendizado deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas. Dessa forma, para Chassot (2007 *apud* SUOTA; WISNIEWSKI, 2008), é necessário conhecer a ciência para entender nossa própria natureza.

O laboratório de ensino, muitas vezes é equipado em função das necessidades da escola e do orçamento disponível para esse fim, não havendo uma legislação que determine os equipamentos mínimos que deveriam estar presentes (PACHECO; RIBAS; MATSUMOTO, 2008).

A maioria dos alunos tem dificuldade para utilizar o conteúdo trabalhado nas aulas experimentais em situações extraídas do cotidiano.

Ainda assim, a experimentação é capaz de incrementar o aprendizado e envolver os alunos nos temas abordados, devido a isso tem sido defendida por diversos autores (FERREIRA *et al.*, 2010).

As reações químicas ocorrem de vários tipos e várias são as suas causas, dentre as quais podemos destacar: a natureza dos compostos, os estados físicos das substâncias, a absorção ou liberação de energia, entre outros. As reações químicas podem ser classificadas em quatro tipos: Síntese ou Adição, Decomposição ou Análise, Simples Troca ou Deslocamento e Dupla Troca. O tipo de reação química trabalhada neste trabalho foi a de Simples Troca ou de Deslocamento, utilizando-se o Ácido Clorídrico que reagiu com alguns metais formando sais e liberando o Gás Hidrogênio (H₂).

A reatividade química dos metais varia com a eletropositividade, logo quanto mais eletropositivo for o elemento, mais reativo será o metal. Os metais mais reativos são aqueles que possuem grande tendência de perder elétrons, logo, formam íons positivos com mais facilidade, sendo possível construir uma fila de reatividade envolvendo os metais e o hidrogênio:

Li > K > Na > Mg > Al > Zn > Cr > Fe > Ni > Sn > Pb > H > Cu >
Hg > Ag > Pt > Au. Metais Alcalinos Metais mais usados no
Metais nobres e Alcalino-Terrosos cotidiano

A reatividade aumenta no sentido da direita para a esquerda. Nota-se que os metais alcalinos e alcalinos terrosos são mais reativos que os demais metais e o hidrogênio.

Diante do exposto, este trabalho teve como objetivo criar protótipos didáticos que possibilitem aos alunos comprovarem por meio experimental a lei dos Gases e ainda observar e quantificar a produção de gás hidrogênio em reações químicas. Por meio desses protótipos, o aluno também poderá aliar conhecimentos de equilíbrio químico, cinética química e estudo das leis dos gases: temas da Físico-Química.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Experimento Qualitativo

O experimento foi realizado no decorrer da disciplina Estudo dos Gases e Termodinâmica ministrada no Curso de Química Licenciatura da Universidade Estadual do Maranhão (UEMA), o mesmo foi acompanhado pela regente da disciplina e organizadora desta obra. Foi realizada a observação de reações químicas de metais com ácido clorídrico e a liberação do gás H_2 .

Foram pesados 3 g de magnésio e colocado dentro do kitassato (Figura 2). Em seguida, colocou-se uma rolha de borracha, e na mesma foi acoplado um funil (Figura 3) na saída do kitassato. Adicionou-se a solução de HCl 6 M (Figura 1), no funil (Figura 4) e, simultaneamente pela saída lateral do kitassato, colocou-se uma bexiga para coletar o gás produzido durante a reação (Figura 4). A torneira do funil foi aberta deixando o ácido cair sobre o magnésio (Figura 5). Em seguida, o gás de H_2 produzido encheu o balão que após a reação foi retirado e vedado (Figuras 6, 7 e 8).

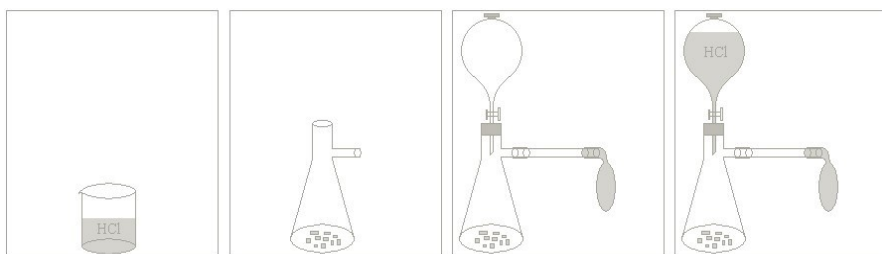


Figura 1. Solução **Figura 2.** Magnésio **Figura 3.** Funil **Figura 4.** Adição de HCl 6 M dentro do kitassato adaptado na saída da solução de do kitassato HCl no funil

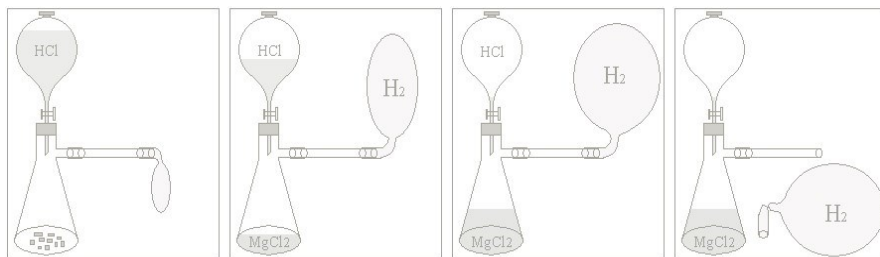


Figura 5. Bexiga para coletar o gás entre o ácido e o do gás liberado produzido na reação. **Figura 6.** Reação entre o ácido e o do gás liberado produzido na reação. **Figura 7.** Captura do gás H_2 para coletar o gás entre o ácido e o do gás liberado produzido na reação. **Figura 8.** Gás H_2 para coletar o gás entre o ácido e o do gás liberado produzido na reação.

Experimentos Quantitativos

Sistema 1

a) **Materiais:** Frasco de vidro de 150 mL; Suporte universal; Garras de alumínio; Cruzeta em PVC de $\frac{1}{2}$ polegada; Conexão em “T” em PVC de $\frac{1}{2}$ polegada; Cano PVC de $\frac{1}{2}$ polegada; Taps em PVC de $\frac{1}{2}$ polegada; Rosca de PVC de $\frac{1}{2}$ polegada; Torneira de plástico de $\frac{1}{2}$ polegada; Rolhas de borracha; Ácido Clorídrico; Zinco metálico em pó; Alumínio em aparas p.a.; Magnésio em aparas p.a.; Balança Digital; Manômetro com intervalo de 0 a 304 mmHg; Termômetro com intervalo de -10 a 110 °C.

b) **Procedimento Experimental:** Foi conectada uma torneira de plástico a uma rosca de PVC. Depois foi colocado em uma extremidade da cruzeta um cano PVC acoplado a tampa do frasco de vidro. Em seguida, em outra extremidade da cruzeta, foi ligado outro cano PVC acoplado a uma rosca e a torneira de plástico. Em outra extremidade da cruzeta foi unida um cano PVC que foi acoplado a um “T” e taps. No “T” foi conectado um manômetro adaptado a uma rolha de borracha. Na extremidade de cima colocou-se uma rolha de borracha onde foi adaptado um termômetro, obtendo-se assim o sistema. Por fim, o sistema foi fixado com garras de alumínio em um suporte universal como mostra a Figura 9:

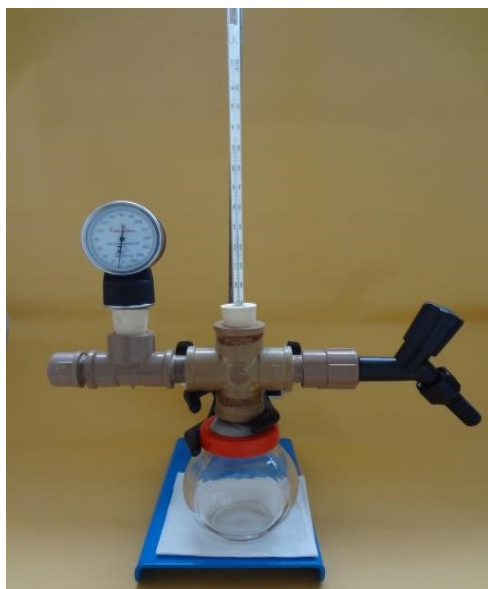


Figura 9. Sistema nº 1.

Sistema 2

a) Materiais: Frasco de vidro de 550 mL; Cano PVC de 100 mm; Taps em PVC de 100 mm; Conexão em “T” em PVC de ½ polegada; Cano PVC de ½ polegada; Rosca de PVC de ½ polegada; Torneira de plástico de ½ polegada; Rolhas de borracha; Ácido Clorídrico; Zinco metálico em pó; Alumínio em aparas; Magnésio em aparas; Balança Digital; Bomba de vácuo e pressão; Manômetro com intervalo de 0 a 304 mmHg; Termômetro com intervalo de – 10 a 110 °C.

b) Procedimento Experimental: Foi acoplado ao cano de PVC (cor branca) dois taps PVC (cor branca) e colado ao cano uma torneira acoplada a uma rosca de PVC (cor marrom). Em um dos taps de PVC (cor branca) foi feito um furo do tamanho do diâmetro do frasco de vidro. Foi colocado um frasco de vidro dentro do cano de PVC (cor branca). Na tampa do frasco foi ligado dois canos PVC (cor marrom) onde em um deles foi colocado um “T” de PVC (cor marrom). Em uma das saídas desse “T” foi colocado uma torneira de plástico e, na outra, foi

colocado um manômetro acoplado a uma rolha de borracha como mostra a Figura 10:



Figura 10. Sistema nº 2.

Sistema 3

a) Materiais: Balão com três saídas laterais de 250 mL; Tampa de frasco de vidro esmerilhado; Suporte universal; Garras de alumínio; Rolhas de borracha; Ácido Clorídrico; Zinco metálico em pó; Alumínio em aparas; Magnésio em aparas; Balança Digital; Manômetro com intervalo de 0 a 304 mmHg; Termômetro com intervalo de – 10 a 110 °C.

b) Procedimento Experimental: Foi usado um suporte universal com garra de alumínio para fixar o balão com três saídas laterais onde em cada saída foram acoplados: um manômetro com rolha de borracha, um termômetro com rolha de borracha e uma tampa de frasco de vidro como mostra a Figura 11:



Figura 11. Sistema nº 3.

Sistema 4

a) **Materiais:** Kitassato de 250 mL; Tubo de ensaio graduado de 50 mL; Rolhas de borracha; Ácido Clorídrico; Zinco metálico em pó; Alumínio em aparas; Magnésio em aparas; Balança Digital; Bomba de vácuo e pressão; Manômetro com intervalo de 0 a 304 mmHg; Termômetro com intervalo de -10 a $110\text{ }^{\circ}\text{C}$.

b) **Procedimento Experimental:** Foi transferido 5 mL da solução de HCl 2,4 molar a um tubo de ensaio graduado que estava acoplado dentro do kitassato. Em seguida, foram pesados 0,103 g de magnésio em raspas, 0,156 g de zinco em pó e 0,114 g de raspas de alumínio. Foi acoplada uma rolha na saída do kitassato e na mesma rolha foi conectado um manômetro impedindo que o gás escapasse. Pela saída lateral do kitassato foi conectada uma mangueira que estava ligada a uma bomba de vácuo. O metal foi colocado no tubo de ensaio onde estava a solução e anotado a variação de pressão, durante um intervalo de tempo, como mostra a Figura 12.

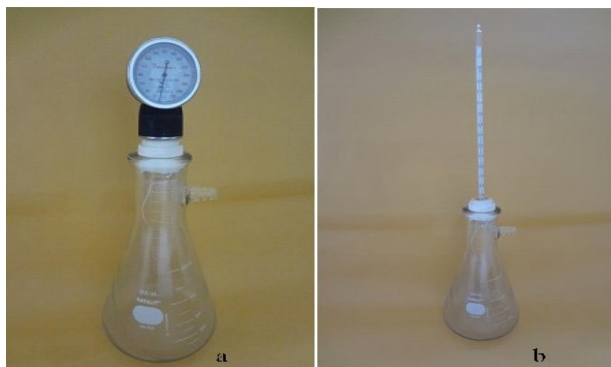
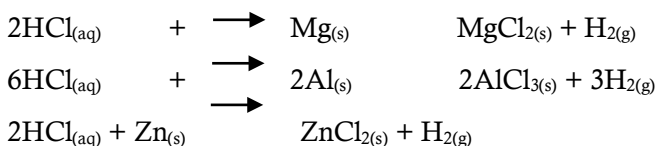


Figura 12. Sistema nº 4: a) utilizado para medidas de pressão e b) utilizado para medidas de temperatura

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Por meio das reações químicas estudadas utilizando os metais Mg, Al e Zn com ácido clorídrico foi observada a liberação do gás H_2 . As reações químicas balanceadas para cada experimento foram às seguintes:



Por meio do sistema 1, formado basicamente por materiais alternativos, foi possível obter dados de pressão e temperatura, no entanto esse sistema foi limitado, como está explicitado na Tabela 1. A execução do segundo sistema também composto basicamente por materiais alternativos não possibilitou a obtenção de dados significativos para a determinação de pressão e temperatura. O terceiro sistema feito a partir de vidrarias específicas de laboratório juntamente com materiais alternativos também não apresentou dados significativos para pressão e temperatura. Já o quarto sistema composto por vidrarias específicas de laboratório foi o sistema que mais se destacou dos demais, pois a partir do mesmo obtiveram-se dados precisos de pressão e temperatura observadas durante

o experimento. As limitações de todos os sistemas estão descritos conforme a Tabela 1.

Bagnato *et al.* (1995) que montou um sistema para demonstração experimental da lei dos gases usando balões de borracha preso por uma mola flexível mostrou que foi possível obter a linearidade de δV e δT , comprovando a lei dos gases ideais, ressaltou que, como o empuxo é proporcional ao volume, a medida da distensão da mola usada no sistema é uma medida direta da variação do volume. Ressalta ainda que se deve ter um cuidado a respeito da preparação do balão é necessário que a borracha seja flácida (baixa resistência e deformação), não oferecendo nenhuma resistência ao aumento de volume, se isto não acontecer o experimento pode não ser bem sucedido.

Tabela 1. Características e limitações apresentadas pelos experimentos realizados.

Características e limitações dos experimentos realizados			
Sistema 1	Sistema 2	Sistema 3	Sistema 4
Não possui um sistema isolado.	Sistema parcialmente isolado.	Não possui um sistema isolado.	Sistema parcialmente isolado.
Não foi possível medir com precisão o valor da pressão.	Não foi possível medir com precisão o valor da pressão e da temperatura.	Não foi possível medir com precisão o valor da pressão e da temperatura.	Foi possível medir com precisão os valores de pressão e temperatura.
Ocorreu pequeno vazamento na vedação do sistema.	Ocorreu pequeno vazamento na vedação do sistema.	Ocorreu pequeno vazamento na vedação do sistema.	Ocorreu um vazamento desprezível na execução do experimento.
Não possui agitador para homogeneizar a solução.	Não possui agitador para homogeneizar a solução.	Não possui agitador para homogeneizar a solução.	Não possui agitador para homogeneizar a solução.

Neste trabalho na realização do experimento qualitativo utilizaram-se balões de látex centrifugado, fino e flexível, conforme a sequência das Figuras 6, 7 e 8, para a visualização da produção do gás hidrogênio.

O melhor desempenho observado foi o do sistema 4 que possibilitou determinar os valores de temperatura e pressão com maior precisão, o que pode estar relacionado com o fato do mesmo ser um sistema parcialmente isolado. Embora o sistema 2 tenha se configurado como um sistema isolado, não foi possível determinar com precisão os valores para estas variáveis, possivelmente em razão da vedação limitada do sistema, pois não se conseguiu vedar satisfatoriamente a parte superior do sistema 2, ocasionando assim um pequeno escape de gás, no entanto este sistema se aplica como o melhor protótipo visto que podem ser obtidos dados de pressão e temperatura “simultaneamente”. A variação de pressão e temperatura, o número de mols do gás liberado e o rendimento da reação, utilizando diferentes metais podem ser observados nas Tabelas 2, 3 e 4.

Valores de pressão, temperatura, número de Mols, gramas de H₂ produzido e rendimento da reação obtida durante a formação do Gás Hidrogênio (H₂)

Tabela 2. Valores de variáveis obtidos durante o experimento utilizando o metal Mg, medindo a pressão e a temperatura.

Metal: Mg					
Tempo (s)	Pressão (atm)	Temperatura (K)	Nº de mol (mol)	Gramas de H ₂ produzido (g)	Rendimento (%)
t ₁ = 0	1,00	298,15	-	-	-
t ₂ = 5	1,24	311,15	0,0021854	0,004370	51,57
t ₃ = 10	1,29	316,15	0,0022375	0,004475	52,81
t ₄ = 15	1,31	319,15	0,0022501	0,004500	53,11
t ₅ = 20	1,35	328,15	0,0022560	0,004512	53,25

Conforme a Tabela 2 o tempo de reação entre o ácido clorídrico e o magnésio é muito rápido, inclusive os valores de pressão e temperatura aumentam rapidamente em um curto espaço de tempo, vinte segundos, e há um rápido número de mols de gás hidrogênio formado. Por precaução resolveu-se cessar a reação aos vinte segundos para preservar a estrutura da vidraria e dos equipamentos durante o experimento, por essa razão o rendimento não atingiu 100 %, em nenhum dos sistemas trabalhados.

Tabela 3. Valores de variáveis obtidos durante o experimento utilizando o metal Al, medindo a pressão e a temperatura.

Metal: Al					
Tempo (s)	Pressão (atm)	Temperatura (K)	Nº de mol (mol)	Gramas de H ₂ produzido (g)	Rendimento (%)
t ₁ = 0	1,00	298,15	-	-	-
t ₂ = 60	1,02	304,15	0,001839	0,00367	29,02
t ₃ = 120	1,04	307,15	0,001856	0,00371	29,30
t ₄ = 180	1,12	325,15	0,001888	0,00377	29,80
t ₅ = 240	1,16	328,15	0,001938	0,00387	30,59

De acordo com a Tabela 3 o tempo de reação entre o ácido clorídrico e o alumínio foi o mais lento, 240 segundos, quando comparado ao observado para o magnésio, observou-se a variação de pressão e temperatura em um espaço de tempo maior, e aumento do número de mols de gás hidrogênio formado. Por precaução resolveu-se também cessar a reação aos 240 s, para preservar a estrutura da vidraria e os equipamentos durante o experimento.

Esses resultados comprovam a escala de reatividade dos metais.

Tabela 4. Valores de variáveis obtidos durante o experimento utilizando o metal Zn, medindo a pressão e a temperatura.

Metal: Zn

Tempo (s)	Pressão (atm)	Temperatura (K)	N° de mol (mol)	Gramas de H ₂ produzido (g)	Rendimento (%)
t ₁ = 0	1,00	298,15	-	-	-
t ₂ = 30	1,08	301,15	0,001966	0,00392	82,14
t ₃ = 60	1,11	302,15	0,002019	0,00402	84,40
t ₄ = 90	1,12	304,15	0,002014	0,00403	84,62
t ₅ =120	1,13	305,15	0,002030	0,00406	85,08

Conforme a Tabela 4 o tempo de reação entre o ácido clorídrico e o zinco foi um pouco lento, quando comparado ao sistema contendo magnésio, também comprovando a escala de reatividade dos metais. Por outro lado, o tempo de reação do zinco foi mais rápido que do alumínio, isso se justifica em razão do metal zinco ter a característica física de pó, permitindo uma maior interface no sistema reacional, enquanto o magnésio e o alumínio terem a característica física de aparas.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Diante dos resultados obtidos pode-se concluir que dos quatro experimentos concebidos pelo autor deste trabalho, Ericeira, E. R., o que apresentou resultados mais precisos foi o sistema 4, pois o mesmo embora parcialmente isolado, permitiu a obtenção de valores mais precisos de temperatura e pressão, enquanto que os outros sistemas apresentaram uma série de limitações, que impossibilitou a coleta precisa de dados. O sistema 2 caracteriza-se também como um sistema isolado, mas devido a problemas de vedação no sistema a coleta de dados durante o experimento, gerou dados imprecisos.

Os valores dos dados das variáveis: pressão (atm), temperatura (K), número de mols (mol), massa (g) de hidrogênio produzido (g) e rendimento da reação (%), em todos os sistemas, foram obtidos por meio de cálculos,

utilizando a equação dos gases ideais, e o número de moles produzidos de hidrogênio por meio de cálculo estequiométrico.

Em relação aos metais, a reação com o magnésio foi a que apresentou as maiores variações de temperatura e pressão, enquanto que a reação com o zinco apesar de ter o tempo de reação menor que o alumínio apresentou as menores variações de temperatura e pressão entre os três metais. Assim também foi comprovada experimentalmente a reatividade entre os metais. Também ficou comprovado experimentalmente que o zinco obteve os maiores valores de rendimento (85 %), seguido pelo magnésio (53 %) e pelo alumínio (30 %). Esse alto valor do rendimento justifica-se pela característica do zinco em pó, enquanto os demais metais tanto o magnésio como o alumínio encontravam-se na forma de aparas, o que contribuiu para o menor rendimento observado da reação dos mesmos.

REFERÊNCIAS

BAGNATO, L. V. *et al.* Verificação experimental da lei dos gases usando um balão de borracha submerso. **Rev. Bras. Ensino Fis.**, v. 17, n. 1, 1995.

BRASIL. Ministério da Educação. Secretaria de Educação Básica. **Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio**. Brasília: MEC, 2006.

FERREIRA, L. H. *et al.* Ensino Experimental de química: uma abordagem investigativa contextualizada. **Quím. nova esc.**, v. 32, n. 2, 2010.

PACHECO, J. R.; RIBAS, A. S.; MATSUMOTO, F. M. Equipamentos alternativos para laboratório de ensino de química: chapa de aquecimento e calorímetro, in: ENCONTRO NACIONAL DE ENSINO DE QUÍMICA, 14., 2008. Curitiba. **Programa e resumos....** Curitiba: UFPR/DQ, 2008.

SANTANA, S. L. C. **Utilização e Gestão de Laboratórios Escolares**. Dissertação (Mestrado). Universidade Federal de Santa Maria, Santa Maria, 2011.

SUOTA, M. J.; WISNIEWSKI, G. Ensino da química: emprego de materiais caseiros na educação no campo. In: MOSTRA DE INICIAÇÃO CIENTÍFICA, 8. MOSTRA DE PÓS GRADUAÇÃO, 8., 2008. Paraná. **Anais...** Paraná: FAFIUV, 2008.

**CONSTRUÇÃO DE APARATO EXPERIMENTAL PARA
SIMULAÇÃO DE EMBOLIA TRAUMÁTICA E SUA
RELAÇÃO COM A LEI DE BOYLE**

Natanael de Sousa Sousa

Graduado em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão (UEMA) e Mestrado em Química pela Universidade Federal do Maranhão (UFMA)

Quando em ambiente submarino, o homem enfrenta condições adversas, para as quais seu organismo não está adaptado. No entanto, sua inteligência possibilita-o vencer tais condições pelo uso de equipamentos por ele construídos. Alguns destes equipamentos o mantêm mesmo nas profundidades oceânicas, outros o preparam para que se adapte e reaja favoravelmente a grandes aumentos de pressão. Mesmo assim, o ser humano continua a sofrer os problemas causados pelo efeito da pressão sobre o organismo (FAHLMAN, 2008). Estes efeitos podem ser diretos ou indiretos. Os primeiros são aqueles que resultam da ação mecânica da pressão sobre as células e espaços corporais, suas consequências são os barotraumas e a embolia traumática pelo ar. Os efeitos indiretos ou secundários são assim chamados devido às alterações fisiológicas, produzidas em decorrência das pressões parciais dos gases absorvidos pelo organismo. Os efeitos diretos da pressão estão dispostos no Quadro 1, que relaciona algumas formas de barotraumas, já discutidas na literatura (FAHLMAN, 2008; SÁ *et al.*, 2011) e a ETA que será tratada neste trabalho.

A confecção de um sistema simples com materiais alternativos, para ser aplicado no estudo de física nas escolas do ensino médio, capaz de relacionar os efeitos da pressão em condições subaquáticas sobre os pulmões de mergulhadores e os princípios físicos da Lei de Boyle, vem a ser a principal finalidade deste trabalho.

Embolia traumática polo ar (ETA)

A Embolia Traumática Pelo Ar (ETA) ocorre quando o mergulhador, tendo inspirado ar de um equipamento qualquer submerso em um meio líquido, volta à superfície sem o exalar durante a subida. Esse efeito é previsível pela Lei de Boyle (SÁ *et al.*, 2011), pois à medida que a pressão externa diminui, o volume de ar no interior dos pulmões aumenta. E como os pulmões têm uma elasticidade limitada, pode haver uma hiperdistensão alveolar, entrando ar no espaço pleural (SILVA; ESTRAZULAS; LACERDA, 2010) e, em casos extremos, poderão romper-se, criando bolhas de ar na corrente sanguínea. Após o surgimento da hiperdistensão pode acontecer: a) o choque reflexo (sem ruptura); b) pneumotórax sem embolia, e por fim c) a embolia pelo ar, cujo quadro é o mais grave e de evolução rápida (FAHLMAN, 2008).

Quadro 1. Efeitos diretos da pressão sobre o organismo humano.

EFEITOS DIRETOS DA PRESSÃO
EMBOLIA TRAUMÁTICA PELO AR
BAROTRAUMAS
Barotrauma do ouvido médio e externo
Barotrauma dos seios da face
Barotrauma dos pulmões
Barotrauma total
Barotrauma facial ou de máscara
Barotrauma de roupa
Barotrauma dental

A ETA pode ocorrer a pequenas variações de pressão, ou seja, em pequenas profundidades, mas não ocorre no mergulho em apneia, pois neste tipo de mergulho o mergulhador volta com o mesmo volume de ar que inalou na superfície. Ocorrendo apenas, quando submerso, respira-se ar de um cilindro de ar, mangueira ou sino de mergulho (BOMBEIROS,

2010). A oxigenoterapia hiperbárica tem indicação nesse caso (LACERDA *et al.*, 2006).

Leis dos gases

Para praticantes de mergulho recreativo ou profissional é de fundamental importância conhecer os aspectos físicos e químicos envolvidos no estudo dos gases. As leis dos gases, portanto, são estudadas em cursos de mergulho básico ou profissional, pois descrevem o comportamento dos gases dissolvidos em um líquido e também os principais efeitos da pressão sobre os corpos imersos no mesmo (LACERDA *et al.*, 2006; SILVA *et al.*, 2010). Dentre as leis dos gases envolvidas no mergulho pode-se destacar:

Lei de Boyle – O físico irlandês Robert Boyle, 1627-1691 (WEST, 2005), verificou que, a temperatura constante, o aumento de pressão é acompanhado por uma diminuição do volume da amostra. Verificou ainda que as variações de pressão e volume apresentadas são tais que o produto da pressão pelo volume se mantém constante, isto é, pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais. Esta relação de proporcionalidade inversa, que é válida apenas para gases ideais é conhecida como a lei de Boyle-Mariotte e pode ser enunciada da seguinte forma (ATKINS; PAULA, 2008):

$p_i \cdot V_i = p_f \cdot V_f$ (1) Lei de Dalton – O químico e físico Inglês John Dalton descreve sobre a pressão parcial dos gases que: “A pressão exercida por uma mistura de gases é igual à soma das pressões parciais de cada gás na mistura” (ATKINS; PAULA, 2008; SILVA *et al.*, 2010).

Lei de Henry – Publicada em 1803, pelo químico Inglês William Henry, esta formulação equaciona a solubilidade dos gases em líquidos: “A quantidade de gás dissolvida num meio líquido, a uma determinada temperatura, é diretamente proporcional à pressão do gás sobre o líquido” (ATKINS; PAULA, 2008; SILVA *et al.*, 2010).

A observação destas leis e suas consequências foram necessárias para o desenvolvimento de equipamentos de mergulho e de planejamento

de atividades subaquáticas, em condições hiperbáricas assim como em rotinas de mergulho (CANDIDO, 2001).

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Foi utilizada uma bomba de ar manual como veículo e fonte de ar. Inicialmente adaptou-se um diafragma extraído de uma boia inflável, à tampa de uma garrafa Pet de 2,5L. Em seguida, a garrafa Pet é interligada com a mangueira, por meio de sua tampa à bomba de ar. Um balão foi inflado no interior da garrafa antes da adaptação da mangueira, como mostra a Figura 1.

E então, a garrafa foi hermeticamente fechada.

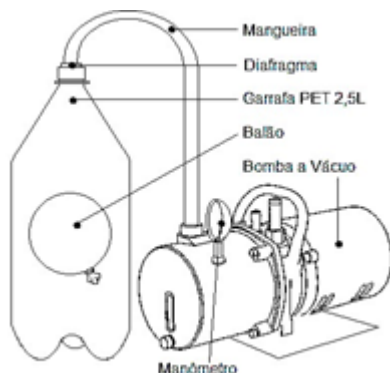


Figura 1. Esquema do aparato experimental para observações qualitativas e correlação ao barotrauma.

Parte 1 – Qualitativa

Com a bomba de ar encheu-se a garrafa com ar atmosférico, até atingir-se uma pressão interna elevada e segura. Depois de alcançada a pressão desejada determinou-se o volume do balão dentro da mesma. Neste ponto, a tampa da garrafa foi aberta permitindo a saída instantânea

do ar e a redução brusca da pressão, tal como numa imersão muito rápida em um mergulho, o que poderia eventualmente causar um barotrauma. O objetivo é simular visualmente os efeitos causados pela pressão elevada sobre os pulmões e alvéolos de um mergulhador.

Parte 2 – Quantitativa – correlação à lei de Boyle

Primeiramente, fez-se um pequeno furo no fundo de uma garrafa PET, através do qual passou-se um fio para prender um balão inflado na parte inferior de dentro da garrafa, que recebeu posteriormente 1L d'água. A garrafa foi presa a um anteparo com uma régua graduada na vertical. Então uma bomba de vácuo foi conectada ao sistema por meio de uma mangueira (Figura 2). A execução do experimento deu-se quando, verificou-se na régua o nível inicial do líquido, e em seguida, a medida que se injetava ar na garrafa anotava-se o nível da água e a pressão correspondente no manômetro na bomba.

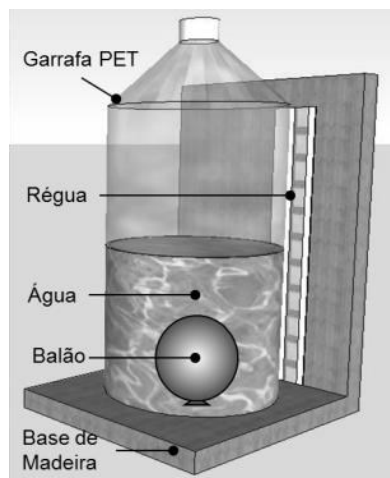


Figura 2. Esquema do aparato experimental para obtenção de dados quantitativos.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Parte 1

A montagem do equipamento foi feita com material alternativo, proporcionando assim, o mínimo custo para a execução do experimento e tornando-o fácil de ser reproduzido em escolas de ensino fundamental e médio para demonstração das leis que regem o estudo dos gases e

Contextualização das mesmas, além de fazer uma correlação entre a química, física e biologia na abordagem do tema. Com efeito, a utilização de experimentos tem se revelado uma estratégia capaz de transformar práticas de ensino de física em novas experiências pedagógicas, na medida em que possibilita ao estudante o contato com objetos, fatos e fenômenos tangíveis e/ou observáveis presentes em seu cotidiano, facilitando a efetiva compreensão de princípios, conceitos e fenômenos desse campo do conhecimento. Segundo Ramos e Ferreira (2004), o uso de experimentos conduz o aluno a tentar reproduzi-los e, a partir de seu interesse em entender o que aconteceu, a teorização pode ocorrer com maior profundidade (REIS *et al.*, 2008). E ainda os fenômenos e atividades da sociedade que nos rodeia, devem ser abordados como forma de contextualização e informação para aumentar o leque de conhecimento dos alunos.

Quanto à montagem do equipamento, tornou-se necessário utilizar um diafragma, para evitar que o ar escape e manter a pressão no interior do sistema. Pois à medida que se vai enchendo a garrafa de ar, observa-se que o diâmetro do balão se vai reduzindo, visto que, sob o aumento da pressão o volume do ar dentro do balão diminui. Fator previsto pela lei de Boyle (eq. 1). A qual descreve que, quando a pressão no interior da garrafa era máxima o volume do ar dentro do balão era mínimo e o balão mostrava-se bem pequeno.

Observou-se que, com a bomba de ar atingiu-se uma pressão aproximada de 90 psi, o que permite uma abordagem mais matemática do experimento. Então, consultando Atkins e Paula (2008) temos que: 1 atm = 14,6959487755 psi, podemos converter as unidades, obtendo:

$$P = \frac{90\text{psi}}{14,69} = 6,1266\text{atm} \quad (2)$$

Esta pressão equivale às condições presenciadas por um mergulhador imerso a 50m de profundidade, Pois, de acordo com os experimentos de Torriceli (ATKINS; PAULA, 2008), a cada 10m de coluna d'água há um aumento de uma atmosfera (1 atm) na pressão exercida sobre o mergulhador. A pressão (em atm) no ambiente subaquático está relacionada na equação seguinte, onde x é a profundidade em metros em água pura.

$$P = \frac{x}{10} + 1 \text{ atm} \quad (3)$$

Assim que a pressão máxima foi atingida no interior do sistema, abriu-se a tampa da garrafa, o ar escapou rapidamente provocando uma queda brusca de pressão e conseqüentemente a dilatação instantânea do volume de ar no interior do balão. Semelhantemente ocorre com o ar no interior do pulmão e das artérias de um mergulhador que sobe à superfície rapidamente, sem respeitar a velocidade máxima de subida que, segundo os manuais de mergulho, é de 18m/min e sem liberar o ar dos pulmões respirando adequadamente (CANDIDO, 2001).

Com base na Equação 3, a 50m de profundidade a pressão é cerca de 6 atm, enquanto na superfície (a nível do mar) a pressão é de apenas 1atm. Sabendo que a capacidade pulmonar média de um adulto normal é de aproximadamente 4,5L (ATKINS; PAULA, 2008). Se a esta profundidade um mergulhador distender seus pulmões e enche-os totalmente de ar, voltando à superfície sem exala-lo, esta massa de ar ocupará no interior dos pulmões, segundo a Eq. 1 de Robert Boyle, o seguinte volume:

$$\begin{aligned} p_i \cdot V_i &= p_f \cdot V_f \quad \square \quad 6\text{atm} \cdot 4,5\text{L} = 1\text{atm} \cdot V_f \quad \square \\ V_f &= \frac{6 \cdot 4,5}{1} \quad \square \quad V_f = 27\text{L} \end{aligned}$$

Com base em dados do corpo de bombeiros (BOMBEIROS, 2010), a capacidade pulmonar máxima de um adulto pode chegar a 6 L, distensão que corresponde a apenas 22 % do volume necessária para comportar os 27 litros ocupado pelo gás ao chegar à superfície. Nessa situação, ocorreria a inevitavelmente ruptura dos alvéolos pulmonares podendo provocar no mergulhador: a) pneumotórax: entrada de ar no espaço pleural; b) pneumomediastino: entrada de ar no mediastino, membrana que reveste o

coração; c) enfisema subcutâneo: presença de ar na região subcutânea do tórax ou pescoço; d) Barotraumas, que na ausência de atendimento adequado podem levar ao óbito. Esse acidente é denominado embolia traumática provocada pelo ar (ETA). E é mais relacionado à atividade de mergulho do que à medicina hiperbárica clínica (CANDIDO, 2001).

Parte 2

Considerando-se que, a variação do volume dos líquidos sob pressão é ínfima quando comparada à variação do volume de um gás sob a mesma pressão (ATKINS; PAULA, 2008), despreza-se a variação no volume da água no interior da garrafa, quando injeta-se pressão no sistema. Despreza-se também a pressão hidrostática atrelada à coluna de líquido sobre o balão, dado que, no início do experimento a coluna media cerca de 20 cm apenas (0,02 atm). Deste modo, relaciona-se diretamente a variação do nível da água no sistema à variação do volume do gás dentro do balão, e por sua vez, a variação deste volume diretamente à variação da pressão no interior da garrafa. Assim, na Tabela 1, temos os valores da pressão em kgf/cm² obtidos no experimento e os respectivos níveis de água na garrafa. A pressão inicial do sistema é considerada 1atm, visto que, o sistema estava aberto anteriormente a acoplagem da bomba de vácuo.

Tabela 1. Pressão e nível da água no interior da garrafa, medidos com a injeção de ar pela bomba de vácuo.

Pressão (Kgf/cm ²)	Nível da Água (cm)
0,00	18,2
0,25	17,4
0,50	16,8
0,75	16,3
1,00	15,8
1,25	15,6
1,50	15,4
1,75	15,2

A adição de 1L de água à garrafa PET, garantiu que a superfície do líquido se posicionasse na parte central dela, a qual pode ser

considerando um cilindro regular e admitindo-se então que, a variação do nível do líquido durante o experimento deu-se nesta região, podemos inferir a cerca do volume do gás no interior do balão, medindo-se o desnível do líquido. Para isso, mediu-se o comprimento da circunferência da garrafa (C) em sua parte cilíndrica, encontrando-se 35,2 cm e tomando as equações de comprimento e área da circunferência, calculou-se sua seção transversal do recipiente:

$$C = 2\pi R \quad (4)$$

$$A = \pi R^2 \quad (5)$$

Onde: R é o raio, A é a área da seção transversal da garrafa. Em seguida, relacionando as equações (4) e (5) e adotando $\pi = 3,14$. Calculamos a área da seção transversal:

$$A = \frac{C^2}{4\pi} \quad (6)$$

$$A = \frac{(35,2)^2}{4 \cdot 3,14} = \frac{1239,04}{12,56} = 98,649 \text{ cm}^2$$

O volume de ar no balão, em cm^3 , é obtido pela equação do volume do cilindro (V), onde a altura é o desnível da água (N) apresentado durante a execução do experimento:

$$V = A \cdot N \quad (7)$$

A variação do desnível do líquido (ΔV), é obtida pela diferença entre o volume inicial de água, que era de $V_o = 1\text{L}$ e o volume observado durante o experimento V.

$$\Delta V = V - V_o \quad (8)$$

Utilizando-se a equação 7, encontrou-se os volumes ocupados pelo gás no balão durante a prática, que na Tabela 2, estão relacionados com a

respectiva variação de pressão do sistema, agora em atm. Com os valores de pressão e volume obtidos no experimento, plotou-se o gráfico da Fig. 1, cuja curva mostra uma relação entre a pressão e o volume do gás semelhante a aquela descrita pela lei de Boyle (WEST, 2005).

Tabela 2. Volume em cm³ e Pressão em atm.

NIVEL (cm)	VOLUME V = A . N	$\Delta V = V - V_0$ (cm ³)	PRESSÃO (kgf/cm ²)	PRESSÃO (atm)
18,2	1795,412	795,4118	0,00	0,00
17,4	1716,493	716,4926	0,25	0,258532
16,8	1657,303	657,3032	0,50	0,517063
16,3	1607,979	607,9787	0,75	0,775595
15,8	1558,654	558,6542	1,00	1,034126
15,6	1538,924	538,9244	1,25	1,292658
15,4	1519,195	519,1946	1,50	1,551189
15,2	1499,465	499,4648	1,75	1,809721

A forte correlação encontrada entre os valores obtidos para pressão e volume (0,96846), mostra uma boa relação de proporcionalidade inversa entre as grandezas, fato que demonstra a proximidade do experimento realizado à realidade enfrentada pelos mergulhadores durante suas atividades e a correspondencia física da ETA com a lei de Boyle-Mariott.

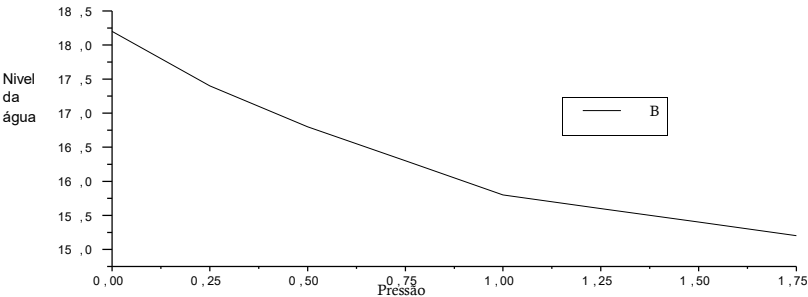


Figura 3. Pressão em atm e nível da água na garrafa em cm³.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Os gases estão presentes em todo nosso planeta e no universo, portanto não podemos simplesmente ignorá-los, mesmo que não tenham volume ou forma definidos e alguns não tenham cor, cheiro ou sabor, pois os gases fazem parte de nossa rotina e dependemos deles para respirar, nos comunicar, voar, etc. O estudo das leis dos gases e a lei de Boyle vieram contribuir muito para que se pudesse hoje desenvolver atividades de mergulho com segurança e/ou ciente dos possíveis riscos.

A pressão é um dos maiores vilões do mergulho, pois é capaz de alterar as propriedades físicas dos gases e fazer com que gases que, na superfície, são benéficos ao ser humano tornem-se perigosos nas profundezas. A pressão causa diversos danos em alguns órgãos do corpo, que vão desde os traumas, narcose, ETA e sem falar da intoxicação por nitrogênio ou gás carbônico.

A experimentação desperta nos alunos a criatividade e a curiosidade, elevando assim, o interesse pelo conhecimento da ciência e da natureza, que é mais enfático quando o mesmo torna-se palpável e expresso em uma linguagem didática mais acessível. A aprendizagem dos princípios da física e termodinâmica torna-se mais atraente e contundente quando trata de fatos cotidianos e de problemas de âmbito sociocultural do ambiente do qual o aluno sente-se parte integrante.

A utilização de recursos pedagógicos como propõem Jesus, Marlasca e Tenório (2007), Reis *et al.* (2008) e Vertchenko e Dickman (2012), e este trabalho concebido pelo autor Sousa, N. de S., principalmente se estes são confeccionados com materiais simples e de baixo custo, podendo ainda ser reproduzidos pelo próprio aluno, transpõem a barreira do tradicionalismo e do padrão clássico, elevando o estudo a novos patamares, com caráter mais participativo e inovador e faz, em última instância, com que o aluno se sinta capaz de construir, analisar e interferir no fazer científico.

REFERÊNCIAS

ATKINS, P. W.; PAULA, J. **Físico-química**. 8. ed. Rio de Janeiro, 2008. v. 1.

BOMBEIROS. **Comércio e Serviços Técnicos**. Disponível em: <http://www.bombeiros.com.br/br/esportes/medicina_mergulho.php>. Acesso em: 23 nov. 2010.

CANDIDO, L. C. **Nova abordagem no tratamento de feridas**. São Paulo: SENAC-SP, 2001.

FAHLMAN, A. The pressure to understand the mechanism of lung compression and its effect on lung function. **J Appl. Physiol.** , v.104, p. 907-908, 2008.

JESUS, V. L. B.; MARLASCA, C.; TENORIO, A. Ludião versus princípio do submarino. **Rev. Bras. Ens. Fís.**, v. 29, n. 4, p. 599, 2007.

LACERDA, E. P. et al. C. Atuação da enfermagem no tratamento com oxigenoterapia hiperbárica. **Rev. Lat. Enferm.**, v. 14, n. 1, p. 118, 2006.

RAMOS, E. M. F.; FERREIRA, N. C. **Pesquisas em ensino de física: educação para a ciência**. 3. ed. São Paulo: Escrituras, 2004.

REIS, N. T. O. et al. Análise da dinâmica de rotação de um satélite artificial: uma oficina pedagógica em Educação espacial. **Rev. Bras. Ens. Fís.**, v.30, n.1, 2008.

SÁ, M. F. A. et al. Barotrauma ocular durante mergulho autônomo. **Rev. bras. oftalmol.**, Rio de Janeiro, v. 70, n. 6, dec. 2011.

SILVA, M. P.; ESTRAZULAS, J. A.; LACERDA, E. P. Trabalho em condições hiperbáricas. **Rev. Dig. Buenos Aires**, n. 142, 2010.

VERTCHENKO, L.; DICKMAN, A. G. Verificando a lei de Boyle em um laboratório didático usando grandezas estritamente mensuráveis. **Rev. Bras. Ens. Fís.**, São Paulo, v. 34, n. 4, Dec. 2012.

WEST, J. B. Robert Boyle's landmark book of 1660 with the first experiments on rarified air. **J. Appl. Physiol.**, v. 98, p. 31, 2005.

**SELEÇÃO E ADAPTAÇÃO DE EXPERIMENTOS PARA
O ESTUDO DA TERMOQUÍMICA NO ENSINO MÉDIO**

Washington Luis Praseres Morais Junior

Graduado em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão (UEMA). Pósgraduado em Cidadania, Direitos Humanos e Gestão de Segurança Pública pela Universidade Federal do Maranhão (UFMA)

Cristiane da Luz Costa

Graduada em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão (UEMA). Mestra em Nanociência e Nanobiotecnologia na Universidade de Brasília (UnB)

Termoquímica é o ramo da química que estuda a energia (troca de calor) associada a uma reação química, os reagentes são transformados em produtos, e avalia que os produtos têm composição química e propriedades químicas e físicas diferentes daquelas dos reagentes (FREITAS, 2009).

Em termodinâmica, os termos “sistema” e “vizinhança” têm significado preciso e importante. Um sistema é definido como o objeto ou o conjunto de objetos sendo estudado. A vizinhança inclui tudo o que esteja fora do sistema, que possa trocar energia com ele. Um sistema pode estar contido dentro de um limite físico real, como um frasco ou parede celular em uma célula de uma planta, ou alternativamente, o limite pode ser puramente imaginário (KOTZ; TREICHEL JR., 2009). O sistema pode ser (APARICIO, 2009):

- Aberto: troca matéria e energia com as vizinhanças;
- Fechado: troca apenas energia com as vizinhanças;
- Isolado: não permite a troca nem de matéria nem energia.

A fronteira é separação entre o sistema e suas vizinhanças (ASSUMPÇÃO *et al.*, 2010):

- A fronteira diatérmica é permeável à passagem de energia na forma de calor;
- A fronteira adiabática não permite a transferência de energia na forma de calor.

Entalpia

A expressão entalpia foi cunhada por Kamerling Onnes, em 1909, derivada do grego *talpos*, que significa calor (PARTINGTON, 1949; LAIDLER, 1993). Entretanto, levaria algum tempo até que o termo fosse assimilado pela comunidade dos químicos: somente em 1935, entalpia surgiria como palavrachave nos *Chemical Abstracts* (SILVA, 2005). A compreensão dos significados de calor e entalpia pode ser detectada a partir de livros-textos de Química Geral que conceituam entalpia (H) por meio da igualdade de sua variação com o calor transferido em processos a pressão constante (RUSSEL, 1994; BRADY; HUMISTON, 1998).

Um processo é dito endotérmico quando este absorve calor do ambiente. Quando um processo endotérmico ocorre num sistema com fronteiras diatérmicas, há entrada de energia no sistema, na forma de calor. A variação de entalpia (ΔH) de um processo endotérmico é positiva, uma vez que a entalpia dos produtos, $\Delta H(p)$, é maior que a entalpia dos reagentes, $\Delta H(r)$ (ASSUMPÇÃO *et al.*, 2010).

Um processo é dito exotérmico quando este cede energia na forma de calor para o ambiente. Quando um processo exotérmico ocorre num sistema com fronteiras diatérmicas, há liberação de calor para as vizinhanças. Quando um processo exotérmico ocorre num sistema com fronteiras adiabáticas, a temperatura do sistema se eleva. A variação de entalpia (ΔH) de um processo exotérmico é negativa, uma vez que, a entalpia dos produtos, $\Delta H(p)$, é menor que a entalpia dos reagentes $\Delta H(r)$ (ASSUMPÇÃO *et al.*, 2010).

Energia

A energia de um sistema é definida como a capacidade de efetuar trabalho. Quando se faz trabalho sobre um sistema, a capacidade do mesmo de efetuar trabalho aumenta, então, a energia do sistema aumenta. O contrário também é válido. A energia não pode ser aleatoriamente criada, apenas convertida ou transformada; e também pode ser alterada pela variação de temperatura, ou transporte de calor (q). A energia pode ser classificada como cinética ou potencial (KOTZ; TREICHEL JR., 2009):

□ A energia cinética é a energia associada com o movimento, tal como:

- Energia térmica;
- Energia mecânica;
- Energia elétrica; □ Som.

□ A energia potencial é energia armazenada e pode ser convertida em energia cinética. E que resulta da posição de um objeto, inclui:

- Energia potencial química;
- Energia gravitacional; □ Energia eletrostática.

A energia interna de um sistema pode também ser aumentada pela absorção de calor. Transferência de energia na forma de calor e execução de trabalho são modos equivalentes de se alterar a energia interna de um sistema. Calor e trabalho só aparecem durante a transferência de energia. Portanto, um sistema *não possui calor ou trabalho* – ele possui uma *energia interna*.

Calor e temperatura

O conceito de calor e a explicação dos fenômenos térmicos pertencem a um conjunto de elaborações mais complexas e controversas da ciência, envolvendo conceitos que transitam por diferentes disciplinas

e, sobretudo, que dialogam com as ideias presentes no senso comum e, conseqüentemente, tendem a não ser compatíveis com o saber científico.

Ainda de acordo com Silva (1998), após o estabelecimento dos princípios que regem a Termodinâmica, o calor passou a ser interpretado como movimento molecular, estando associado à energia cinética. Nesse momento, então, o calor não era mais considerado uma forma de energia (energia cinética), mas como o processo de transferência de energia que ocorre quando a causa da transferência de energia interna de um corpo a outro é a diferença de temperatura entre o sistema e a vizinhança.

Em relação aos conceitos de calor e de temperatura, eles são atualmente distintos pelo aspecto de o primeiro ser uma grandeza extensiva, isto é, depende ou é proporcional à massa do corpo (ou sistema) e pode ser definido como sendo a energia transferida de um sistema a outro, quando há uma diferença de temperatura entre eles. A temperatura, por sua vez, é uma grandeza intensiva, ou seja, independente da massa (SEARS; SALINGER, 1979; ERICKSON; TIBERGIEN, 1989).

A transferência de calor ocorre sempre de um objeto mais quente para um objeto mais frio. A direção da transferência de calor é um princípio importante da termodinâmica. E essa transferência continua até que ambos os objetos estejam à mesma temperatura (equilíbrio térmico) (KOTZ; TREICHEL JR., 2009).

Calorímetros são definidos como aparelhos para medir variações de energia em situações onde a temperatura desempenha um papel primordial. Os calorímetros são classificados de acordo com as trocas térmicas. São considerados adiabáticos quando não há troca de calor entre a célula e o ambiente (fronteira adiabática) (ASSUMPÇÃO *et al.*, 2010).

Ensino de Química

A proposta de ensino baseada na utilização de modelos é corroborada pelas diretrizes apresentadas nos Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM) – da área de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. Neste documento, está destacado que uma das competências gerais a serem desenvolvidas pelos

alunos diz respeito aos domínios da investigação e compreensão, ou seja, ao uso de ideias, conceitos, leis, modelos e procedimentos científicos. Mais especificamente, espera-se que o ensino de Química forneça condições para o aluno “reconhecer, utilizar, interpretar e propor modelos para situações problema, fenômenos ou sistemas naturais ou tecnológicos”.

Basicamente, o ensino de Química está muito “aquém” do real significado e atribuições dos conhecimentos envolvidos e propostos pela LDB. O próprio “Pai da Química Moderna”, Lavoisier já havia questionado basicamente os mesmos problemas e dificuldades vividos em sua época de aluno, quando ele disse: “Quando eu comecei a fazer, pela primeira vez, um curso de Química, fiquei surpreso ao ver quanta obscuridade cercava a abordagem desta ciência, muito embora o professor que eu escolhera passasse por ser o mais claro, o mais acessível aos principiantes, e ele tomasse infinitos cuidados para se fazer entender”.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Os experimentos de termoquímica apresentados neste trabalho foram selecionados no site www.pontociencia.com.br, na parte de termoquímica. Todos foram realizados no laboratório de Macromoléculas e Produtos Naturais da Universidade Estadual do Maranhão.

Experimento 1: Combustão entre Glicerina e Permanganato de Potássio

Materiais utilizados: Permanganato de potássio em pó comercial; Glicerina comercial; Espátula; Guardanapo; Vasilha de alumínio; Cápsula de porcelana.

Procedimento experimental: Colocou-se 400 mg de permanganato de potássio em pó em um pedaço de guardanapo dentro da cápsula de porcelana, em seguida adicionou-se de 1 a 2 gotas de glicerina e aguardou-se a reação.

Experimento 2: O pulo do fogo

Materiais utilizados: Água Oxigenada 10 V comercial; Vinagre branco; Bicarbonato de Sódio comercial; Iodeto de potássio (ou fermento químico em pó comercial); Duas garrafas de vidro; Espátula; Proveta; Varetas de madeira; Caixa de fósforos; Duas tampas de plástico.

Procedimento experimental: Adicionou-se 25 mL de vinagre branco e 4 g bicarbonato de sódio dentro da garrafa 1 e tampou-se a garrafa (Sistema 1); e adicionou-se 50 mL de água oxigenada 10 v e 2 g de iodeto de potássio dentro da garrafa 2 e tampou-se a garrafa (Sistema 2). Acendeu-se o fósforo e queimaram-se as pontas das varetas, deixando uma em brasa e a outra com a chama acesa. Em seguida, retiraram-se as tampas das garrafas e introduziu-se simultaneamente a vareta em brasa na garrafa 2, contendo água oxigenada e iodeto de potássio, e a vareta em chama na garrafa 1, contendo vinagre e bicarbonato de sódio. Onde se observou o pulo do fogo.

Experimento 3: Varinha Mágica

Materiais utilizados: Bastão de vidro; Tampas de garrafa PET; Papel alumínio; Pedaco de madeira, no mínimo de 1 metro de comprimento; Prego; Espátula; Béquér; Cápsula de porcelana; Permanganato de potássio - $\text{KMnO}_{4(s)}$ comercial; Ácido sulfúrico concentrado; Álcool etílico.

Procedimento experimental: Com o papel alumínio foi feito um revestimento interno e externo na tampa da garrafa (necessário para que ela não queimasse); em seguida utilizou-se um pedaço de madeira (cabo de vassoura) onde se pregou a tampa em uma das pontas da madeira. Colocouse um pedaço de algodão dentro da tampa e umedeceu-se com álcool etílico. Adicionou-se dentro da cápsula de porcelana uma pequena quantidade de permanganato de potássio e dentro do béquer colocou-se 10 mL de ácido sulfúrico. Molhou-se a ponta do bastão de vidro no ácido sulfúrico e, em seguida, colocou-se a mesma ponta no permanganato de potássio em pó. E por fim, encostou-se a ponta do bastão no algodão

umedecido com álcool, e após o contato ocorreu imediatamente à reação de combustão.

Experimento 4: Reação na Lata

Materiais utilizados: Papel alumínio; Placa de Petri; Termômetro; Suporte para o termômetro; Espátula; Sulfato de cobre sólido; Cloreto de cobre sólido; Cloreto de sódio; Água.

Procedimento experimental: Utilizou-se uma placa de Petri e na sua parte interior colocou-se um pedaço de papel alumínio. Prendeu-se o termômetro em um suporte universal de modo que o bulbo tocasse no papel alumínio.

Reação 1: Colocou-se 2,0008 g de sulfato de cobre sólido no papel alumínio em seguida adicionou-se 2,0 mL de água e 2,1800 g de cloreto de sódio. E observou-se a variação na temperatura durante a reação.

Reação 2: Colocou-se 2,0006 g de cloreto de cobre sólido no papel alumínio em seguida adicionou-se 2,0 mL de água. E observou-se a variação na temperatura durante a reação.

Experimento 5: Quente ou Frio

Materiais utilizados: Béqueres; Água a temperatura ambiente (30 °C); Água gelada (11 °C); Água quente (48 °C); 3 termômetros.

Procedimento experimental: Em um bquer de 500 mL colocou-se água e aqueceu-se, com o auxílio de uma chapa, até 48 °C; em outro bquer colocou-se água gelada (11 °C). E em um terceiro bquer de 2000 mL colocouse água na temperatura ambiente (30 °C); colocou-se um termômetro em cada bquer. Mergulhou-se uma das mãos no bquer com a água aquecida e colocou-se a outra mão na água gelada, deixou-se por alguns segundos e depois se colocaram as duas mãos no bquer contendo água na temperatura ambiente.

Experimento 6: Energia de amêndoas de babaçu e castanha do Pará

Materiais utilizados: Amêndoa de babaçu; Amêndoa de castanha do Pará; Água; Cápsula de porcelana; Termômetro; Suporte; Garra; Prego; Tampa de garrafa PET.

Procedimento experimental: Colocou-se uma cápsula de porcelana no suporte universal e foi fixado um termômetro, para ser verificada a variação da temperatura na queima da amêndoa de babaçu e da amêndoa da castanha do Pará; e, em seguida, adicionou-se 50 mL de água. O alimento foi fixado em um suporte e, em seguida, queimou-se o alimento oleoso até que o mesmo aquecesse a água onde ocorreu uma grande variação de temperatura e observou-se que uma grande quantidade de fuligem foi liberado durante a combustão.

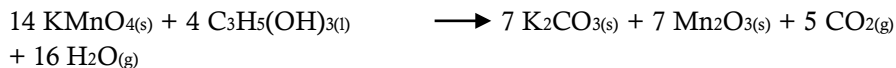
Experimento 7: Quebra cabeça

Materiais utilizados: 100 g de gelo a 0°C; 100 g de água a 0°C; 2 termômetros; 1 béquer de 500 mL; 200 mL de ácido sulfúrico com concentração 9 mol/L; 2 copos grandes de isopor.

Procedimento experimental: Para obtenção da solução de ácido sulfúrico colocou-se 100 mL de água no balão volumétrico, em seguida colocou-se este recipiente em béquer com água fria (ou gelo). Em seguida, foi colocado lentamente e sob agitação o ácido sulfúrico até completar o volume de 200 mL. A solução foi deixada em repouso até que a solução atingisse a temperatura ambiente. Esta etapa foi feita com muito cuidado, pois o ácido sulfúrico concentrado é corrosivo e pode causar queimaduras. Colocou-se, então, o gelo dentro de um copo de isopor e a água no outro copo, verificando-se as temperaturas com auxílio dos termômetros. Despejou-se 100 mL da solução de ácido sulfúrico no copo de isopor com gelo (0°C) - Sistema 1, e os outros 100 mL no outro copo de isopor com água (0°C) – Sistema 2. E por fim, observaram-se as variações de temperatura ocorridas nos dois sistemas.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

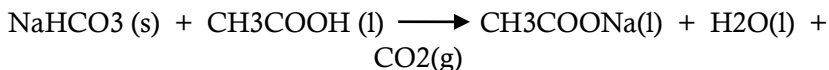
Experimento 1: Combustão entre Glicerina e Permanganato de Potássio



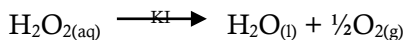
Quando a glicerina ($\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$) entra em contato com o permanganato de potássio (KMnO_4), dentro de aproximadamente dez segundos, inicia a produção de uma fumaça de cor clara, seguida de combustão detectada pela presença de uma chama. Portanto, é observada rapidamente a oxidação da glicerina na presença do permanganato de potássio, ocorrendo assim uma combustão instantânea, com liberação de calor. Reação química espontânea em razão do permanganato de potássio ser um forte oxidante. Além disso, trata-se de uma reação de combustão irreversível, em razão da liberação do $\text{CO}_{2(g)}$ e $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ para as vizinhanças do sistema.

Experimento 2: O pulo do fogo

Reação do vinagre com bicarbonato de sódio (sistema 1):



Reação de água oxigenada com iodeto de potássio (sistema 2):

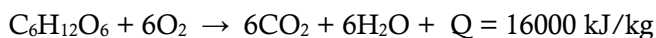


Quando as varetas foram introduzidas nos sistemas 1 e 2, foram realizadas as observações a seguir discriminadas:

(a) quando a “vareta em **chama**”, foi introduzida no sistema 1, foi observado que a mesma se apagou imediatamente, devido a

presença de $\text{CO}_{2(g)}$ nesse sistema. Isso porque o dióxido de carbono não é inflamável logo não mantém a combustão;

(b) em seguida, uma “vareta em **brasa**” foi colocada no sistema 2, sendo observado imediatamente a formação de uma chama, devido a reação química entre a celulose (da madeira na vareta), o oxigênio produzido no sistema 2 e o calor (presença da brasa). Essa reação de oxidação, chamada de combustão: celulose + oxigênio, libera energia na forma de calor (aumento de temperatura) e produz chama (luz).



Quantificação do experimento por meio de cálculos e gráficos (Figuras 1, 2, 3 e 4):

1. É possível determinar o volume de gás (CO_2) liberado na reação, mantendo-se o volume do vinagre constante (10 mL) e variando a quantidade de bicarbonato de sódio de 0,4 a 1,3 g;
2. Calcular do volume de gás (CO_2) liberado na reação mantendo-se a quantidade de bicarbonato de sódio constante (1 g) e variando o volume de vinagre de 5 a 20 mL;
3. Calcular o volume de gás (O_2) liberado na reação mantendo-se constante a quantidade de iodeto de potássio (1 g) e variando o volume da água oxigenada comercial de 10 volumes de 5 a 20 mL.
4. Calcular o volume de gás (O_2) liberado na reação mantendo-se constante a quantidade de iodeto de potássio (1 g) e variando o volume da água oxigenada comercial de 10 volumes de 5 a 20 mL.



Figura 1. Quantidade de gás carbônico (CO₂) liberado na reação obtido com volume constante de vinagre (ácido acético), 10 mL, e quantidades variadas de bicarbonato de sódio.

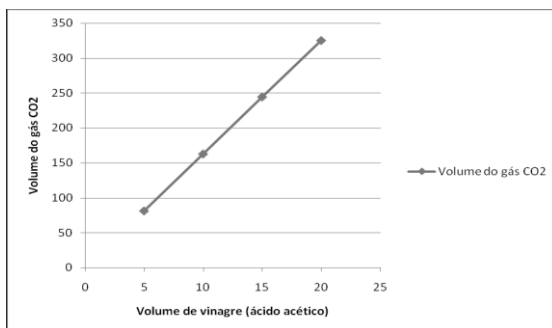


Figura 2. Quantidade de gás carbônico (CO₂) liberado na reação obtido com a quantidade constante de bicarbonato de sódio, 1 g, e com o volume de vinagre (ácido acético), variando em 5 mL.

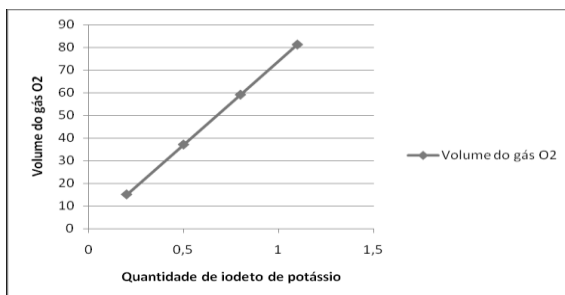


Figura 3. Quantidade de gás oxigênio (O₂) liberado na reação obtido com volume constante de água oxigenada, 10 mL, e com quantidades variadas de iodeto de sódio.

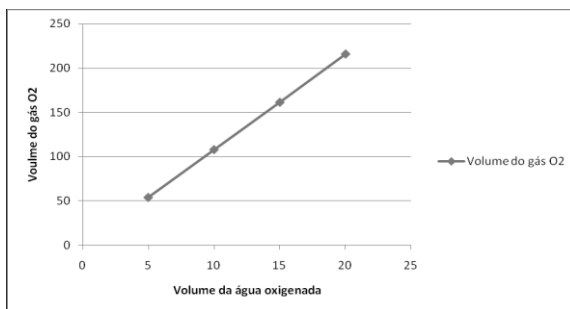
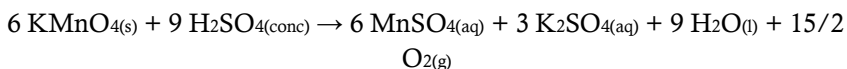


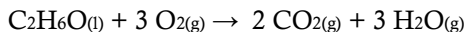
Figura 4. Quantidade de gás oxigênio (O₂) liberado na reação obtido com a quantidade de iodeto de sódio constante e com volumes variados de água oxigenada.

Experimento 3: Varinha mágica

O ácido sulfúrico e o permanganato de potássio entram em contato na ponta do bastão de vidro e reagem espontaneamente (sistema 1), ocorrendo uma reação química com uma grande produção de calor. Essa reação é representada pela seguinte equação química:



Quando o sistema 1 entra em contato com o sistema, o calor gerado na reação do sistema 1 foi suficientemente grande para fazer com que o álcool e o algodão, contidos no sistema 2, entrassem em combustão, ao serem tocados pela ponta do bastão de vidro, dando origem à reação de combustão do álcool etílico. Representada pela seguinte equação:

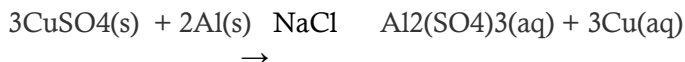


Essas duas reações químicas obtidas no experimento são reações exotérmicas.

Experimento 4: Reações na Lata

O sulfato de cobre em água somente reagiu com o papel de alumínio, após a adição do cloreto de sódio (sistema 1), pois o íon cloreto reagiu com a camada de óxido que da superfície do papel de alumínio provocando um aumento na temperatura da reação (Figura 5). A partir daí ocorreu uma reação entre o alumínio metálico, que perdeu elétrons e foi oxidado a Al^{3+} , enquanto o íon cobre recebeu elétrons e foi reduzido a cobre metálico, detectado pela cor avermelhada; e nesta reação também ocorreu a formação do gás hidrogênio, observada pela liberação de bolhas. Já com o cloreto de cobre ocorreu o mesmo processo, porém a reação foi mais rápida e no início da reação, do cloreto de cobre com o papel alumínio (sistema 2), não houve variação na temperatura, mas com a presença de água foi observada uma rápida elevação na temperatura da reação (Figura 6).

Sistema 1



Sistema 2

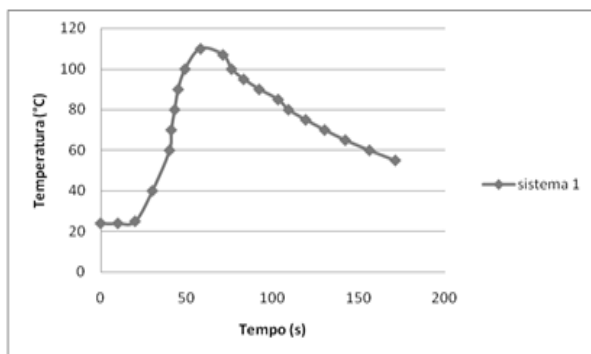
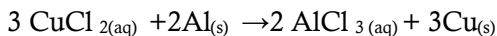


Figura 5. Valores da temperatura medidos no sistema 1 do experimento 4, em função do tempo.

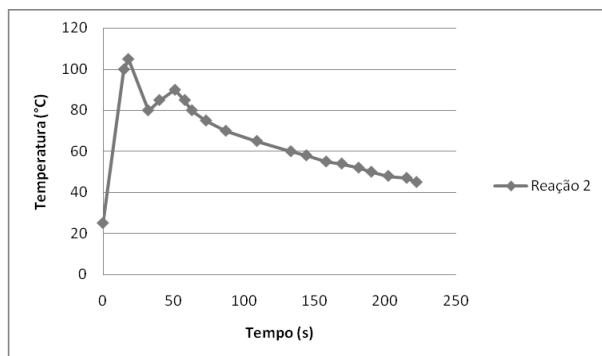


Figura 6. Valores da temperatura medidos no sistema 2 do experimento 4, em função do tempo.

Experimento 5: Quente ou Frio

As sensações térmicas são geralmente atribuídas de como o corpo humano percebe as variações da temperatura ambiente. Às temperaturas mais altas atribui-se o conceito de "quente" enquanto às temperaturas mais baixas relacionamos com o conceito de "frio". Nosso tato percebe se estamos ganhando ou perdendo energia na forma de calor. Quando sentimos frio estamos perdendo energia e quando sentimos calor estamos ganhando energia.

Nesse experimento, apesar de serem colocadas às duas mãos no mesmo béquer, sentimos frio na mão que estava anteriormente no béquer com água aquecida, já que nessa situação perdemos calor para a água que está numa temperatura menor do que a nossa mão. Na mão que estava anteriormente no béquer com água gelada sentimos calor, já que ganhamos energia da água que está numa temperatura maior do que a nossa mão.

Experimento 6: Medida do conteúdo energético da amêndoa de babaçu e da castanha do Pará

O coco do babaçu (*Orbignya phalerata* Martius) tem tamanho aproximadamente de 8 a 15 cm, as amêndoas correspondem de 6 a 8 % do

peso do coco integral. Pesam, em média, de 3 a 4 g, e contêm entre 60 a 68 % de óleo, podendo alcançar 72 % em condições mais favoráveis de crescimento da palmeira. As amêndoas secas ao ar contêm aproximadamente 4 % de umidade, sem que este teor interfira na qualidade do óleo, e têm sido o componente do fruto mais intensivamente utilizado (SOLER; MUTO; VITALI, 2007; BARBOSA *et al.*, 2012).

A castanha-do Pará, também conhecida como castanha-do-Brasil, (*Bertholletia excelsa* H.B.K.) possui uma ampla cadeia de produtos e subprodutos, sendo recomendada como matéria-prima para extração de óleo, devido ao elevado conteúdo de lipídios. A amêndoa da castanha do Brasil é constituída de 60 a 70 % de lipídios e de 15 a 20 % de proteína, além de vitaminas e minerais (FREITAS *et al.*, 2007).

O “calorímetro”, desenvolvido por Moraes Junior, W. I. P., autor deste trabalho, mediu o calor liberado na combustão e pode-se relacionar esta energia com a que seria utilizada pelo corpo na digestão do alimento. Esta relação pode ser feita porque em um processo termodinâmico não importa o caminho da reação, mas sim o estado inicial e final. O estado inicial envolveu o alimento e o oxigênio do ar. O estado final, tanto na queima quanto na digestão do alimento no corpo, envolveu a liberação de gás carbônico e água como produtos.

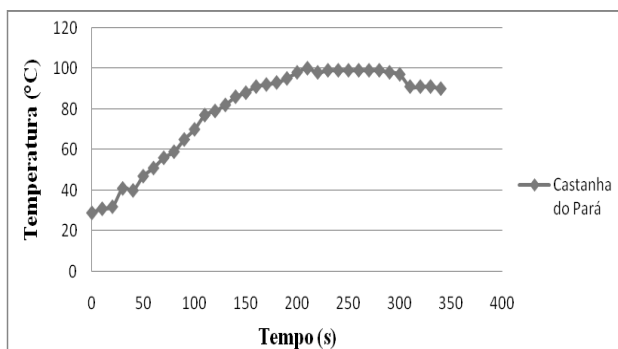


Figura 7. Valores da temperatura medidos na combustão da Castanha do Pará em função do tempo (Experimento 5)

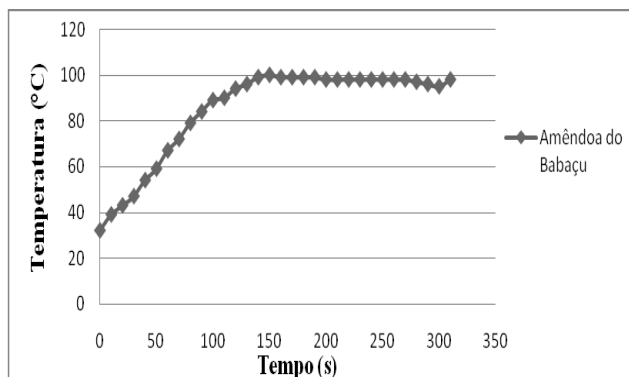


Figura 8. Valores da temperatura medidos na combustão da Amêndoa de Babaçu em função do tempo (Experimento 5).

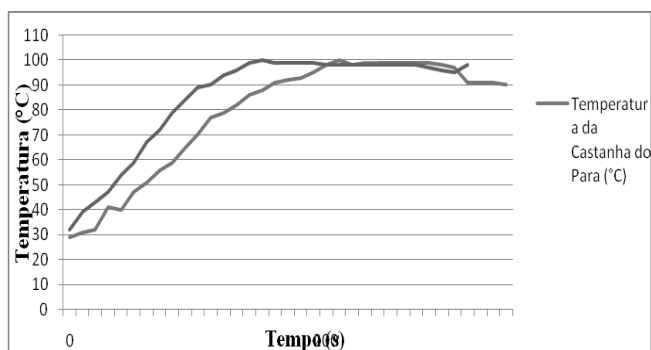


Figura 9. Comparação dos valores da temperatura medidos na combustão da Castanha do Pará da Amêndoa de Babaçu em função do tempo (Experimento 5).

Experimento 7: Quebra cabeça

Quando a solução de ácido sulfúrico entrou em contato com a água no estado líquido (sistema 2) ocorreu a elevação da temperatura devido à grande energia liberada na **solvatação** dos íons H^+ e HSO_4^- (que é o fenômeno que ocorre quando um composto iônico ou polar se dissolve em uma substância polar sem formar uma nova substância). Essa energia foi muito superior à energia necessária para a ionização do ácido e, portanto, a sua dissolução em água foi exotérmica.

No entanto, no caso do gelo (sistema 1), a presença dos íons H^+ e HSO_4^- propiciou a queda no ponto de fusão da água e com isso a temperatura do sistema diminuiu. Todo calor gerado pela hidratação do ácido foi absorvido na fusão do gelo. O efeito envolvido no experimento é chamado **crioscopia** que é o abaixamento da temperatura de fusão de um solvente pela adição de um soluto não volátil.

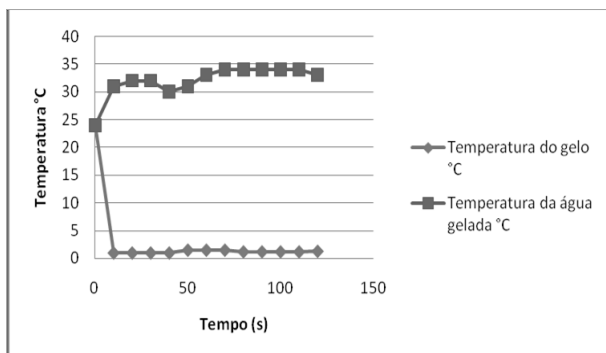
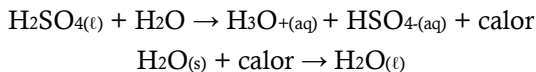


Figura 10. Valores da temperatura medidos após a adição do Ácido sulfúrico no gelo e na água gelada em função do tempo (Experimento 7).

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Os experimentos de termoquímica apresentados neste trabalho selecionados no site www.pontociencia.com.br e de fácil execução, foram realizados no laboratório de Macromoléculas e Produtos Naturais da Universidade Estadual do Maranhão e apresentaram bons resultados, pois comprovaram a teoria e se mostraram muito eficientes na demonstração de conceitos sobre liberação de calor, reação de combustão, reações exotérmicas e endotérmicas, variação de temperatura e energia dos alimentos.

Deve-se tomar cuidado com a realização desses experimentos, devido aos graus variados de risco que eles podem causar, devendo ser

realizado sempre na presença do professor seguindo sempre o roteiro abordado: a sua ordem de aplicação dos reagentes, a sua proporção e muita cautela no manuseio dos reagentes.

REFERÊNCIAS

APARICIO, R. **Lei zero da termodinâmica**. 2009. Disponível em: <http://www.labec.iqm.unicamp.br/cursos/QG107/aula3_4x.pdf>.

Acesso em: 21 jul. 2013.

ASSUMPÇÃO, M. H. M. T. et al. Construção de um calorímetro de baixo custo para a determinação de entalpia de neutralização. **Eclét. Quím.**, v. 35, n. 2, 2010.

BARBOSA, M. C. L. et al. Effects of babassu nut oil on 41 ischemia/reperfusioninduced leukocyte adhesion and macromolecular leakage in the microcirculation: Observation in the hamster cheek pouch. **Lip. in Health and Dis.**, v. 11, p. 158, 2012.

BRADY, J. E.; HUMISTON, G. E. **Química geral**. Rio de Janeiro: LTC, 1998.

ERICKSON, G.; TIBERGIEN, A. Calor y Temperatura. In: DRIVER, R.; GUESNE, E.; TIBERGHIE, A. (Eds.). **Ideas Científicas en la Infancia y en la Adolescencia**. Madrid: Eds. Mec e Morata, 1989. p. 89.

FREITAS, A. M. **Termoquímica**. 2009. Disponível em:

<<http://amigonerd.net/exatas/quimica/termoquimica>>. Acesso em: 20 jul. 2013.

FREITAS, S. P. et al. Extração e fracionamento simultâneo do óleo da castanhado-Brasil com etanol. **Rev. Ciênc. Tecnol. Aliment.**, v. 27 (supl.), p.14, 2007.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR., P. M. **Química geral e reações químicas**. São Paulo: Cengage Learning, 2009.

LAIDLER, K. J. **The world of physical chemistry**. Oxford: Oxford University Press, 1993.

PARTINGTON, J. R. **An advanced treatise of physical chemistry**. Londres: Longmans, 1949.

RUSSEL, J.B. **Química geral**. São Paulo: Makron Books, 1994.

SEARS, F. W.; SALINGER, G. L. **Termodinâmica, teoria cinética e termodinâmica estatística**. Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1979.

SILVA, J. L. P. B. **Notas sobre Termodinâmica básica**. Manuscrito interno. Salvador: Instituto de Química, UFBA, 1998.

SILVA, J. L. P. B. Por que não estudar entalpia no Ensino Médio?. **Quím. nova esc.** n. 22, 2005.

SOLER, M. P.; MUTO, E. F.; VITALI, A. A. Tecnologia de quebra do coco babaçu (*Orbignya speciosa*). **Ciênc. Tecnol. Aliment.**, Campinas, 2007.

DIAGRAMAÇÃO DO CIRCUITO DE PILHAS E BATERIAS COM A UTILIZAÇÃO DE MATERIAIS DESCARTÁVEIS

Débora Silva Santos

Graduada em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão (UEMA). Doutoranda e Mestra em Nanociência e Nanobiotecnologia na Universidade de Brasília (UnB)

A disciplina Ciências, quando bem trabalhada na escola, ajuda os alunos a encontrar respostas para muitas questões e faz com que eles estejam em permanente exercício de raciocínio. A maneira de ensinar a disciplina é que em muitas das vezes, é apoiada em concepções equivocadas e acaba não despertando o interesse dos alunos consequentemente da turma (MAURO, 2009).

A escola é o espaço adequado para o exercício da educação científica, mesmo quando falamos do Ensino Fundamental, propiciar aos alunos um esclarecimento sobre a natureza do saber científico mostra-se necessário e possível, para tanto, é importante que os professores desenvolvam perspectivas próprias acerca do ensino que ministram, formulando estratégias mais coerentes e adequadas às suas práticas pedagógicas (LEODORO, 2001).

Desse modo estudos que visem os conteúdos da disciplina Ciências é dar oportunidades para crianças, jovens e até mesmo aos adultos, a capacidade de interpretar às ações e os fenômenos que estes observam e vivenciam no dia-a-dia. Em muitas escolas brasileiras não existem laboratórios de ensino, como é sobejamente conhecido, daí cabe ao professor trabalhar os conteúdos de Ciências com a utilização de mecanismos simples.

Com materiais alternativos é possível produzir experimentos que levem à construção de conceitos pelos alunos. Um exemplo é de Damásio

e Steffani (2007) que descreve uma atividade interdisciplinar ensinando a Física com consciência ecológica, utilizando materiais descartáveis. O objetivo deste trabalho foi desenvolver um mecanismo simples de ensino, utilizando materiais descartáveis do cotidiano, o qual pudesse ser utilizado como instrumento de ensino para assimilação geral do sistema de funcionamento de pilhas e baterias.

FUNDAMENTOS TEÓRICOS

De acordo com os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCNs) o processo de ensino e aprendizagem na área de Ciências Naturais pode ser desenvolvido dentro de contextos sociais e culturalmente relevantes, que potencializam a aprendizagem.

Para Gondim e Mól (2008) a partir da interdisciplinaridade efetiva entre os vários campos do saber, estudantes e professores podem tornar-se conscientes e conhecedores das inter-relações entre ciência, cultura, tecnologia, ambiente e sociedade, favorecendo o desenvolvimento de uma visão holística do mundo.

No entanto, Cardoso (2007) ressalta que muitos professores ainda enfrentam dificuldades na organização de determinadas atividades por não existirem em seu ambiente de trabalho (na escola) certos equipamentos ou materiais, que lhes deem condições efetivas de desenvolverem uma aula completa.

Para Mauro (2009) essas dificuldades pela falta de meios físicos como laboratórios de ensino, instalações e/ou equipamentos, fazem com que os mesmos procurem por novos métodos de ensino. Neste contexto, o Ensino de Ciências Naturais vem exigindo dos professores uma reformulação dos métodos convencionais empregados em aula.

As pilhas e baterias têm várias utilidades à maioria dos equipamentos eletroeletrônicos que usam pilhas requer, quase sempre, mais de uma pilha, esses agrupamentos de pilhas constituem uma bateria.

Uma pilha é um dispositivo constituído de dois eletrodos e um eletrólito, arrançados de maneira a produzir energia elétrica. E bateria é um conjunto de pilhas agrupadas em série ou em paralelo, dependendo da

exigência por maior potencial ou corrente. As baterias primárias são aquelas essencialmente não recarregáveis, as baterias secundárias podem ser recarregáveis e serem utilizadas várias vezes. Um agrupamento de pilhas em série fornece maiores potenciais, enquanto que em paralelo, maiores correntes (BOCCHI; FERRACIN; BIAGGIO, 2000).

Estas são apenas informações dos princípios gerais do funcionamento de pilhas e baterias que comumente constitui em um assunto de difícil assimilação por parte de muitos estudantes. Exemplos que mostram que pode ser possível dispor de materiais simples para interpretação e o entendimento de um determinado assunto são os de Sartori *et al.* (2009) que construíram um destilador com a utilização de garrafas pet descartáveis para separação de misturas homogêneas simples, do tipo líquido-líquido, por meio deste material os autores ressaltam que foi possível demonstrar aos alunos a percepção do sistema de funcionamento de um destilador bem como sua aplicação na destilação de misturas.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Ação 1: Aquisição de materiais descartáveis para confecção do material paradidático

A função do material paradidático é permitir a observação e facilitar o entendimento relacionado aos conceitos sobre pilhas e baterias. Para a confecção do mesmo o professor pode reunir materiais caseiros e os próprios alunos podem ajudar na aquisição desses materiais, o professor ainda poderá propor aos alunos uma classificação dos materiais que foram colhidos.

Características como:

- Natureza do material: Madeira, plásticos, metal, etc.
- Formatos: Cilíndrico, plano, esférico, perfurado, etc.
- Propriedades Físico-Químicas: Transparência, textura, elasticidade, rigidez, maleabilidade, etc.

Esta etapa da atividade é importante para a investigação e percepção da organização científica, pois visa instigar os alunos a outros conhecimentos que subsidia nossa vida cotidiana. Para produzir o material paradidático os professores devem dispor dos materiais relacionados abaixo:

- Caixa(s) de pizza
- Palitos de churrasco
- Tiras de garrafas PET
- Tintas guache
- Estilete e tesouras
- Papeis (ofício ou pardo) ou EVA



Figura 1. Materiais

Ação 2: Confecção do Material paradidático

Depois de reunidos todos os materiais descartáveis é a hora da confecção, para isto é importante saber que cada material utilizado terá uma função específica. A função da caixa de pizza será de suporte, as tiras de garrafas PET serão para representar e fazer as pilhas, os palitos de churrascos servirão para dar suporte ao agrupamento das pilhas bem como para indicar o sentido e/ou caminho da corrente elétrica. As canetas servirão para escrever as informações necessárias em cada agrupamento.

O professor pode ainda incrementar com outros materiais que achar necessário deste que os mesmos tenham suas funções estabelecidas. Na Figura 2 mostra como fica o material paradidático produzido.



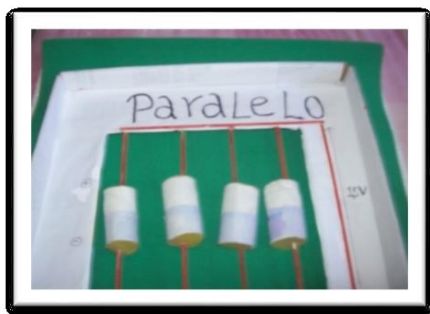
Figura 2. Material paradidático de representação de uma bateria.

Ação 3: Explorando o material paradidático em sala de aula

Nesta etapa, o professor antes deverá elaborar um questionário para os alunos sobre o assunto abordado cujo objetivo deste questionário é fazer uma análise teórica, acima dos resultados obtidos. Este questionário deve ser aplicado no final da oficina.

O professor pode mostrar aos alunos que, supondo-se pilhas de 1,5 V em um agrupamento de quatro dessas pilhas em paralelo, irá fornecer sempre um potencial de 1,5 V, porém, a corrente elétrica é quatro vezes maior do que aquela gerada por uma única pilha (Figura 3a). Já um agrupamento dessas mesmas pilhas em série (Figura 3b) irá fornecer um potencial de 6,0 V, no entanto, a corrente elétrica é a mesma de uma única pilha. Os alunos devem observar e assimilar por meio do material produzido que o agrupamento de pilhas em série fornece maiores potenciais, enquanto que em paralelo, maiores correntes elétricas.

O professor ainda pode iniciar um breve relato por meio de um estudo dirigido sobre pilha de Daniel, falar dos tipos de baterias (primárias e secundárias), natureza química destes sistemas eletroquímicos, impactos e/ou outros temas pertinentes. Estes conceitos também são discutidos por Bocchi, Ferracin e Biaggio (2000), em artigo publicado na revista Química Nova na Escola, o qual constitui em um ótimo texto base para compreensão destes assuntos.



(A)



(B)

Figura 3. (A) Representação em Paralelo; (B) Representação em Série.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

A construção de um mecanismo simples de ensino, mostrando o funcionamento de uma bateria, com utilização de materiais do cotidiano, constitui em um bom exemplo, que pode ser aplicado dentro da sala de aula, ou até mesmo na própria comunidade. Uma atividade dessa natureza aliado à discussão dos conceitos científicos, constitui ainda numa boa alternativa para despertar a curiosidade e o interesse de alunos no assunto proposto que, no caso Baterias.

REFERÊNCIAS

BOCCHI, N. FERRACIN, L. C.; BIAGGIO, S. R. Pilhas e baterias: funcionamento e impacto ambiental. **Quím. nova esc.**, n. 11, 2000.

CARDOSO, G. A. A utilização de materiais alternativos em aulas de educação física. In: SIMPÓSIO DE ENSINO DE GRADUAÇÃO -

MOSTRA ACADÊMICA UNIMEP, 5. 2007. **Anais...** São Paulo: UNIMEP, 2007.

DAMASIO, F.; STEFFANI, M. H. Ensinando física com consciência ecológica e com materiais descartáveis. **Rev. Bras. Ens. Fís.**, v. 29, n. 4, p. 593-597, 2007.

GONDIM, M. S. C.; MÓL, G. S. Saberes populares e ensino de ciências: possibilidades para um trabalho interdisciplinar. **Quím. nova esc.**, n. 30, 2008.

LEODORO, M. P. **Oficina de ciência e tecnologia**. São Paulo: Atta Mídia e Educação, 2001.

MAURO, B. S. Curiosidades de pesquisador. **Rev. Nova Esc.**, n. 219, jan./fev. 2009.

SARTORI, E. R. et al. Construção e aplicação de um destilador como alternativa simples e criativa para a compreensão dos fenômenos ocorridos no processo de destilação. **Quím. nova esc.** v. 31, n. 1, 2009.

SELEÇÃO E ADAPTAÇÃO DE EXPERIMENTOS DE ELETROQUÍMICA COM MATERIAIS DO COTIDIANO APLICÁVEIS NO ENSINO MÉDIO

Fabiano Ramos

Graduado em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do
Maranhão

Antonio de Jesus dos Santos Fernandes Júnior

Graduado em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do
Maranhão (UEMA), Mestre em Química Analítica pela Universidade Federal do
Maranhão (UFMA) e Coordenador de Pesquisa e Inovação do Instituto Estadual de
Educação, Ciência e Tecnologia do Maranhão -IEMA

Débora Silva Santos

Graduada em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do
Maranhão (UEMA). Doutoranda e Mestra em Nanociência e Nanobiotecnologia na
Universidade de Brasília (UnB)

O ensino de Química é tratado no ensino médio com muita teoria e sabe-se que a essência dessa disciplina é a experimentação, pouco frequente no nível básico. Além disso, quando alguns experimentos são realizados, seguem fielmente o roteiro, não estimulando assim o raciocínio e entendimento fiel do que realmente o conteúdo quer mostrar. Sabe-se que os professores quando utilizam a experimentação, em geral, inserem-na em sua prática de uma maneira reducionista, com o intuito de comprovar ou ilustrar a teoria. Dentro dessa perspectiva, os alunos apenas reproduzem os roteiros, ficando com a ideia de que a Ciência é verdadeira e inquestionável. No entanto, o uso da experimentação no ensino não deve ter essa conotação, pois nesse processo, o aluno se torna sujeito passivo na sua aprendizagem e o conhecimento não é construído (FRAGAL *et al.*, 2011).

Atualmente, ainda é comum em muitas escolas brasileiras não existirem laboratórios de ensino, em virtude dessa ausência, muitos conteúdos relacionados com a prática da Ciência (Química) ficam de certa forma “comprometidos”, uma vez que muitos assuntos exigem nossa percepção, observação e análise como exemplo, podem se citados os assuntos referentes à Eletroquímica. Nos livros didáticos voltados para o Ensino Médio os assuntos pertinentes a Eletroquímica mostram uma abordagem meramente qualitativa, os alunos no máximo ficam restritos aos “conceitos, concepções e aplicações”. A caracterização quantitativa dos fenômenos da Eletroquímica e o caráter complexo e dinâmico das pilhas não são trabalhados, o que resulta na restrição do aluno aprender como caracterizar os fenômenos quantitativamente.

Diante do exposto é de grande relevância adaptar métodos de ensino que possam contribuir para o entendimento quantitativo da Eletroquímica visando facilitar seus mecanismos e suas principais transformações. O presente trabalho tem como proposta a adaptação de experimentos sobre eletroquímica encontrados na literatura, utilizando materiais alternativos do cotidiano, aliado a caracterização qualitativa e quantitativa, destinados a alunos do ensino médio.

Breve histórico sobre Eletroquímica

A primeira pilha elétrica foi desenvolvida por Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta (1737-1827), a partir da divulgação de resultados de pesquisa de Luigi Galvani (1737-1798). Galvani observou contrações musculares nas pernas de rãs mortas, quando o metal onde estavam penduradas (cobre) entrava em contato com o suporte de ferro. Ele interpretou o fenômeno como “eletricidade de origem animal”, isto é, os músculos armazenavam eletricidade e os nervos a conduziam (FELTRE, 2008).

Alessandro Volta, inicialmente, repetiu e confirmou as experiências de Galvani. Contudo, com o avanço de suas investigações sobre o tema, acabou propondo outra interpretação para os fenômenos observados. Segundo ele, a origem da eletricidade era externa, resultado do contato entre os dois metais distintos; a rã reagia a essa eletricidade

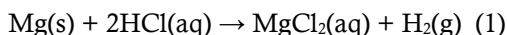
metálica como reagiria a outras formas de eletricidade externa (RUSSELL; GUEKEZIAN, 2008).

Para comprovar sua hipótese Volta construiu a primeira pilha elétrica, um dispositivo contendo discos de dois metais distintos – zinco e prata – intercalados e separados por um papelão umedecidos com solução salina, capaz de gerar corrente elétrica, a qual era conduzida por fios metálicos conectados as extremidades da “pilha” de discos.

O sucesso da invenção de Volta foi tão grande que, imediatamente, muitos cientistas passaram a construir pilhas cada vez maiores para suas experiências; um exemplo foi à pilha de 2000 pares de placas, construído pela sociedade Real de Londres. Esse fato propiciou descobertas muito importantes nos campos da Física e da Química. Assim, por exemplo, o cientista inglês Humphry Davi (1778-1829) conseguiu em, 1807, isolar pela primeira vez o sódio e o potássio, por meio de eletrolises; no ano seguinte, Davy isolou o bário, o estrôncio, o cálcio e o magnésio; foram então isolados seis novos elementos químicos em apenas dois anos! Em 1834, Michael Faraday (1791-1867) conseguiu determinar as leis Quantitativas da eletrolise (RUSSELL, 2008).

A Reação Redox e o Balanceamento de Equações de Oxirredução

Os processos eletroquímicos envolvem reações de oxirredução (oxidação-redução) nos quais a energia liberada por uma reação espontânea e convertida em eletricidade ou em que a eletricidade é usada para promover a ocorrência de uma reação química não espontânea. Nas reações de oxirredução ocorre uma transferência de elétrons de uma espécie para outra. A reação entre o magnésio metálico e o ácido clorídrico (Equação 1) é um exemplo desse tipo de reação (KRUGER; LOPES; SOARES, 1997).

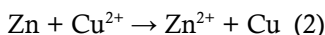


A perda de elétrons por um elemento durante a oxidação está associada a um aumento do número de oxidação desse elemento. Na

redução, há uma diminuição do número de oxidação de um elemento em virtude do ganho de elétrons. Na reação considerada anteriormente, o metal Mg é oxidado e os íons H^+ são reduzidos e os íons Cl^- não apresentam mudança em seus estados de oxidação (CHANG, 2010).

Analisando alguns elementos químicos presentes em nosso dia-a-dia, podem surgir algumas perguntas: Por que utilizamos fios de cobre e não de chumbo, por exemplo? Por que o ferro enferruja e o aço não? E o alumínio, não enferruja? Por que fazemos painéis de alumínio e não de zinco?

Quando se mergulha o zinco metálico em uma solução de nitrato de cobre II (Cu^{2+}), a reação final corresponde a uma transformação química do zinco metálico em íons zinco (íons de zinco em água) e dos íons cobre em cobre metálico (Equação 2). Esta reação pode ser representada pela seguinte equação:



Esta equação é chamada de equação global. Nela só aparecem os íons ou átomos que mudaram o seu número de oxidação (Nox). A ordem em que aparecem os metais nesta escala de reatividade depende de seu caráter metálico. Quanto mais reativo for o metal, maior será o seu caráter metálico (CHANG, 2010).

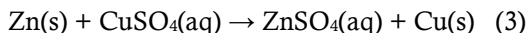
O cientista Linus Pauling, por meio de experiências, ordenou os elementos de acordo com sua reatividade química:

Cs - Li - Rb - K - Ba - Sr - Ca - Na - Mg - Be - Al - Mn - Zn - Cr - Fe - Cd - Co
- Ni - Sn - Pb - H - Sb - Bi - Cu - Hg - Ag - Pd - Pt - Au^{2+}

As Pilhas e o Princípio de Funcionamento

Quando um pedaço de zinco metálico é mergulhado em uma solução de $CuSO_4$, o zinco é oxidado a íons Zn^{2+} e os íons Cu^{2+} são reduzidos a cobre metálico (Equação 2).

Os elétrons são transferidos do agente redutor (Zn) para o agente oxidante (Cu^{2+}). Se separarmos fisicamente o agente oxidante do agente redutor, a transferência de elétrons pode ser realizada através de um meio condutor exterior (um fio metálico). Segundo Chang (2010), à medida que a reação progride, é estabelecido um fluxo contínuo de elétrons e, portanto, produz-se eletricidade (isto é, trabalho elétrico é produzido tal como a força motriz de um motor elétrico).



Na reação da equação 3, o metal zinco (Zn) sofre oxidação, pois perde 2 elétrons para o cátion cobre (Cu^{2+}); este, por sua vez, ao receber os 2 elétrons, sofre redução. É muito importante notar que a reação $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ é espontânea, enquanto a reação inversa não é espontânea. Generalizando, podemos dizer que certos metais tem mais tendência de ceder elétrons, enquanto outros têm mais tendência de receber elétrons. Essa observação é muito importante para o estudo das pilhas (FELTRE, 2008).

A diferença de potencial entre os eletrodos de uma célula mede a tendência da célula em realizar uma reação química, isto é, quanto mais positivo for o seu valor maior será a tendência da reação se deslocar para a direita, em direção aos produtos. O potencial padrão de um eletrodo (E°) é o potencial que é estabelecido quando todos os constituintes encontram-se em seus estados padrões (isto é, atividade unitária para todas as espécies dissolvidas).

A equação de Nernst relaciona o potencial reversível real de um eletrodo, E , com o potencial reversível padrão, E° , do mesmo eletrodo. Essa equação pode ser utilizada para calcular tanto o potencial de eletrodos individuais como a diferença de potencial em uma célula (ou pilha). Em geral, é mais conveniente aplicar a equação de Nernst para um eletrodo de cada vez (RUSSELL; GUEKEZIAN, 2008).

$$E = E^\circ - \frac{0,05915}{n} \log \frac{[A_{\text{red}}]}{[A_{\text{ox}}]}$$

EXPERIMENTOS DESENVOLVIDOS

Experimento 1: Escala de Reatividade dos Metais

Material utilizado: Fe (esponja de ferro); Zn (pulverizado); Al (papel alumínio); Cu (fio elétrico); HCl 1M; ZnSO_4 1M; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 1M; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1M; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 1M e CuSO_4 1 M.

Etapa 1: Em 4 tubos de ensaio, cada um com um metal diferente na sequencia: Fe, Al, Cu e Zn colocou-se solução de ácido clorídrico, em seguida, analisou-se o que aconteceu em cada tubo: tubo 1 (Fe), tubo 2 (Al), tubo 3 (Cu) e tubo 4 (Zn).

Etapa 2: Em 4 tubos de ensaio, colocou-se na sequencia: Fe, Al, Cu e Zn em seguida colocou-se a solução de sulfato de zinco (ZnSO_4) em cada tubo com diferentes metais e analisou os resultados.

Etapa 3: Em 4 tubos de ensaio, colocaram-se os metais já citados e na sequencia anterior, em seguida colocou-se a solução de sulfato de alumínio [$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$], em seguida, analisaram-se os resultados. Em cada tubo colocaram-se uma amostra de cada metal estudado: Fe, Al, Cu e Zn.

Etapa 4: Em 4 tubos de ensaio, colocaram-se os metais e em seguida colocou a solução de nitrato de chumbo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$), em seguida, analisaram-se os resultados.

Etapa 5: Em tubos de ensaio, colocou-se solução de sulfato férrico ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$), em seguida, em cada tubo colocou-se uma amostra de cada metal estudado: Fe, Al, Cu e Zn.

Etapa 6: Em 4 tubos de ensaio, colocaram-se solução de sulfato de cobre (CuSO_4), em seguida, em cada tubo colocou-se uma amostra de cada metal estudado: Fe, Al, Cu e Zn.

Experimento 2: Pilha de Batata Inglesa

Material utilizado: 3 Batatas inglesas; 2 Placas de Cobre; 2 Placas de Zinco; Fio de Cobre; Voltímetro; Ferro e Fio de solda.

Procedimento experimental: Soldou-se o fio nas placas, um no terminal positivo e outro no negativo em seguida, cortou-se uma batata média ao meio, e a outra ficou inteira, espetou-se uma placa pequena de cobre e outra de zinco em cada metade da batata. Assim cada metade da batata e uma pilha, a placa de cobre e o terminal positivo e a placa de zinco e o terminal negativo. Com um fio com as garras de jacaré soldadas conectou-se em serie, positivo de uma placa com o negativo da outra, de modo a sobrar uma plaquinha de cobre e outra de zinco sem ligar uma a outra. Nas duas placas que sobraram, ligou-se o fio que esta soldado no terminal positivo da placa de cobre e o fio que esta soldado no terminal na placa de zinco.

Experimento 3: Pilha de Tomate

Material utilizado: 3 Tomates; 2 Placas de Cobre; 2 Placas de Zinco; Fio de Cobre com garras; 1 multímetro; Ferro e Fio de solda.

Procedimento experimental: Utilizaram-se laminas de cobre de zinco, ligadas a um fio de cobre, e inseridas em serie em três tomates, obteve-se a formação de uma pilha.

Experimento 4: Pilha de Limão

Material utilizado: 3 Limões; 2 Placas de cobre; 2 Placas de zinco; 1 multímetro.

Procedimento experimental: Utilizando laminas de cobre e de zinco, ligadas a um fio de cobre, e inseridas em serie em três limões, obteve-se a formação de uma pilha.

Experimento 5: Pilha de Sal de Frutas

Material utilizado: 2 Vidros vazios de Maionese; 2 Barras de Zinco; 2 Barras de Cobre; Fios para conexão com garras jacarés nas

pontas; 2 Comprimidos de Sal de Frutas; 1 Multímetro; Papel adesivo e Isopor.

Procedimento experimental: Cortou-se o isopor em formato retangular e colocaram-se as placas de zinco e cobre de modo que este isopor ficasse no meio das duas placas deixando-as separadas uma da outra, e fixou com papel adesivo, em seguida conectaram-se os fios com garras de jacarés, e colocou o suporte construído dentro do vidro de maionese com a solução pela metade do vidro, posteriormente conectaram-se os fios ao multímetro para conferir a passagem de corrente elétrica.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Os resultados obtidos nos experimentos foram satisfatórios, apesar do ferro, que não se comportou como previsto na teoria em varias reações. Conseguiu-se, no entanto, a informação entre os metais mais e menos reativos relacionando isso com a corrosão (reações de oxirredução com danificação da amostra) e associando a teoria com a prática.

Os resultados encontrados para o experimento sobre a escala de reatividade mostram que o ferro e na presença de solução de acido clorídrico reage, isso ocorre porque o ferro é mais reativo que o hidrogênio reagindo lentamente, verificou-se uma coloração verde e formação de pequenas bolhas, o ferro tem maior tendência em perder elétrons , logo, houve a reação: $\text{Zn(s)} + 2 \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$.

O alumínio metálico reagiu com o acido clorídrico, pois eliminava bolhas de gás hidrogênio. O alumínio e mais reativo que o hidrogênio por pertencer aos metais, portanto, o alumínio doa elétrons ao hidrogênio como mostra a reação: $2 \text{Al(s)} + 6 \text{HCl(aq)} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3\text{(aq)} + 6 \text{H}_2\text{(g)}$. O zinco reagiu com o acido clorídrico, novamente ele e mais reativo que o hidrogênio e possui elétrons para doar como mostra a reação: $\text{Zn(s)} + 2 \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

Mostraram ainda que o ferro em contato com a solução de sulfato de zinco reagiu microscopicamente de modo lento, e macroscopicamente não foi observado nenhuma mudança de cor ou mesmo reação qualquer,

sendo portanto o ferro menos reativo que o zinco, como mostra a reação:
$$\text{Fe(s)} + 3 \text{ZnSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe(SO}_4)_3(\text{aq}) + 3\text{Zn(s)}$$

O alumínio em contato com a solução de sulfato de zinco, não foi observada reação, mas microscopicamente ocorreu a reação sendo o alumínio mais reativo que o zinco: $\text{Al(s)} + 3 \text{ZnSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + 3\text{Zn(s)}$. Quando se utilizaram o cobre e o zinco não houve reação, conforme mostra as equações: $\text{Cu(s)} + \text{ZnSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{nao reagiu}$; $\text{Zn(s)} + \text{ZnSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{nao reagiu}$

O ferro, alumínio, cobre e zinco não reagiram quando foram mergulhados em solução de sulfato de alumínio. Já quando os mesmos metais foram submetidos à solução de nitrato de chumbo (Experimento 4) foram observadas reações somente com o ferro, alumínio e zinco conforme equações a seguir: $\text{Fe(s)} + \text{Pb(NO}_3)_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Pb(s)}$; $2\text{Al(s)} + 3\text{Pb(NO}_3)_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Al(NO}_3)_3(\text{aq}) + 3\text{Pb(s)}$; $\text{Zn(s)} + \text{Pb(NO}_3)_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Pb(s)}$. Não foi observada reação com o cobre.

O experimento da Pilha de batata inglesa consistiu em observar o transporte de íons entre as placas de cobre e zinco e a conversão da energia química presente na batata em energia elétrica. A batata que e alcalina serviu como eletrólito, sendo o meio orgânico para o transporte de íons nas placas metálicas utilizadas. Utilizaram-se as laminas de cobre de zinco, ligadas a um fio de cobre, e inseridas em serie em três batatas, obteve-se a formação de uma pilha, cujos resultados e descrição do experimento, podem ser observados na Figura 1.

Devido a sua característica, o zinco funcionou como anodo e o cobre como um catodo, sendo o polo negativo na placa de zinco e o positivo na placa de cobre. Observou-se que a energia fornecida foi possível acender um LED, antes de colocar o LED a tensão foi de 2,34 V e a corrente de 0,25 mA em seguida, colocou o LED e mediu a tensão em intervalo de 20 minutos.

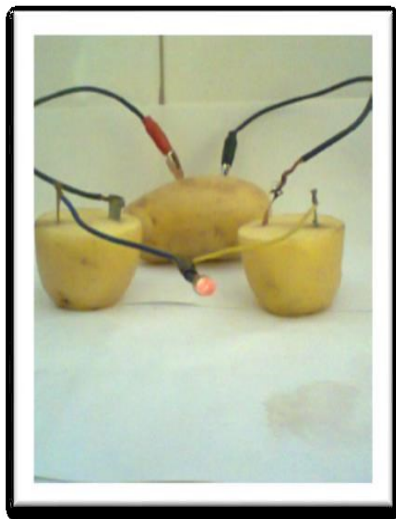


Figura 1. Experimento usando materiais (batatas) em serie

Para a pilha de tomates foi utilizado apenas um tomate e uma placa de cobre ligado no fio e outra de zinco ligada no outro fio, inseridas no tomate, resultando numa tensão fornecida de 0,95V mostrada no voltímetro. Posteriormente, o experimento foi testado com três tomates, também ligados em serie, o que resultou numa tensão de 2,75 V (Figura 2), obtendo o valor aproximado ao de duas pilhas pequenas alcalinas do tipo A, que é de 3V.



Figura2.Experimento usando materiais (tomates) em série.

Devido a sua característica, o zinco funcionou como anodo e o cobre como um catodo, sendo o polo negativo na placa de zinco e o positivo na placa de cobre. Observou-se que com a energia fornecida foi possível acender um LED e a corrente obtida foi de 0,29 mA.

O experimento com limões foi testado três limões, também ligados em série, o que resultou numa tensão de 2,93 V. Devido a sua característica, o zinco funcionou como anodo e o cobre como um catodo, sendo o polo negativo na placa de zinco e o positivo na placa de cobre. Na Figura 3, observou-se que com a energia fornecida foi possível acender um LED e a corrente obtida foi de 0,31 mA.

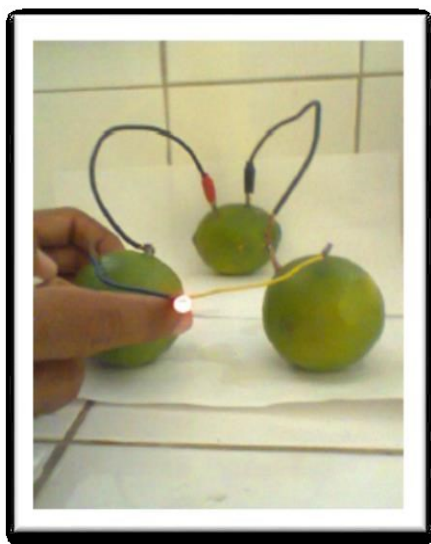


Figura 3. Experimento usando materiais (limões) em série

O funcionamento das pilhas de sal de frutas (Figura 4) aconteceu devido à oxidação do Zn e da redução do H^+ . A oxidação do Zn pode ser representada pela equação: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$ A redução do H^+ pode ser representada pela equação: $2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$.



Figura 4. Pilha de sal de frutas

O processo ocorre de forma espontânea, ou seja, não é necessário fornecer energia para a realização deste. Essa afirmação é feita com base na observação de bolhas ao redor das placas durante o experimento, isto é, ocorre liberação de hidrogênio na forma de H_2 .

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Os experimentos de eletroquímica apresentados neste trabalho foram selecionados em livros didáticos, no site www.pontociencia.com.br e na Revista Química Nova na Escola. Todos realizados no Laboratório de Macromoléculas e Produtos Naturais da Universidade Estadual do Maranhão, os quais tiveram bons resultados em comprovarem a teoria e se mostraram muito eficientes na demonstração de conceitos de pilhas, baterias, eletrolise e reações de oxirredução.

Outros experimentos também realizados pelos autores: Escala de reatividade dos metais, Pilhas de refrigerante, Pilha de Daniell, Gota salina e oxidação do ferro, Produção de acetato de chumbo por eletrólise e Pilha de moeda podem ser encontrados em Coletânea de Práticas de Eletroquímica Aplicáveis no Ensino Médio (RAMOS, 2012).

Dessa forma, foram realizadas praticas simples, que levam os alunos a constatar que realmente os experimentos comprovam a teoria sobre o tema em estudo assim eles conseguem entender de forma pratica a teoria abordada. O desenvolvimento destes experimentos constitui um importante instrumento, trazendo para a vida do aluno experiências

práticas usando materiais que fazem parte do seu cotidiano, proporcionando um ensino mais participativo, confirmando que a experimentação investigativa defendida por educadores, configura-se como potencialmente útil para auxiliar os alunos a construir concepções mais próximas daquelas relacionadas ao conhecimento científico.

REFERÊNCIAS

CHANG, R. **Química geral**: conceitos essenciais. Tradução: Maria Jose Ferreira Rebelo [et al]. 4. ed. Porto Alegre: AMGH, 2010.

FELTRE, R. **Físico-química**. 7. ed. São Paulo: Moderna, 2008.

FRAGAL, V. H. et al. Uma proposta alternativa para o ensino de eletroquímica sobre a reatividade de metais. **Revista Química Nova na Escola**, v. 33, n. 4, p. 216-222, nov. 2011.

KRUGER, V.; LOPES, C. V. M.; SOARES, A. R. **Eletroquímica para o ensino médio**. Porto Alegre: Instituto de Química da UFRGS, 1997.

RAMOS, F. **Coletânea de práticas de eletroquímica aplicáveis no ensino médio**. 2012. 62f. Monografia (Trabalho de Conclusão de Curso) - Universidade Federal do Maranhão, São Luís, 2012.

RUSSELL, J. B.; GUEKEZIAN, M. **Química geral**. 2. ed. São Paulo: Makron, 2008. v. 2.

RECICLAGEM DE POLÍMERO PÓS CONSUMO

Thacyane Reis Mendes

Graduada em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão

Paulicélia Pereira Gualter Teixeira

Graduada em Química Licenciatura pela Universidade Estadual do Maranhão.

Professora do Centro de Ensino Jerusa da Silva Rabelo e do Centro de Ensino

Professor João Cardoso Campos

Aprendizagem é uma capacidade natural, inerente à vida dos homens e de outras espécies animais. Isto pode ser observado, analisando o desenvolvimento intelectual que experimenta o homem, desde o nascimento. Como a aprendizagem está ligada ao saber e a forma de como se adquire algum tipo de conhecimento, pode-se dizer que esse aprendizado também pode ser obtido por meio de atividades que considerem o desenvolvimento físico-motor e o domínio de todas as funções corpóreas, algo como outro nível de aprendizado como, por exemplo, a teoria associada às práticas clareiam, mesmo que em partes, o universo imaginário da química em sala de aula.

Para Piaget (*apud* CARDOSO; COLINVAUX, 2000), o conhecimento realiza-se por meio de construções contínuas e renovadas a partir da interação com o real, não ocorrendo através de mera cópia da realidade, e sim pela assimilação e acomodação a estruturas anteriores que, por sua vez, criam condições para o desenvolvimento das estruturas seguintes. Portanto se entendermos o real como sendo o universo de objetos - o mundo - com o qual o aluno lida no dia-a-dia percebe-se a importância do cotidiano na formação destas etapas de construção do conhecimento. Nesta perspectiva, é interagindo com o mundo cotidiano que os alunos desenvolvem seus primeiros conhecimentos químicos.

As dificuldades associadas ao ensino e à aprendizagem de Química perpassam, geralmente, o aspecto abstrato dessa ciência. Lidar com aspectos intangíveis aos nossos sentidos proporciona uma sensação de inépcia e vulnerabilidade do que é possível apreender frente à amplitude e complexidade do universo em que estamos inseridos. Essa sensação e essas dúvidas, contudo, não são negativas. Ao contrário, elas são cruciais para despertar a vontade de descoberta, decifrando os fenômenos que nos cercam (GILBERT; BOULTER, 1995; FERREIRA; JUST, 2008).

Na prática docente, é frequente o questionamento por parte dos alunos acerca do motivo pelo qual devem estudar a Química. Estudiosos comentam que alguns professores também não sabem responder a esta questão, pois nunca pensaram no assunto, ou respondem de forma simplista. O estudo da química deve-se principalmente ao fato de possibilitar ao homem o desenvolvimento de uma visão crítica do mundo que o cerca, podendo analisar, compreender e utilizar este conhecimento no cotidiano, tendo condições de perceber e interferir em situações que contribuem para a deterioração de sua qualidade de vida, como por exemplo, o impacto ambiental provocado pelos rejeitos industriais e domésticos que poluem o ar, a água e o solo (CARDOSO; COLINVAUX, 2000).

Diferentes experiências em uma série de países e universidades têm sido relatadas na literatura, visando superar as deficiências do sistema tradicional de educação, ao introduzirem novos modelos pedagógicos. Baseando seu sucesso na utilização de processos cognitivos inerentes ao ser humano, em favor do processo de aprendizagem para o aluno. Entre estes estão alguns conceitos educacionais como "aprendizagem pela descoberta", "aprender fazendo", "aprender pela experimentação" e "ensino centrado no aluno", o que sugere claramente a exploração de características como a curiosidade e autodeterminação, entre outras. Entre os promotores desta idéia destaca-se Dewey, com sua teoria do "aprender fazendo" e Killpatrick, que é considerado o pai da pedagogia baseada em projetos PBL - Problem Based Learning (SABÍN-DIAZ, 2010).

Em 2012, a professora da disciplina Química dos Polímeros no curso de Química Licenciatura da Universidade Estadual do Maranhão

(UEMA), também organizadora desta obra, usando desse novo modelo de aprendizagem, propôs o desafio da elaboração e execução de um mini - projeto técnico - científico na área de química dos polímeros. Nesta nova experiência, os alunos individualmente criariam, elaborariam e executariam experimentos que envolvessem polímeros. O desafio deu certo e os alunos obtiveram um alto rendimento na disciplina.

Dentre as propostas dos alunos, uma delas, vendo a questão ambiental e o que a disciplina podia oferecer de bom para a conservação do ambiente, propôs usar a química dos polímeros (MENDES, 2012) para tentar minimizar trágicos problemas ocasionados no meio ambiente.

A inspiração para esse desafio partiu da observação de uma grande quantidade de material descartável rotineiramente no Restaurante Universitário (RU) da Universidade Estadual do Maranhão, todos os dias muitos copos descartáveis são usados e jogados no lixo sem nenhum tratamento posterior, com isso, viu-se a necessidade de por em pratica os conhecimentos adquiridos sobre a química dos polímeros e tentar diminuir o impacto causado por esse material, vendo que esse tipo de material demora milhares de anos para se decompor.

Devido aos bons resultados obtidos por Mendes (2012), este trabalho apresenta a proposta de utilização de polímeros para a diminuição da grande quantidade de material descartado no meio ambiente como um método alternativo para reciclagem de certos polímeros e usar o método aplicado como uma pratica de laboratório nas aulas da disciplina sobre polímero.

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

As atividades do projeto iniciaram com a pesquisa bibliográfica *on-line* e também presencial em bibliotecas de instituições de ensino no estado do Maranhão. Os sites acessados permitiram pesquisas bibliográficas em revistas especializadas como *Polímeros - Ciência e Tecnologia*, *Química Nova* e *Química Nova na Escola*, entre outras.

Materiais utilizados

Foram utilizados dois béqueres de 250 mL e dois de 1000 mL; Placa aquecedora (Fisatan modelo 753a); Balança analítica (Shimadzu modelo AY220); Reagente: Éter Etílico p.a. (Isifar) e copos descartáveis (poliestireno);

Coleta

A coleta dos copos descartáveis foi feita no Restaurante Universitário (RU) da Universidade Estadual do Maranhão, devido à grande quantidade de copos utilizados por dia e jogados no lixo sem nenhum tratamento posterior. Todos os copos foram lavados e secos a temperatura ambiente para posterior análises.

Descrição dos Experimentos

Todos os reagentes usados para síntese foram de grau analítico e as vidrarias usadas foram devidamente lavadas com água destilada e em seguida enxaguadas com água deionizada (resistividade = $18 \text{ M}\Omega \text{ cm}^{-1}$) e secas na estufa. Foram feitas sínteses variando a quantidade do poliestireno e mantendo constante o volume de éter de etílico, com controle de temperatura.

Síntese do Poliestireno Expandido (EPS) para 10 g de copo descartável

A rota sintética utilizada tomou com base o trabalho de Gilmar e Assis (2010), que consiste em colocar 10 g de copo descartável (poliestireno) em um Becker de 250 mL e adicionar 20 mL de éter de etílico para a dissolução do copo descartável (Figura 1), deixando em repouso por 45 minutos a temperatura ambiente até a evaporação de todo o solvente formando uma emulsão. Em seguida, a emulsão foi transferida para um Béquer de 1000 mL que continha água a 100°C, pressionando-a até completar a expansão total e tomar a forma do recipiente. Após todo

esse processo, retirou-se o plástico formado, secou-se em estufa para eliminar a água e pesar o produto final para posterior análises.



Figura 1. Dissolução do poliestireno do copo descartável em Éter Etílico *Síntese do Poliestireno Expandido (EPS) para 20 g de copo descartável*

Para a segunda rota sintética proposta, o procedimento experimental consiste em colocar 20 g de copo descartável (poliestireno) em um Becker de 250 mL e adicionar éter de etílico, deixando em repouso a temperatura ambiente até a evaporação de todo o éter etílico, formando uma emulsão. Em seguida, a emulsão foi transferida para um Becker de 1000 ml que continha água a determinada temperatura, sendo pressionada até completar o inchamento total e tomar a forma do recipiente. Após todo esse processo, retirou-se o isopor formado, secou-se em estufa para eliminar a água e pesar o produto final.

Síntese do Poliestireno Expandido com controle de temperatura

Para essa síntese, foram utilizados 4, 417 g de poliestireno, 3 copos descartáveis e éter etílico (Figura 2A), e foi controlado a temperatura para mostrar o desempenho da expansão do material. Para isso usou-se uma proveta com um valor fixo de água como é mostrado na Figura 2B e, então, adicionou-se o poliestireno dissolvido e foi observado o volume final, assim, nos dando o valor da expansão (Figura 2C).

Estudos desenvolvidos por Caraschi e Leão (2002) a respeito das propriedades dos plásticos reciclados apresentaram também um resultado a respeito da densidade do PS que foi de $1,01 \text{ g/cm}^3$. A densidade do PS comercial apresenta valores entre $1,04$ e $1,09 \text{ g/cm}^3$. Estes resultados serviram como parâmetros comparativos para o estudo em questão.

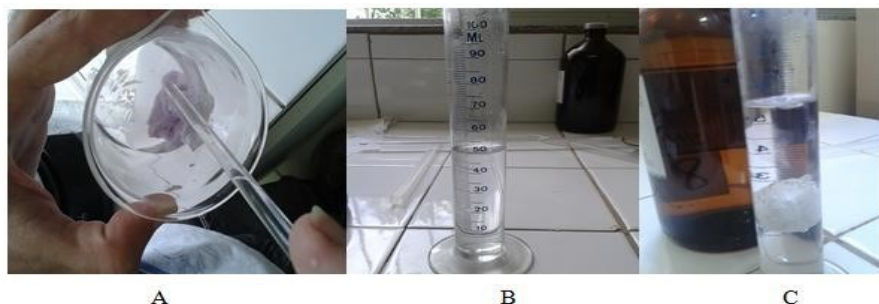


Figura 2. (A) Dissolução dos copos descartáveis, (B) Volume de água, (C) Volume final após a expansão do material.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

Para a síntese do Poliestireno Expandido (EPS) a partir de 10 g de material descartável utilizou-se determinado tempo para evaporação do solvente, já para a massa de 20 g utilizou-se determinado tempo. Em ambos os casos após todo o processo da Síntese do Poliestireno Expandido (EPS), foi possível a obtenção do EPS conforme mostra na Figura 3. O rendimento obtido para a síntese de 10 g foi de 13,3 % (m/m) e para a síntese de 20 g foi 14,9 % (m/m).

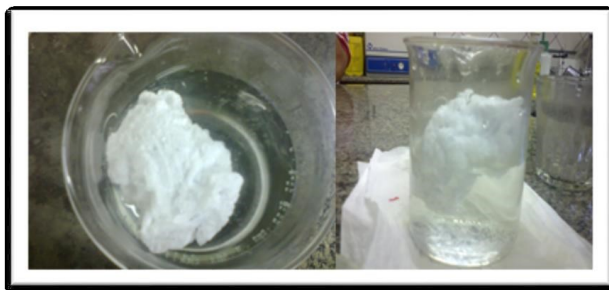


Figura 3: Formação do Poliestireno.

Em relação às propriedades sensoriais o material reciclado obtido possuiu um aspecto poroso, coloração branca, leveza, sem odor, rigidez, opaco e de superfície rugosa.

A partir dos dados obtidos foi possível fazer uma análise do volume de expansão do material. O material produzido neste trabalho forneceu um volume de expansão superior ao material produzido por Caraschi e Leão (2002) que atingiu volume de 12,47 cm³. Essa diferença entre os resultados encontrado neste trabalho em relação aos dados dos referidos autores deve-se ao método de expansão e a quantidade de solvente que continha no material, cuja densidade e o volume são inversamente proporcionais.

Na síntese do composto com a temperatura controlada, foi analisada a densidade média e comparada com os testes feitos por Caraschi e Leão (2002). A determinação da densidade do PS reciclado foi obtida pela massa inicial e do volume da expansão do material e através da relação Massa/Volume encontrou-se a densidade do PS reciclado.

Com base no valor da densidade e comparado com a faixa do PS comercial encontrada pelos autores Caraschi e Leão (2002), a densidade do PS reciclado foi menor, isso se deve ao fato do poliestireno que foi usado na síntese pelos autores ser de origem padrão, resguardando assim todas as características e/ou propriedades Físico-Químicas específicas e tabeladas.

Na dissolução do material produzido, o EPS, não ocorre interação química, o solvente serviu somente para mudar o estado físico do material, ocorrendo assim apenas uma interação física. Outra característica do solvente é que ele atuou como agente expensor na extrusão do composto, quando o material foi colocado na água em ebulição ou mesmo com a temperatura controlada, a elevada temperatura fez com que todo o solvente contido na amostra evaporasse e nesse momento da evaporação o gás formado consegue expandir o material de forma rápida.

Estudos na literatura sobre a tecnologia da reciclagem de polímeros mostram que a reciclagem de polímeros é uma alternativa viável para minimizar o impacto ambiental causado pela disposição destes materiais em aterros sanitários (SPINACÉ; PAOLI, 2005). Contudo hoje

é de grande interesse que se busquem novas metodologias que possam ser aplicadas, visando minimizar e/ou disciplinar o descarte destes resíduos sólidos.

No presente estudo a metodologia aplicada foi de caráter experimental de baixo custo, com a utilização de materiais poliméricos pósconsumo (copos descartáveis). Pode ser aplicada em escolas que não dispõe de laboratórios, bem como em demais instituições de ensino. Os professores podem desenvolver junto com seus alunos vários conceitos importantes sobre polimerização, impactos ambientais, reciclagem, processos de produção de plásticos, decomposição destes materiais, e assim despertar o interesse relacionado a esses temas, aliando assim, o conhecimento teórico com a prática.

O presente trabalho contribui também incentivar os alunos a realizarem atividades que mobilizem não só a comunidade escolar, mas também todos que os rodeiam, com iniciativas ecológicas, por exemplo, garrafas PET podem ser utilizadas para a confecção de objetos, técnicas corretas de descarte e a utilização de materiais poliméricos para a reciclagem.

Trabalhos semelhantes com o PVC desenvolvido pelos autores Marconato e Franchetti (2001) mostram que é possível demonstrar uma proposta experimental que ilustra a natureza ácida dos produtos de decomposição de um filme PVC, despertando assim o interesse a respeito de resíduos plásticos descartados, bem como dos produtos tóxicos gerados no ambiente.

Para Pereira e Ferreira (2011) o discurso pedagógico que circula na escola e também na mídia configura centralidade à questão da contextualização dos conteúdos, aspecto que compõe os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCNs) especialmente quando se refere aos Temas Transversais. Tratar da temática polímeros propicia aos alunos conhecimentos relacionados à questão da coleta seletiva vivenciada em seus bairros, além de abordar questões que envolvem o descarte de resíduos, associando essas questões com vários conceitos químicos.

Os autores ressaltam ainda que o desenvolvimento de projetos de ensino na educação escolar tem se mostrado uma possibilidade de

articular os conteúdos de ensino aos temas de interesse social numa dimensão sociocultural.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Os ensaios realizados no presente trabalho permitem obter maior entendimento em relação às determinadas características dos polímeros, sendo fundamental a assimilação da teoria estudada para à pratica realizada. Com, esse método de ensino aprendizagem, pode-se explorar dos alunos conhecimentos adquiridos anteriormente e aplicá-los na prática.

Onde os conhecimentos sobre densidade e solubilidade e, ainda, conhecimentos em outras disciplinas como a física, são importantes para que se entenda o que acontece no decorrer da experimentação.

Os resultados mostraram a eficiência na pratica para a reciclagem do material polimérico pós-consumo e para a produção de um compósito que será estudado a fim de serem empregado em indústria que utilizem o Poliestireno Expandido.

Portanto, ao pensar na elaboração de um projeto de ensino sobre polímeros a partir de um problema que pudesse ser vivenciado pelos alunos, é buscar e estabelecer pontes necessárias para a contextualização de tema, relacionando aos conteúdos de Química, considerando situações problema, permitindo assim aos alunos de poderem agir, tomar decisões e compreender acerca das tecnologias que permitem reaproveitar e reciclar os materiais poliméricos em desuso.

REFERÊNCIAS

CARASCHI, J. C.; LEÃO, A. L. Avaliação das propriedades mecânicas dos plásticos reciclados provenientes de resíduos sólidos urbanos. **Acta Scientiarum**, Maringá, v. 24, n. 6, p. 1599-1602, 2002.

CARDOSO, S. P.; COLINVAUX, D. Explorando a motivação para estudar química. **Quím. Nova**, v. 23, n. 3, p. 401-404, 2000.

FERREIRA, P. F. M.; JUST, R. S. Modelagem e o “fazer ciência”. **Química Nova na Escola**, n. 28, p. 32-36, maio 2008.

GILBERT, J.K.; BOULTER, C. J. Stretching models too far. In: ANNUAL MEETING OF THE AMERICAN EDUCATIONAL RESEARCH ASSOCIATION. 1995. San Francisco. **Anais...** San Francisco: American Educational Research Association, 1995.

GILMAR; ASSIS, C. T. R. **Relatório de química orgânica**. Campina Grande: Universidade Federal de Campina Grande, 2010.

MARCONATO; J. C.; FRANCHETTI, S. M. M. Decomposição térmica do PVC e detecção do HCl utilizando um indicador ácido-base natural: uma proposta do ensino multidisciplinar, **Quím. nova esc.**, n. 14, p. 40, 2001.

MENDES, T. R. **Expansão de compósito polimérico a partir de material descartado**. Mini-Projeto da disciplina Química dos Polímeros. Universidade Estadual do Maranhão. São Luís, 2012.

PEREIRA, J. C.; FERREIRA, M. Polímeros e meio ambiente: uma proposta para o ensino de química. **Rev. Educ. Amb. em Ação**, n. 36, 2011.

SABÍN-DÍAZ, D. La enseñanza por proyecto en el proceso de enseñanza y aprendizaje de ingenieros automáticos. **Rev. Bras. Ensino Fís.**, v. 32, n. 2, p. 2309, 2010.

SPINACÉ, M. A. S.; PAOLI, M. A. A tecnologia da reciclagem dos polímeros. **Quím. Nova**, v. 28, n. 1, p.65, 2005.